
АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

ВТОРА ГОДИНА

ЗДРАВСТВЕНА СТРУКА

ФАРМАЦЕВТСКИ ЛАБОРАТОРИСКИ ТЕХНИЧАР И
МЕДИЦИНСКИ ЛАБОРАТОРИСКИ ТЕХНИЧАР

Автори:

Сунчица Јосифовска
Станка Георгиевска

Рецензенти:

Д-р. Зоран Кавраковски,
професор на фармацевтски факултет, Скопје
Натали Трајковска,
професор по хемија во СМУГС „Д-р. Панче Караџов“ Скопје
Василка Динева
професор по стручни фармацевтски предмети во СМУГС „Д-р. Панче Караџов“ - Скопје

Лектор:

Снежана Веновска-Антевска

Графичко и техничко уредување:

Зоран Јосифовски

Издавач:

Министерство за образование и наука на Република Македонија

Печати:

Графички центар дооел, Скопје

Тираж:

520

Со решение на Министерот за образование и наука на Република Македонија бр. 22-4266/1 од 28.07.2010 година се одобрува употребата на овој учебник

CIP - Каталогизација во публикација
Национална и универзитетска библиотека “Св.Климент Охридски”, Скопје
543(075.3)
ЈОСИФОВСКА, Сунчица
Аналитичка хемија : втора година : здравствена струка : фармацевтски
лабораториски техничар : медицински лабораториски техничар / Сунчица
Јосифовска, Станка Георгиевска. - Скопје : Министерство за образование и
наука на Република Македонија, 2010. - 158 стр. : илустр. ; 30 см
ISBN 978-608-226-147-8
Георгиевска, Станка [автор]
COBISS.MK-ID 84287754

Предговор

Учебникот е наменет за ученици од втора година средно стручно образование, здравствена струка, профил медицински лабораториски техничар и фармацевтски лабораториски техничар. Водевме сметка за нивната возраст, предзнаењата со кои располагаат и важноста на овој предмет за совладување на содржините од теоретска и практична настава по сродни предмети кои понатаму ќе се изучуваат. Сметаме дека обемот на лекциите и едноставниот начин на нивно изнесување се прилагодени на психичко-физичките можности на учениците и се надеваме дека нема да имаат тешкотии при нивно совладување.

Во учебникот се опфатени три тематски целини и тоа:

1. Вовед во аналитичка хемија
2. Квалитативна анализа
3. Квантитативна анализа

Употребени се голем број слики, цртежи и табели. Овие илустрации во учебникот се сместени таму каде што мислиме дека најдобро ќе послужат. Исто така, кон секое поглавје се приложени внимателно одбрани прашања и задачи.

Авторите настојуваа наставните содржини да се базираат на сознанијата од современата хемиска наука, водејќи сметка да се отстранат непотребните податоци и детали, набројувања на факти и повторување на веќе познати содржини. Што се однесува до стилот настојувавме да биде едноставен, непосреден и интересен.

Од авторите

■ ВОВЕД ВО АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА



*Побарај таква аналитичка метода
при која точноста на резултатите
најмалку зависи од вештината
на хемичарот што ја врши.....*

Берцелиус (1779-1848)

Со изучување на оваа тематска целина ученикот треба да сознае дека аналитичката хемија е наука која го објаснува составот на супстанциите што не опкружуваат.

За да се определи нивниот квалитативен и квантитативен состав треба да се направат соодветни анализи во добро опремена хемиска лабораторија. Затоа се потребни реагенси и лабораториски прибор, како и примена на проверени методи по кои тие анализи се изведуваат.

Ако ученикот користи дополнителни извори на информации како што се интернет, литература, видеоматеријали и друго, ќе може да ги прошири своите знаења за значењето и примената на аналитичката хемија во секојдневниот живот.

1. Вовед

1.1. Поделба и значење на аналитичката хемија

Аналитичката хемија е дел од хемијата кој се занимава со определување на составот на супстанциите.

Аналитичката хемија се дели на **квалитативна и квантитативна** во зависност од тоа што се испитува. Со испитувањето на составните делови на супстанциите се занимава квалитативната аналитичка хемија, додека пак количеството со кое се застапени тие е предмет на испитување на квантитативната аналитичка хемија.

Основачи на аналитичката хемија како наука

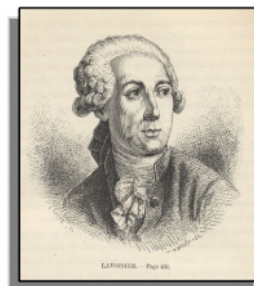


Развитокот на квалитативната аналитичка хемија како наука почнува со учењето на англискиот научник Роберт Бојл (**Robert Boyle**). Покрај тоа што прв го воведува поимот за хемиски елемент, дава и повеќе квалитативни аналитички методи кои нашле примена во хемиската наука. Тој го определил составот на сулфурната и на хлороводородната киселина, а се смета за научник кој прв го употребил лакмусот и другите природни бои како индикатори.

Сл.1 Роберт Бојл (1627-1691)

Како основачи на квантитативната хемиска анализа се сметаат францускиот научник Антоан Лавоазје (**Antoin Lavoisier**) и рускиот научник Михаил Василевич Ломоносов.

Хемичарот Лавоазје покрај другите откритија го дал и законот за запазување на масата.



Сл.2 Антоан Лавоазје (1743 - 1794)



Сл.3 М. В. Ломоносов (1711 – 1763)

Ломоносов ги определил теоретските основи на молекулско атомската теорија и вовел повеќе методи за квантитативни испитувања.

Примена на аналитичката хемија

Во битката за храна, во борбата против болестите, заштитата на животната средина и многу други области, значајна улога имаат резултатите добиени при работа во аналитичките лаборатории.

При анализа на составот на супстанцииите, вообичаено прво се изведува квалитативната, а потоа квантитативната анализа.



Основна анализа што ја правиме кога сме болни е испитувањето на параметри во крвта кои укажуваат на патолошка состојба (концентрација на глукоза, холестерол и слично).

(Сл. 4)

Сл. 4 Земање крв за анализа



Актуелна тема од секојдневниот живот е загадување на човековата средина.

Определувањето на евентуалната загаденост на водата, на почвата и на воздухот се врши со некоја од аналитичките методи.(Сл. 5)

Сл. 5 Загадување на човековата средина



За добивање максимален придонес од земјоделските култури потребни се испитувања на составот на почвата, нејзината киселост, застапеноста на определени елементи неопходни за растот на растенијата што повлекува испитувања на составот на ѓубрива и др. (Сл. 6)

Сл. 6 Поле со земјоделски култури

Производството на кој било производ започнува со анализа на појдовните сировини, испитувања во тек на целиот технолошки процес, сè до анализа на крајниот производ. Така, на пример испитувањата при производство на металите започнуваат со испитувања на составот на рудата, се вршат испитувања во тек на процесот на производството, а завршуваат со испитувања на составот на чистиот финален производ.

1.2. Аналитичка хемиска лабораторија

Испитувањата во аналитичката хемија се изведуваат во посебно опремени хемиски лаборатории како што е регулирано со закон. Аналитичката лабораторија треба да биде пространа, осветлена, со добро проветрување и исправна водоводна и електрична инсталација. За изведување на реакциите со супстанции штетни по здравјето, како што се концентрирани раствори на киселини и на бази, органски растворувачи и друго, неопходно е да има дигестор. Изведувањето на експериментите се прави на посебни работни маси на коишто има место за сместување на потребните хемикалии, приклучоци за електрична струја, гас и довод и одвод на вода. Основно е во лабораторијата да се обезбедат услови за безбедна работа и спречување на повреди.

Ова се однесува и за хемиска лабораторија во која се изведува наставата по аналитичка хемија. (Сл.7)



Сл.7 Аналитичка лабораторија

Во лабораторијата за аналитичка хемија секој ученик има свое работно место на кое треба да ги изведува лабораториските вежби. Ученикот по завршувањето на вежбата треба да го остави работното место во целосен ред. Тоа значи оставање на хемикалиите на соодветното место, миење и сместување на лабораторискиот прибор и чистење на работното место од отпаден материјал.

Хемикалии со кои се работи во аналитичка лабораторија

За изведување на аналитичките испитувања се користат супстанции за кои вообичаено, се употребува терминот хемикалии. Хемикалиите треба да бидат со определен степен на чистота што е назначено на амбалажата. Според степенот на чистотата, почнувајќи од оние со најнизок степен, хемикалиите се означуваат како:

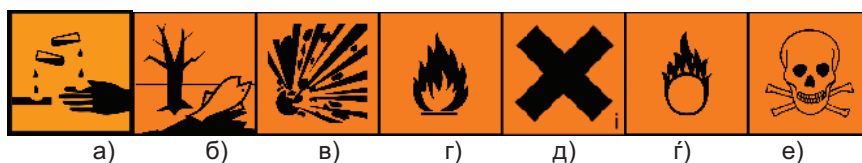
- техничките хемикалии, што се означува како **techn**;
- чисти, со ознака **purum**;
- особено чисти, **purissimum**;
- чисти за анализа, со ознака **pro analysi**.

На етикета од амбалажата покрај ознака за степенот на чистота задолжително е напишано името на супстанцијата, хемиската формула, моларната маса, а кај течните супстанции стои и масен удел со соодветна густина. (Сл. 8)



Сл. 8 Разни видови хемикалии

На амбалажата во која се чуваат хемикалии штетни за здравје и опасни по живот е назначен соодветен знак за предупредување и опасност при работа со таквите супстанции (Сл. 9). Тие се означуваат со следните симболи: а) супстанции со нагризувачко дејство, б) опасност за животна средина, в) експлозивно дејство, г) лесно запаливи супстанции, д) супстанции штетни по здравје, ѓ) супстанции со оксидативно дејство, е) отровни супстанции. Овие знаци треба е да се препознаваат и да се почитуваат.



Сл. 9 Знаци за предупредување

За сигурносна и за безопасна работа во аналитичката лабораторија

Како и во секоја хемиска лабораторија и во аналитичката лабораторија постојат правила кои треба да се знаат и да се почитуваат:

- Во лабораторија се работи со работен мантил и средства за лична заштита ракавици, наочари и друго.
- За да се изведе анализата потребно е предходно добро да се проучи начинот за нејзино изведување.
- На работната маса се става само неопходниот прибор и хемикалии.
- Пред употреба на секој реагенс треба да се прочита етикетата.
- Цврстите супстанции да не се земаат со рака, туку со лажичка, а остатокот не смее да се враќа во истиот сад.
- Хемикалиите не смеат да се стават на јазик за да се испита нивниот вкус.
- Супстанциите не се мирисаат директно со доближување на носот, туку со мавтање со раката над садот и со насочување на миризбата кон носот.
- Обиди со отровни, лесно испарливи супстанции се изведуваат во дигестор.
- По употреба садовите и шишињата со хемикалии веднаш треба да се затворат и да се вратат на место.
- При изведување на анализата да се биде внимателен кон себе и кон околината.
- По завршување на работата треба да се среди работното место и да се измие употребениот прибор.
- Да се води лабораториски дневник во кој ќе се запишуваат добиените резултати од анализата.
- Лабораторијата треба да се напушти откако ќе се провери дали е сè на своето место.

■ 1.3. Лабораториски прибор

За изведување на обидите во хемиската лабораторија се користи соодветен лабораториски прибор.

Лабораторискиот прибор според намената може да се подели на прибор за мерење волумен на течности, прибор за мерење на маса и прибор кој се употребува за други операции.



Сл. 10 Стаклен лабораториски прибор

Лабораторискиот прибор може да биде изработен од: стакло, порцелан, метал, пластика, дрво и друг материјал.

Стаклениот прибор најчесто е изработен од хемиско стакло кое се одликува со посебна отпорност кон бази, киселини и други реагенси (Сл.10). Тоа, исто така, е издржливо на повисока температура бидејќи голем број хемиски реакции се одвиваат при загревање. Познати производители на хемиско стакло се: Iena, Duran, Pyrex и други.

Овде ќе наброиме дел од приборот што треба да го има во секоја хемиска лабораторија:

Чаша - се користат за растворање, собирање филтрат, приготвување раствори и др.

Епрувети - тоа е, бездруго, најупотребуваниот прибор. Ги има со различен волумен, должина и пречник. Се ставаат на посебен сталак. Во нив се изведуваат различни реакции.

Ерленмаери - се употребуваат, главно, за вршење титрации.

Инки - служат за претурање течности, за филтрирање.

Мензури - служат за мерење волумен на течности и на раствори. Тоа се градуирани садови со различна големина.

Пипети - за мерење мал волумен од течности се користат градуирани пипети. Земањето точно определен волумен на проба за анализа најчесто се врши со мешеста пипета.

Бирета - тоа е градуирана стаклена цевка која служи за изведување на титрација.

Одмерителни колби - служат за приготвување раствори со определена концентрација.

Саатни стакла - служат за покривање чаша, за мерење цврсти супстанции на вага и за изведување на некои реакции.

Стаклени прачки - служат за мешање раствори при нивно приготвување, а се користат и при филтрирање.

Шпиртна ламба - се користи за загревање и за изведување реакции по сув пат.

Од порцеланскиот прибор најчесто се употребува следниот:

Порцелански аван со толчник – се користи за ситнење на супстанциите.

Порцелански сад за испарување – служи за намалување на волумен од раствори или за топење цврсти супстанции.

Порцеланско лонче за жарење – се употребува за жарење талози на висока температура.

Од останатиот прибор ќе го споменеме:

Дрвени штипалки – се употребуваат за придржување епрувети при изведување реакции со загревање.

Лабораториски лажички – служат за земање цврсти супстанции и може да бидат направени од пластика или од метал.

Метален статив – на него се прицврстуваат метални прстени и стегалки кои се користат при изведување на некои лабораториски операции.



Сл. 11 Порцелански прибор



Сл. 12 Лабораториски ваги

Лабораториски ваги – со нив се врши мерење маса на супстанциите и може да бидат од различен тип: аналитички, технички, автоматски, електронски итн. (Сл. 12)

Важно е да се каже дека изведените анализи може да бидат точни само ако се лабораторискиот прибор, односно, садовите што се користат беспрекорно чисти. Затоа, треба да се провери, пред почеток со работа, дали садовите се исчистени од претходните анализи.

За да се олесни одржувањето на садовите најдобро е тие да се измијат веднаш откако ќе се заврши работата со нив. Во зависност од онечистувањето, садовите може да се измијат само со вода или со употреба на некое хемиско средство, детергент, киселина, база, органски растворувачи итн. По секое миење тие треба да се проплакнат со дестилирана вода.

Ако за изведување на анализите е потребен сув прибор, тој предходно треба да се исуши. Сушењето може да се врши на неколку начини. Наједноставно е ако се стават садовите на даска за сушење да се исцедат и да се исушат. Сушењето може да се изведе со употреба на некои органски супстанции, како што се алкохол или етер. Измиените садови може да се исушат и во електрична сушална на определена температура.

■ 1.4. Методи во аналитичката хемија

Поделба на методите

За да се добијат точни резултати од една хемиска анализа потребно е правилно да се одбере методата по која ќе се изведува таа.

Поделба на методите што се користат во аналитичката хемија може да се направи според начинот на кој се изведува анализата и според количеството на супстанцијата што се зема за анализа.

Поделба според начинот на изведување

Според начинот на изведување на анализите се користат три вида методи: хемиски, физичко-хемиски и физички методи.

Хемиските методи се засноваат на хемиските реакции меѓу испитуваната супстанција и некоја друга позната супстанција – реагенс.

Ако при реакцијата се добива продукт во облик на талог кој може да се одвои со филтрирање, да се исуши или да се жари, а потоа со вагање да се определи неговата маса, станува збор за *гравиметриска анализа*.

Ако количеството на определуваната супстанција се наоѓа преку мерење волумен на употребен раствор со позната концентрација зборуваме за *волуметриска анализа*.

Ако, пак, е продукт на реакцијата гас и неговото количество се определува од волуменот на гасот при определена температура и притисок се работи за *гасометриска анализа*.

Физичко-хемиските методи се базираат на мерење физичка величина која се менува во тек на хемиската реакција, а е во врска со составот на испитуваната супстанција.

Со **физички методи** се определуваат физичките константи (густина, температура на вриење, температура на топење и др.) карактеристични за супстанциите кои се испитуваат. Физичко – хемиските и физичките методи се инструментални методи бидејќи при нивната примена мерењата се вршат со мерни инструменти.

Поделба според количество супстанција

Во зависност од количество на супстанцијата што се зема за анализа се користат следните методи: макроанализа, семимикроанализа и микроанализа.

При макроанализа се земаат поголеми количества од супстанцијата што се испитува. Ако е во цврста состојба се зема 1-10 g, а ако е во раствор 10-100 cm³. Времето на изведување е подолго, а ако има талози се одделуваат со филтрирање.

Во семимикроанализа се зема 20-100 mg цврста супстанција или 1-10 cm³ раствор. Се користат исти реакции како и кај макроанализата. Семимикроанализата има повеќе предности од макроанализата: се трошат значително помали количества реагенси, времето на изведување е покучо, лабораторијата помалку се валка, приборот е со помали димензии. Иако се зема помало количество супстанција бојата на талозите и

другите промени се добро видливи. Талогот наместо со филтрирање се одделува со центрифугирање, а реагенсите се додаваат со капалка.

Со микроанализа се анализираат мали количества од испитуваната супстанција. Од цврста супстанција се зема 1 mg, а од раствор 0,1 до 1 cm³. Бидејќи количеството е мало, потребни се посебно осетливи реакции и посебна техника на работа. Ако има талог се определува со микроскоп.

■ 1.5. Подготовка на примерок и земање проба за анализа

За да се изведе хемиска анализа треба да се земе примерок од испитуваната супстанција. *Земениот дел за анализа се вика средна проба.* Нејзиниот состав треба да го одразува хемискиот состав на испитуваната супстанција во целина.

Земање проба за анализа



Сл. 13 Пипетирање

Начин на кој се врши земање проба за анализа зависи од составот на испитуваната супстанција и нејзината агрегатна состојба.

Ако е анализираната супстанција во течна агрегатна состојба и е хомогена, се зема определен волумен од неа и се пристапува кон анализата. Земање на пробата најчесто се врши со пипета, а постапката што се изведува притоа се вика пипетирање. (Сл. 13)

Кога се анализираат природни води кои претставуваат хетерогени системи, тогаш се земаат мали количества од различни места и различна длабочина (Сл.14). Добро се промешуваат и од нив се зема онолку колку што е потребно за изведување на анализата.



Сл. 14 Земање проба од река

При земање на средна проба за анализа на цврста супстанција, начинот на земање зависи од нејзиниот состав. Ако се анализира хомогена супстанција, тогаш се зема потребната маса, добро се ситни (ако е покрупна) и се раствора во соодветен растворувач или се топи.

Преведување на примерок во раствор – Тоа се врши на следниот начин: се зема дел од примерокот и се пробува дали се

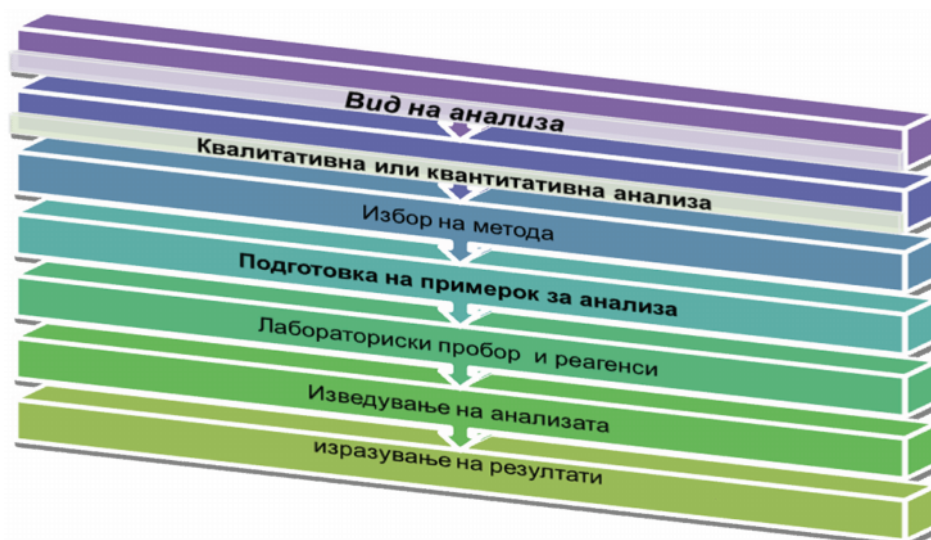
раствора во вода на студено, па потоа на топло. Ако се раствори целосно, се преминува на докажување на катјони, а потоа на анјони.

Ако не се раствора во вода, кон истиот примерок се додава малку разредена хлороводородна киселина HCl. Ако е растварањето делумично се загрева за да се забрза. Од добиениот раствор се докажуваат катјоните, а потоа анјоните.

Ако не настане на овој начин растворање на примерокот, се зема ново количество и се додава концентрирана HCl. Се проверува растворливоста на студено и на топло. Кога супстанцијата не се растворува ниту во концентрирана HCl се проверува дали се раствора во азотна киселина HNO₃ разредена и концентрирана, на ладно и на топло. На крај се проверува растворливоста на примерокот во царска вода ако не се растворил ниту во HNO₃. Во некои случаи останува нерастворлив остаток кој се топи со натриум карбонат Na₂CO₃ или со калиумхидроген сулфат KHSO₄.

За анализирање на хетерогени цврсти смеси како што се руди, карпи, јаглен и друго, земањето средна проба е посложено. Се земаат примероци од различни места, парчиња со различна големина во поголем број мали порции. Потоа, пробата се ситни, добро се меша и се растура на хартија во круг со еднаква дебелина на слојот (тенок слој). Се дели на четири дела дијагонално. Се отстрануваат двата спротивни дела, а другите два се промешуваат. Повторно се распростираат во круг и се повторува истата постапка сè додека не останат 3 – 4 g средна проба. Таа понатаму се раствора во определен растворувач и од неа се вршат потребните анализи.

При изведување на секоја хемиска анализа, било квалитативна или квантитативна, се оди по определен редослед како што е прикажано во следната шема:



Прашања и задачи за повторување:

1. Објасни ја улогата на аналитичката хемија во секојдневниот живот.
2. Што е предмет на изучување на квалитативната, а што на квантитативната анализа?
3. Кажи пет од правилата за однесување во хемиска лабораторија.
4. Кој од наведениот прибор служи за мерење на волумен на течности:
а) мензура б) саатно стакло в) пипета г) бирета д) порцелански аван
5. Зошто треба да се познаваат знаците за предупредување и опасност?
6. Со користење интернет или некое друго средство за информирање наведи неколку примери за овие знаци.

Треба да знаеш дека при подготвување на примерок за анализа се користат следните лабораториски операции:

- ☐ *Растворање* – претставува преведување на испитуваната супстанција во облик погоден за анализа со растворање во соодвете растворувач.
- ☐ *Топење* – топење на цврстите супстанции се врши на определена температура со додавање на соодветни топители.
- ☐ *Сушење* – претставува отстранување на вода од испитуваната супстанција.
- ☐ *Декантирање* – е делумно одделување на цврсти супстанции од течности врз основа на нивната различна густина.
- ☐ *Филтрирање* – претставува потполно одделување течност од честички на цврста нерастворлива супстанција. Се врши преку филтерна хартија, а за филтрирање на многу ситни талози се користи стаклен или порцелански гуч.
- ☐ *Загревање* – некои реакции се изведуваат на покачена температура. Загревањето може да се врши со: шпиртна ламба, бунзенев пламеник, водена бања, песочна бања и печка за жарење.
- ☐ *Испарување* – одвојување на растворувачот од растворена супстанција за да се концентрира растворот.
- ☐ *Мерење маса на супстанција* – се врши со употреба на вага која може да биде: техничка, аналитичка, автоматска, електронска и др.

■ КВАЛИТАТИВНА АНАЛИЗА



Кој не ги познава добро реакциите и причините зошто се изведуваат тие така, се разбира дека анализата не може да ја изведе добро.

Др. Момир Јовановиќ (1970 -)

Целта на оваа тематска целина е ученикот да стекне теоретски познавања за успешно изведување на практичната настава.

Ученикот треба да ја познава поделбата на катјоните и анјоните во аналитички групи како и нивните карактеристики.

Ученикот треба да ги запознае основните видови на хемиските реакции што се користат во квалитативната анализа и да знае истите да ги представува со хемиски равенки.

2. Квалитативна анализа

Со квалитативна хемиска анализа се докажуваат составните делови на испитуваната супстанција. Таа треба да се преведе во облик со јасно изразени својства што се постигнува со изведување на реакции при кои настануваат нејзини видливи промени.

2.1. Видови реакции во квалитативната анализа

Во квалитативната хемиска анализа се користат, главно, два вида реакции: реакции по воден и реакции по сув пат.



Сл.15 Изведување реакции

Реакции по воден пат се реакции што се одвиваат меѓу водени раствори од испитуваната супстанција и реагенсот. Во нив и двете супстанции се во јонска форма, поради што овие реакции најчесто се јонски. Тие се одвиваат многу бргу, бидејќи веднаш доаѓа до прегрупирање на јоните и образување на продукти (Сл.15).

Со квалитативна анализа може да се докажуваат и катјони и анјони. Вообичаено е прво да се докажуваат катјони, а потоа анјони.

Катјоните се испитуваат систематски, додека за анјоните не постои некој утврден ред на работа, туку аналитичарот треба да го искористи своето знаење и способности за да ги добие бараните резултати од анализата.

За да може една хемиска реакција да се примени во квалитативната анализа треба да се одвива бргу и при нејзино изведување да настанат промени кои може да се забележат лесно со нашите сетила. На пример, да се образува талог, да се ослободува гас, да се промени бојата на талогот или растворот, да се раствори талогот и др.

Реакции по сув пат - За изведување на овие реакции се користат супстанции во цврста состојба. Тие обично се изведуваат на повисока температура. Овде ќе споменеме некои од нив.

Реакциите со бојење на безбојниот пламен од Бунзеновиот пламеник наоѓаат значителна примена.



Сл. 16 Бојење на пламен

Со нив најчесто се докажуваат катјони на алкалните и на земно-алкалните метали. При оваа постапка катјоните се преведуваат во лесно испарливи хлориди со помош на концентрирана хлороводородна киселина. Се користи чиста платинска игла која предходно се потопува во

концентрираната HCl, а потоа со врвот се зема од супстанцијата и се внесува во пламен кој се бои различно во зависност од присутниот катјон. Натриум катјонот го бои пламенот жолто, бариум–зелено, стронциум кармин црвено итн. Платинската игла може да се замени со жица од легура Fe – Ni – Cr, шипка од магнезиум оксид или графит.

Како реакции по сув пат се сметаат и реакциите со кои се докажува испарливост на определени супстанции.

Се користат и реакции на правење и боење на бораксова бисерка, која со определени катјони се бои различно. Безводен натриумтетраборат ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) на висока температура ги топи оксидите на металите. Со ладење на смесата се добива стаклеста маса со карактеристични обојувања позната како „бораксова бисерка“. На пример хром(III) катјонот ја бои бисерката зелено, манган – виолетово, кобалт – сино итн.

2.2. Реагенси што се користат во квалитативна анализа

Испитувана супстанција во хемиската анализа обично се вика *супстрат*, а супстанцијата што ја предизвикува реакцијата се вика *реагенс*.

Реагенсот може да биде супстанција во цврста или во растворена состојба, чијшто хемиски состав е познат. Ако е реагенсот во раствор треба да е позната и неговата концентрација.

Во квалитативна анализа се користат три вида реагенси: општи, групни и специфични.

- Самото име, **општи реагенси**, кажува дека тие имаат повеќекратна примена во хемиските реакции. Се користат за растворање и за миење талози, за закиселување или алкализирање на средната итн. Такви реагенси се хлороводородна киселина HCl, натриум хидроксид NaOH, амониум хидроксид NH_4OH , азотна киселина HNO_3 и др.
- **Групни реагенси** се оние реагенси што даваат ист вид талози со определен број јони. Тие служат за поделба на јоните во аналитички групи. На пример HCl е групен реагенс за катјоните од прва аналитичка група, H_2S за втора итн.
- **Специфичен реагенс** дава карактеристична реакција со определен вид јон и служи за негово докажување. Реакциите во кои се користат овие реагенси се викаат реакции за идентификација. Тие треба да бидат многу осетливи. Тоа значи дека и најмала концентрација од определуваниот јон треба да даде видлива промена. Така, на пример, за идентификација на Fe^{3+} јон во раствор од FeCl_3 доволно е да се додадат неколку капки раствор од KCN и да се добие раствор со интензивно црвена боја што е доказ за негово присуство.

2.3. Комплексни соединенија



Сл. 17 Алфред Вернер
(1866 – 1919)

Во содржините што следуваат многу често ќе се сретнуваат соединенија со сложен состав кои се викаат комплексни соединенија. Нивната структура во 1893 година ја објаснил швајцарскиот научник Алфред Вернер **Alfred Verner** (Сл. 17).

Комплексните соединенија најчесто се соли растворливи во вода кои се разликуваат по својот состав.

Најголем број од комплексните соединенија се јонски соединенија. Секое јонско комплексно соединение се состои од внатрешна сфера или комплексен јон и надворешна сфера. Комплексниот јон може да биде катјон или анјон и се става во средна заграда. Се состои од комплексообразувач и лиганди.

Како комплексообразувачи најчесто се среќаваат *d* елементи: Cu, Ag, Zn, Fe, Co, и др.

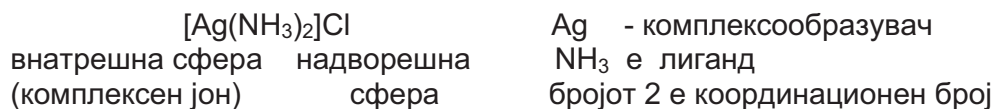
Лигандите се сврзани за комплексообразувачот. Тие може да бидат неутрални молекули или анјони. Повеќеатомните лиганди се ставаат во мала заграда.

Неутрални молекули како лиганди имаат посебни имиња и од нив најчесто се среќаваат следните: H₂O - *аква*, NH₃ – *аммин*, CO – *карбонил*, NO – *нитрозил* итн.

Имињата на едноатомните лиганди се образуваат од името на елементот од кој е добиен анјонот со додавање на буквата O. На пример: Cl⁻ - *хлоро*, Br⁻ - *бромO*. Исклучок прават OH⁻ - *хидроксо*, CN⁻ - *цијано*. Имињата пак на повеќеатомни лиганди се добиваат од името на анјонот и буквата „o“ SO₄²⁻ - *сулфатo*, NO₃⁻ - *нитратo* итн.

Бројот што покажува колку лиганди се сврзани за комплексообразувачот се вика координационен број. Тој ги има следните вредности: 2,4,6,8 кои се исказуваат на старогрчки: 2(ди), 4(тетра), 6(хекса), 8(окта).

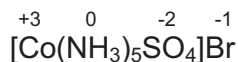
Вака изгледа едно комплексно соединение.



Образување имиња на комплексните соединенија

Името на комплексното соединение зависи од тоа дали комплексниот јон е катјон или анјон. Именувањето се врши по следниот редослед:

Прво треба да се определи оксидациониот број на комплексобразувачот.



Образување на името на комплексното соединение секогаш започнува од катјонот, а завршува со анјонот.

Ако е комплексниот јон катјон, читањето започнува со координациониот број, а потоа се искажува името на лигандот (или лигандите). Кога во комплексното соединение има и анјонски и молекулски лиганди, прво се кажува анјонскиот, а потоа молекулскиот лиганд. Ако, пак, има повеќе лиганди тогаш читањето оди по азбучен ред. Потоа следува името на комплексобразувачот и неговиот оксидационен број, означен со римска бројка во заграда. На крај се искажува надво-решната сфера.

Според ова комплексното соединение $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ ќе го има следното име: сулфатопентаамминкобалт(III) бромид. Целиот назив на комплексниот јон се пишува слеано. Во ова соединение не се чита прво координациониот број, туку според правилото се искажува името на лигандот анјон, а потоа името на лигандот молекул.

Кога комплексниот јон е анјон името започнува со името на катјонот, потоа се кажува координациониот број, па следува името на лигандот и најпосле името на комплексобразувачот (на латински) кое завршува со наставката – ат, а во заграда се става неговата валентност.



Постојат комплексни соединенија кои претставуваат неутрални комплекси (тие немаат надворешна сфера). Такви се следните комплекси:



Комплексните соединенија може да бидат кристалохидрати. Кај нив името се образува како што веќе е објаснето со тоа што се кажува и колку мола кристална вода се сврзани.



Познати се и комплексни соединенија кои во својот состав содржат органски радикали како лиганди.

Прашања и задачи за повторување:

1. Која е задачата на квалитативната хемиска анализа?
2. Една хемиска реакција за да се примени во квалитативната анализа треба да биде...
3. Што претставува супстрат, а што реагенс? Наведи некој пример.
4. Какви видови на реагенси се користат?
5. Реакција за идентификација претставува...
6. Комплексните соединенија претставуваат соединенија...
7. Дали по состав комплексните соединенија претставуваат
а) киселини б) соли в) хидроксида
8. Именувај ги следните комплексни соединенија:
 $K_3[Fe(CN)_6]$; $K_2[Co(H_2O)(CN)_5]$; $K_2[Ni(CN)_4]$; $(NH_4)_2[Co(CNS)_4]$
9. Напиши ги формулите на комплексните соединенија:
- натриум пентацијанонитрозилферат(III)
- хидроксо пентаакваалуминиум(III) хлорид
- бакар (II) хексацијаноферат(II)

Треба да знаеш како се изведуваат квалитативните анализи:

- ☞ Пред да се почне со анализата, секој ученик треба на работното место да го подготви потребниот прибор, да го измие со дестилирана вода, а потоа да ја земе пробата за анализа.
- ☞ Пробите учениците ги добиваат во епрувети поставени на статив претходно со број обележени.
- ☞ При изведување на реакциите се користи **семимикро анализа**. Од испитуваниот раствор се зема 1–2 cm^3 , 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.

Запомни: 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 се протресува.
- ☞ Ако реакцијата се одвива при одредена вредност за рН на растворот, тогаш таа треба да се изведува во присуство на индикатор.
- ☞ Кога се врши систематска анализа на катјони од една или од повеќе аналитички групи потребно е да се земе поголемо количество од пробата, бидејќи од неа се анализираат повеќе јони.
- ☞ При таложее количеството на групниот реагенс треба да биде поголемо од земениот дел од пробата за да настане целосно исталожување на катјоните односно анјоните.
- ☞ Освен по воден пат катјоните може да се докажуваат и со реакции по сув пат.
- ☞ По извршување на анализата ученикот докажете од извршената анализа ги презентира пред наставникот, а потоа добиените резултати ги внесува во лабораториски дневник.

2.4. Квалитативна анализа на катјони

Поделба на катјони во аналитички групи

Катјоните се поделени во шест аналитички групи. Оваа поделба е направена според нивното однесување со групните реагенси што е дадено во следната табела:

Табела бр.1: Поделба на катјони во аналитички групи

Анал. група	Групен реагенс	Катјони	Вид на талог
I	HCl	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}	хлориди нерастворливи во вода
II	H_2S	Cu^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+} , As^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+}	сулфиди нерастворливи во HCl
III	NH_4OH	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+}	хидроксида
IV	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Ni^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Mn^{2+}	сулфиди растворливи во HCl
V	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}	карбонати нерастворливи во вода
VI	нема	Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+}	—

Обрни внимание на следното:

* Како се пишуваат, а како се именуваат катјоните? Катјоните се обележуваат со хемиски симбол на елементот од кој се добиваат, со тоа што на горниот десен агол се означува неговиот релативен полнеж. Именување на катјоните може да се врши на следниот начин: се кажува името на елементот, а во заграда слеано со него се дава со римска бројка вредноста на неговиот оксидационен број.

Ако образува елементот повеќе катјони што се разликуваат по својот оксидационен број, тогаш катјоните се именуваат како Fe^{2+} железо(II) катјон, Fe^{3+} железо (III) катјон.

Кога елементот образува само еден вид катјон оксидациониот број не се пишува. На пример: K^+ се именува калиум катјон, Mg^{2+} магнезиум катјон.

Именување на катјоните може да се врши и според нивниот релативен полнеж. Тогаш за Fe^{2+} би се кажало железо(2+) јон, што значи се пишува име на елементот, слеано со него во заграда со арапска бројка се означува вредноста на релативниот полнеж и одделно зборот јон.

* Реакциите на катјоните ќе бидат дадени прво со молекулски, а потоа со ефективни јонски равенки. Во ефективна јонска равенка се претставуваат само јоните кои учествуваат во образување на продуктот. Другите јони кои се присутни во растворот не учествуваат во реакцијата и затоа не се пишуваат.

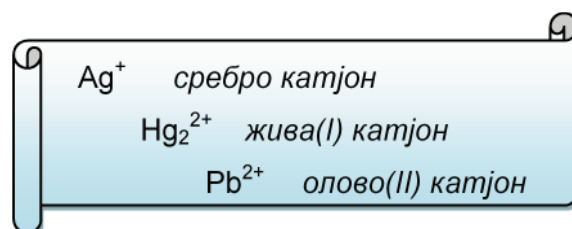
Во молекулските равенки талозите се обележани со ↓ (стрелка надолу), а гасовитите продукти со ↑ (стрелка нагоре). Најчесто реакциите се изведуваат со водени раствори на електролити, меѓутоа од практични причини во равенките е изоставена ознаката (aq).

Во ефективните јонски равенки ќе бидат претставени јоните и продуктите во боја каква што се добива при реакцијата. Талозите ќе се означуваат со (s) и белите талози се ставени во квадратче, а јоните и продуктите што се во форма на раствор со ознаката (aq), гасовитите супстанции со (g), а течните супстанции со (l).

2.5. Катјони од прва аналитичка група

Групен реагенс за катјоните од првата аналитичка група е воден раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/dm}^3$. Cl^- хлорид анјон од групниот реагенс ги таложи катјоните како хлориди нерастворливи во вода.

Во оваа група спаѓаат следните катјони:

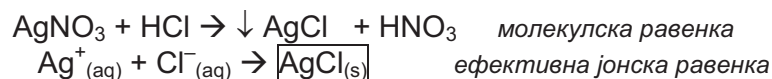


Карактеристични реакции на сребро катјон Ag^+

За изведување на реакциите обично се употребува воден раствор од сребро нитрат, AgNO_3 , како сол лесно растворлива во вода.

Ag^+ сребро катјонот во раствор е безбоен

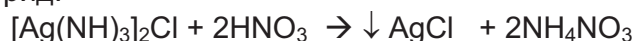
- Со разреден раствор од хлороводородна киселина и растворливи хлориди, сребро катјонот таложи бел сирест талог од сребро хлорид.



Талогот од AgCl се раствора во амониум хидроксид и се добива безбоен раствор од комплексно соединение диамминсребро хлорид

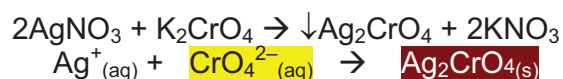


Овој раствор при закиселување со разредена HNO_3 повторно таложи сребро хлорид.



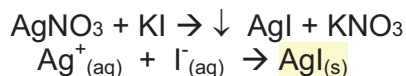
Ова е реакција за идентификација на сребро катјоните

- Алкални хромати со сребро катјонот таложат црвено-кафен талог од среброхромат.



* Дали само K_2CrO_4 е алкален хромат?

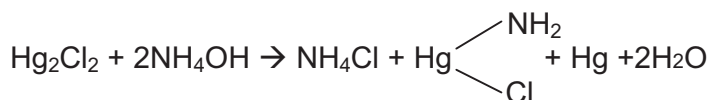
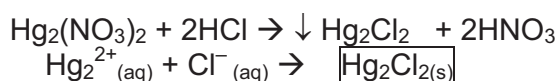
- Со калиум јодид се образува бледожолт талог од сребро јодид кој не се раствора во NH_4OH (за разлика од AgCl).



Карактеристични реакции на жива(I) катјон Hg_2^{2+}

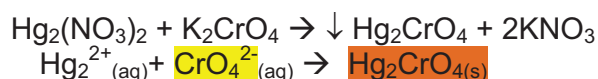
Испитуван раствор е воден раствор од жива (I) нитрат, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$. Hg_2^{2+} жива(I) катјон во раствор е безбоен.

- Со групниот реагенс жива(I) катјоните даваат бел талог од жива(I) хлорид (каломел) кој со NH_4OH дава бел талог од комплексно соединение.

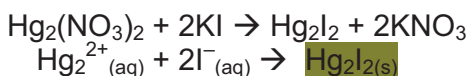


Мегутоа, добиениот талог е сив бидејќи белиот талог од соединението жива(II)амидо хлорид се меша со црниот талог од елементарна жива.

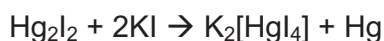
Калиум хромат таложи црвенопортокалов талог од жива (I) хромат.



- Карактеристична реакција е со KI , при што се добива талог од жива (I) јодид кој ја менува бојата од жолта, жолтозелена до сива.



Талогот се раствора во вишок од KI и се добива безбојно комплексно соединение дикалиум тетрајодомеркурат (II).



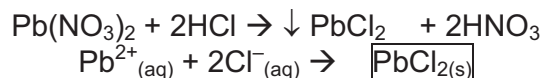
Оваа реакција служи за идентификација на жива(I) катјоните.

Hg_2^{2+} јонот се смета за едновалентен затоа што една од двете валенции живата ја користи за мегусебно сврзување $^+\text{Hg}-\text{Hg}^+$. Бидејќи при електролитна дисоцијација оваа група не се разложува, таа во раствор се наоѓа во вид на сложен јон Hg_2^{2+} .

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

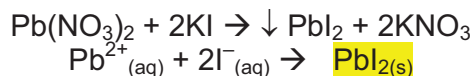
Раствор со којшто се изведуваат реакциите е од $Pb(NO_3)_2$ како сол лесно растворлива во вода. Pb^{2+} олово(II) катјон во раствор е безбоен.

- Со групен реагенс олово(II) катјони даваат бел ситнокристален талог од $PbCl_2$ кој целосно се раствора во врела вода.

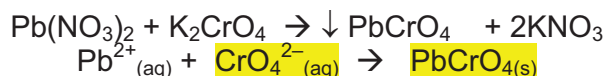


Дел од талогот се раствора во студена вода поради што неговото таложење во прва група не е целосно и затоа тој се докажува и во втора аналитичка група.

- Калиум јодид со олово(II) катјон образува жолт талог од олово(II) јодид.



- Реакција за идентификација за олово(II) катјоните е со K_2CrO_4 кој гради жолт талог од $PbCrO_4$.



Талогот се раствора во азотна киселина и во натриум хидроксид, а не се раствора во оцетна киселина.

Прашања и задачи за повторување

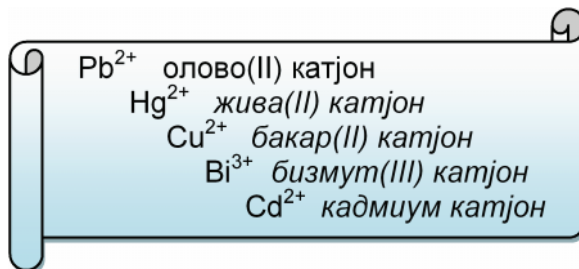
1. Каква честичка претставува катјонот?
а) неутрална б) позитивна в) негативна г) молекула д) атом
2. Според што е направена поделбата на катјоните во аналитички групи?
3. Именувај ги катјоните што спаѓаат во прва аналитичка група.
4. Групен реагенс за катјоните од првата аналитичка група е...
5. Напиши ја молекулската и ефективна јонска равенка за Hg_2^{2+} јон со групниот реагенс.
6. Какви талози се добиваат кога катјоните од прва аналитичка група реагираат со калиум хромат? Напиши ги ефективните јонски равенки.
7. Дополни ја равенката на реакцијата за идентификација на Pb^{2+} јонот $Pb^{2+}_{(aq)} + \underline{\hspace{2cm}} \rightarrow PbCrO_{4(s)}$.
8. Зошто катјонот на оловото се докажува и во втора аналитичка група?
9. Дали може да се докаже Ag^+ јонот во присуство на Pb^{2+} јонот?
10. Дополни ги равенките и обој ги продуктите што се добиваат:
 $Ag^+ + I^- \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
 $I^- + Hg_2^{2+} \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$
 $Pb^{2+} + I^- \rightarrow \underline{\hspace{2cm}}$

2.6. Катјони од втора аналитичка група

Групен реагенс за катјоните од втора аналитичка група е сулфуроводородна киселина (H_2S – вода).

Сулфид анјонот ги таложи овие катјони во вид на сулфиди од раствори закиселени со хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 0,3 \text{ mol/dm}^3$.

Во оваа група спаѓаат:



Сулфидите на Pb^{2+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+} јоните не се раствораат во амониум полисулфид $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ и се наречени сулфо бази.

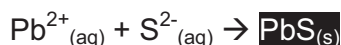
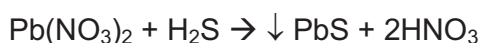
Во втора аналитичка група спаѓаат и катјоните As^{3+5+} , Sb^{3+5+} и Sn^{2+4+} . Нивните сулфиди се раствораат во $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2$ и се викаат сулфо-киселини (нив сега нема да ги изучуваме).

** Да повториме уште еднаш дека во молекулските равенки на реакциите од практични причини е изоставена ознаката (aq) иако реакциите се одвиваат меѓу водени раствори.*

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

Реакциите се изведуваат со воден раствор од $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Pb^{2+} јон во раствор е безбоен.

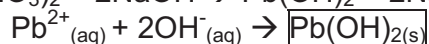
- Со H_2S олово(II) катјоните даваат црнокафен талог од олово(II) сулфид.



Талогот се раствора во разредена азотна киселина.

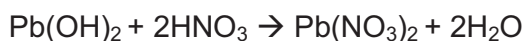


- Алкални хидроксида таложат бел талог од олово(II) хидроксид.



Добиениот талог е амфотерен, што значи дека се раствора во вишок од силни киселини и силни бази.

Растворање во силна киселина се одвива според равенката



При растворање на талогот во вишок од силна база се образува хидроген плумбит.

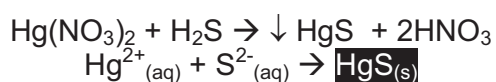


Карактеристични реакции на Hg^{2+} жива(II) катјони

Реакциите се изведуваат со воден раствор од $\text{Hg(NO}_3)_2$. Hg^{2+} жива(II) катјонот во раствор е безбоен.

* Растворливите соли на живата како и нејзините пари се отровни

- Со групниот реагенс се образува црн талог од HgS .

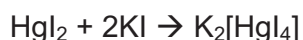
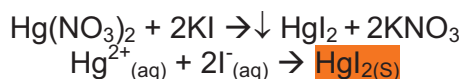


Талогот не се раствора во разредена азотна киселина, туку во царска вода.



Царска вода е смеса од концентрирана HCl и концентрирана HNO_3 во однос 3:1 (три волуменски дела HCl и еден волуменски дел HNO_3)

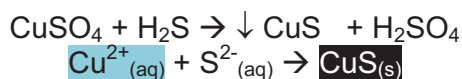
- Реакција за идентификација на жива(II) катјоните е со калиум јодид при што се добива портокалов талог од жива(II) јодид HgI_2 . Тој се раствора во вишок од калиум јодид и преминува во безбоен раствор од комплексно соединение дикалиум тетрајодомеркурат(II).



Карактеристични реакции на бакар(II) катјон Cu^{2+}

Како испитуван раствор се користи воден раствор од CuSO_4 . Cu^{2+} бакар(II) катјон во раствор е сино обоен.

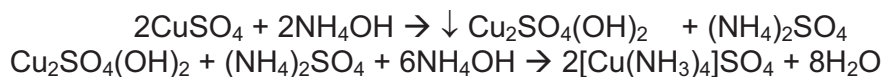
- Со групниот реагенс бакар(II) катјоните таложат црн талог од бакар(II) сулфид.



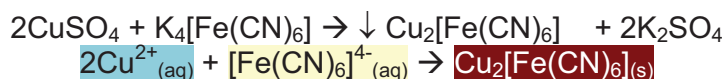
Талогот се раствора во разредена азотна киселина.



Со неколку капки од амониум хидроксид се таложи синозеленкаст талог од бакар(II)сулфат дихидроксид. Талогот многу лесно се раствора во вишок од амониум хидроксид при што се добива раствор со азурно сина боја. Тој претставува комплексно соединение тетрааминбакар(II) сулфат. Оваа реакција служи за *идентификација* на Cu^{2+} катјоните.



Ако на раствор од CuSO_4 се додаде тетракалиум хексацијаноферат(II) се добива темен црвенокафен талог од бакар(II) хексацијаноферат(II).

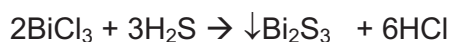


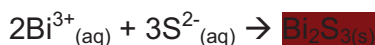
Карактеристични реакции на бизмут(III) катјон Bi^{3+}

Раствор со кој се изведуваат реакциите е воден раствор од BiCl_3 . Bi^{3+} јон во раствор е безбоен.

Солиите на бизмутот во воден раствор хидролизираат при што се образува бел талог. Така, на пример, бизмут(III) хлорид дава талог од BiOCl (бизмутоксихлорид). За да се спречи хидролизата, талогот се раствора во силна хлороводородна киселина.

- Со групен реагенс бизмут(III) катјоните даваат кафен талог од бизмут(III) сулфид.

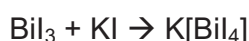
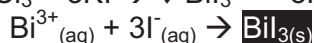




Талогот се раствора во разредена азотна киселина.



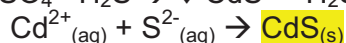
- Калиум јодид таложи црн талог од бизмут(III) јодид. Овој талог се раствора во поголем вишок од реагенсот и се добива раствор со жолта до портокалова боја. Ова е реакција за *идентификација* на Bi^{3+} јоните.



Карактеристични реакции на кадмиум катјон Cd^{2+}

Испитуван раствор е од кадмиум сулфат, CdSO_4 или кадмиум нитрат $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ како лесно растворливи соли во вода. Cd^{2+} катјон во раствор е безбоен.

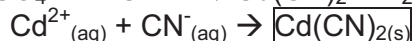
- Групниот регенс со кадмиум катјоните дава жолт талог од кадмиум сулфид:



Реакцијата може да послужи како реакција за *идентификација*, бидејќи само CdS од сите сулфиди претставува жолт талог. Се раствора во разредена HNO_3 .



- Раствор од калиум цијанид таложи бел аморфен талог од кадмиум цијанид.



Талогот се раствора во вишок на KCN и преминува во безбоен раствор од комплексно соединение дикалиум тетрацијанокадмиумат(II).



Ако се додаде на овој раствор H_2S (на топло) се добива жолт талог од кадмиум сулфид.



Ова е реакција за *идентификација* на кадмиум катјоните.

Дали знаеш дека: тривијални имиња за катјоните на живата се: Hg_2^{2+} меркуро јон и Hg^{2+} меркури јон.

Соединението Hg_2Cl_2 , меркуро хлорид, не се раствора во вода, **не е отровен** и под името „каломел“ се употребува во медицина и фармација. Особено е важна неговата примена во физичка хемија. Од него се изработува референтна каломелова електрода која се користи за потенциометриски определувања на рН во неутрални или алкални раствори.

Соединението HgCl_2 , жива меркури хлорид, познато како „сублимат“ добро се раствора во вода, **отровен е** и се користи како силно антисептичко средство.

Прашања и задачи за повторување:

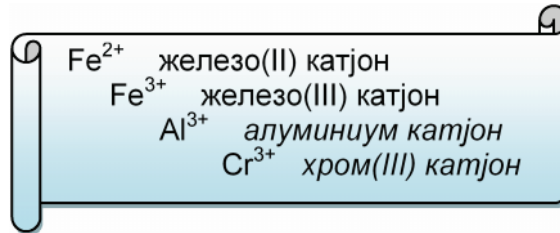
1. Во каква средина се таложат катјоните од втора аналитичка група?
2. Катјоните од втората аналитичка група со групниот реагенс се таложат во вид на:
а) хлориди б) ацетати в) сулфиди г) сулфати
3. Што се сулфоокиселини, а што сулфобазии?
4. Како се обоени сулфидите на катјоните од втората аналитичка група?
5. Кои од сулфидите се раствораат во „царска вода“?
6. Објасни од каде доаѓа името „царска вода“.
7. Напиши ја реакцијата за идентификација на Cu^{2+} јонот.
8. Во што се раствораат CuS , Bi_2S_3 и CdS ? Напиши ги равенките на реакциите.
9. Што е карактеристично за солите на бизмутот?
10. Напиши ги талозите што ги образуваат катјоните со наведените реагенси и обој ги соодветно.

катјони	H_2S	KI	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Cu^{2+}			
Hg^{2+}			
Bi^{3+}			
Cd^{2+}			

2.7. Катјони од трета аналитичка група

Групен реагенс за катјоните од трета аналитичка група е раствор од NH_4OH , кој ги таложи како хидроксиди нерастворливи во вода. Таложењето се врши во присуство на NH_4Cl за да се спречи дисоцијација на амониум хидроксид, односно средината да биде слабо базна.

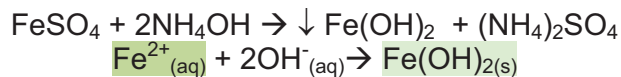
Во третата аналитичка група спаѓаат:



Карактеристични реакции на железо(II) катјон Fe^{2+}

Реакциите се изведуваат со *свежо приготвен раствор* од железо(II) сулфат FeSO_4 . Fe^{2+} железо(II) катјон во раствор е светлозелен.

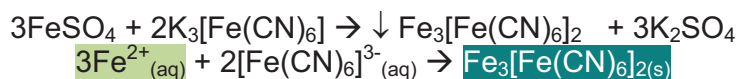
- Со групниот реагенс се образува зеленобел талог од железо(II) хидроксид.



Талогот е непостојан и со стоене на воздух преминува во железо(III) хидроксид со црвенокафена боја.



- Трикалиум хексацијаноферат(III) гради темно синозелен талог познат како Турнбулово сино.

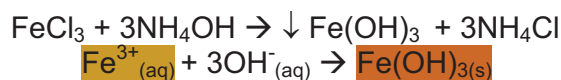


Ова е реакција за идентификација на железо(II) катјоните.

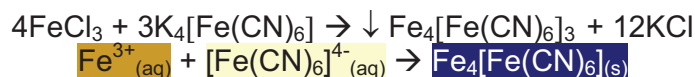
Карактеристични реакции на железо(III) катјон Fe^{3+}

Испитуван раствор е воден раствор од FeCl_3 кој треба да е закиселен со HCl за да се спречи хидролиза на солта, односно да не се појави талог од $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Fe^{3+} јонот во раствор е жолтокафен.

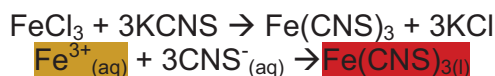
- Групниот реагенс со железо(III) катјоните образува црвенокафен волуминозен талог од железо(III) хидроксид, кој лесно се раствора во минерални киселини, а не во вишок од алкален хидроксид (за разлика од Al^{3+} и Cr^{3+}).



- Калиум хексацијаноферат(II) дава син талог од комплексно соединение железо(III) хексацијаноферат(II), познато како берлинско сино. Талогот се раствора во оксална киселина, а не се раствора во хлороводородна киселина.



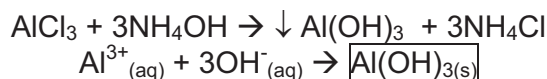
- Реакција за идентификација за Fe^{3+} јонот е со KCNS калиум роданид при што се добива раствор од железо(III) роданид со интензивно црвена боја.



Карактеристични реакции на алуминиум катјон Al^{3+}

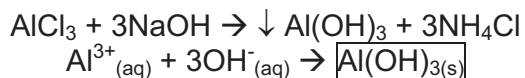
Реакциите се изведуваат со воден раствор на алуминиум хлорид AlCl_3 . Al^{3+} јонот во раствор е безбоен.

- Со групен реагенс се образува бел волуминозен талог.

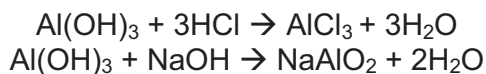


Талогот се раствора во вишок од реагенсот. За да се спречи негово растворање, се додава малку NH_4Cl , а со загревање настанува негово коагулирање.

- Алкални хидроксиди таложат бел талог од алуминиум хидроксид.

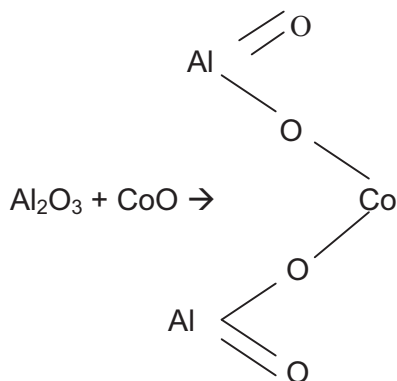


Талогот се раствора и во киселини и во бази при што се добиваат соли:



Со овие реакции се потврдува амфотерниот карактер на Al(OH)_3

- Со алкохолен раствор од ализарин – S, во амонијачна средина се образува црвен талог од алуминиум ализаринат кој се раствора во оцетна киселина. Реакцијата може да послужи за *идентификација* на алуминиум катјоните по воден пат.
- *Реакција за идентификација* може да се изведе и по сув пат. Реакцијата се изведува на следниот начин: парче филтерна хартија се свиткува повеќе пати и се потопува прво во поконцентриран раствор од AlCl_3 , а потоа во раствор од CoSO_4 (или друга сол на кобалтот). Се фаќа со метална машичка и се загрева на пламен. Водата испарува и филтерната хартија почнува да гори. Откако ќе согори, се продолжува понатаму со жарењето сè додека согорената маса почне да свети. При жарењето солите од алуминиум и кобалт преминуваат во нивни оксиди, Al_2O_3 и CoO оксиди кои реагираат меѓусебе и се образува соединение кобалтоалуминат. Откако ќе се излади согорената маса на ивиците се појавува убаво синовиолетово обојување од образуваното соединение познато како Тенардово сино.



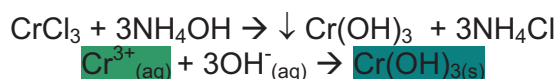
Карактеристични реакции на хром(III) катјон Cr^{3+}

Испитуван раствор е воден раствор од хром (III) хлорид CrCl_3 .
 Cr^{3+} јонот во раствор е сивозелен.

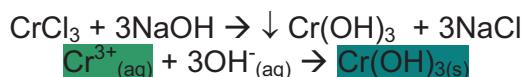
Солите на хромот хидролизираат во воден раствор. За да се спречи хидролизата пробата треба да се закисели со хлороводородна киселина.

Освен како катјон, хромот во неговите соединенија се сретнува и како анјон CrO_2^- (хромит) зелен, CrO_4^{2-} (хромат) жолт и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (дихромат) портокалов.

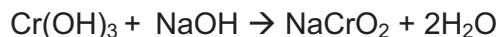
- Со групен реагенс хром(III) катјоните образуваат сивозелен волуминозен талог кој се раствора делумно во вишок од реагенсот.



- Со алкални хидроксида се таложи, исто така, сивозелен талог од хром(III) хидроксид.



Во вишок од реагенсот талогот се раствора и се добива зелен раствор од натриум хромит.



- Силни оксидациони средства како што се H_2O_2 , PbO_2 или хлорна вода, во базна средина, CrO_2^- хромит од зелен, го оксидираат во CrO_4^{2-} хромат со жолта боја.



Реакцијата се изведува со загревање на водена бања и служи за идентификација на Cr^{3+} јоните.

Прашања и задачи за повторување:

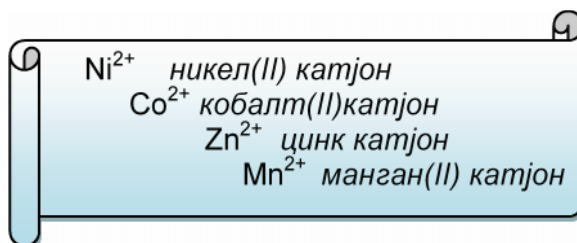
1. Зошто при таложење на катјоните од третата аналитичка група со групниот реагенс се додава NH_4Cl ?
2. Како се обоени во раствор катјоните од третата аналитичка група?
3. Објасни зошто растворот со кој се изведуваат реакциите за Fe^{2+} јоните треба да биде свежо приготвен.
4. Напиши ги молекулските и јонски равенки за реакциите на Fe^{2+} јон и Al^{3+} јон со групниот реагенс.
5. Со што ќе се изведе реакцијата за идентификација на Fe^{3+} јонот
а) KCNS б) NH_4OH в) HCl

6. Како се идентификува Al^{3+} јонот по воден и по сув пат?
7. Што претставуваат по хемиски состав соединенијата наречени берлинско сино и Турнбулово сино?
 - а) напиши ги формулите
 - б) прочитај ги нивните имиња
8. Хидроксидот на Al^{3+} јон е амфотерен. Покажи го тоа со равенки.
9. Напиши ја равенката на реакцијата за идентификација на Cr^{3+} јони.
10. Именувај ги следните соединенија: NaAlO_2 ; K_2CrO_4 ; $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

2.8. Катјони од четврта аналитичка група

Групен реагенс за катјоните од четврта аналитичка група е $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Тој ги таложи во вид на сулфиди кои се раствораат во хлороводородна киселина или во царска вода. Таложењето се врши во присуство на амониум хлорид за да се добие базна средина во која ќе настане целосно исталожување на катјоните. Таложењето се изведува на 70°C за да не преминат талозите во колоидна состојба.

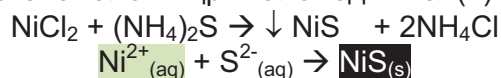
Во оваа група спаѓаат:



Карактеристични реакции на никел(II) катјон Ni^{2+}

Раствори со кои се изведуваат реакциите се од никел(II) хлорид, NiCl_2 или никел(II) сулфат, NiSO_4 како соли лесно растворливи во вода. Ni^{2+} катјон во воден раствор е зелен.

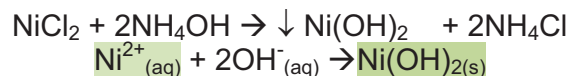
- Групниот реагенс таложи црн талог од никел(II) сулфид.



Талогот се раствора во царска вода.



- Со амониум хидроксид се образува светлозелен талог од никел хидроксид.



Талогот се раствора во вишок од реагенсот и преминува во комплексно соединение хексаамминникел(II) дихидроксид како син раствор.

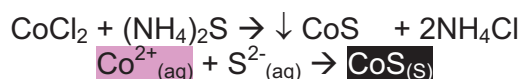


- *Реакција за идентификација* на никел(II) катјони е со алкохолен раствор од диметил глиоксим, познат како Чугаев реагенс. При оваа реакција се образува црвенорозов талог од комплексно соединение никел диметилглиоксим.

Карактеристични реакции на кобалт(II) катјон Co^{2+}

Испитуван раствор е од кобалт (II) хлорид, CoCl_2 . Co^{2+} катјон во воден раствор е розово обоен.

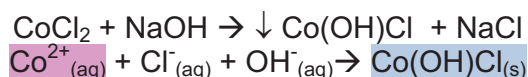
- Групниот реагенс дава црн талог од кобалт(II) сулфид.



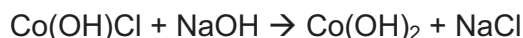
Добиениот талог се раствора во царска вода.



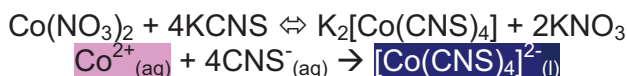
- Со алкални хидроксида се образува син талог од кобалт(II) хидроксидхлорид.



При загревање и со вишок од реагенсот синиот талог добива розова боја, бидејќи преминува во кобалт(II) хидроксид.



- *Реакција за идентификација* на кобалт(II) катјоните е со заситен раствор од калиум роданид, KCNS, при што се образува сино обоен раствор од комплексна сол. Наместо заситен раствор може да се додадат неколку кристалчиња цврст калиум роданид.

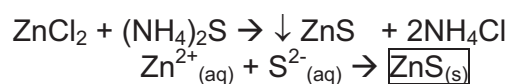


Образуваниот комплекс е нестабилен во воден раствор поради што тој се разложува и неговата боја се губи. Затоа се екстрахира во некој органски растворувач. За таа цел најчесто се додава смеса од амил алкохол и етер во однос 1 : 1 или ацетон. Притоа органскиот слој се обојува сино.

Карактеристични реакции на цинк катјон Zn^{2+}

Раствор со кој се изведуваат реакциите е од цинк хлорид, $ZnCl_2$ или цинк сулфат, $ZnSO_4$. Zn^{2+} катјонот во воден раствор е безбоен.

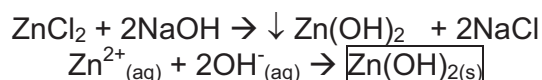
- Со групен реагенс цинк катјоните образуваат бел талог од цинк сулфид.



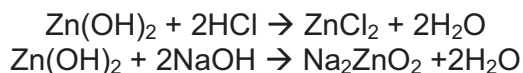
Талогот се раствора во разредена хлороводородна киселина.



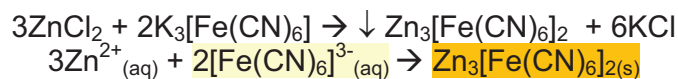
- Алкални хидроксида градат бел волуминозен талог од цинк хидроксид.



Талогот е амфотерен, што значи дека се раствора во вишок од реагенсот образувајќи натриум цинкат, а се раствора и во минерални киселини.



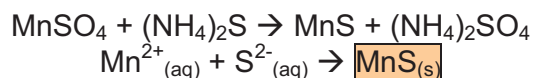
- Калиум хексацијаноферат(III) дава жолтопортокалов талог од цинк хексацијаноферат(III). Оваа реакција служи за *идентификација* на Zn^{2+} јоните.



Карактеристични реакции на манган(II) катјон Mn^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од манган (II) сулфат $MnSO_4$. Mn^{2+} катјон во воден раствор е безбоен.

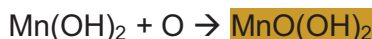
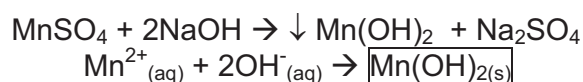
- Со групниот реагенс манган(II) катјоните даваат талог од манган(II) сулфид со боја на месо.



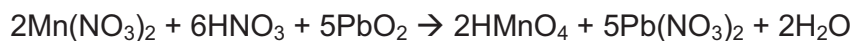
Талогот се раствора во разредени минерални киселини.



- Алкалните хидроксида образуват бел волуминозен талог од манган(II) хидроксид кој се оксидира лесно со кислородот од воздухот до манганеста киселина (H_2MnO_3) поради што талогот добива кафена боја.



- Mn^{+2} катјонот во присуство на оксидационо средство PbO_2 и концентрирана азотна киселина, на топло, поминува во перманганат анјон MnO_4^- кој во раствор е виолетово обоен.



Реакцијата служи за идентификација на Mn^{2+} јоните.

Прашања и задачи за повторување:

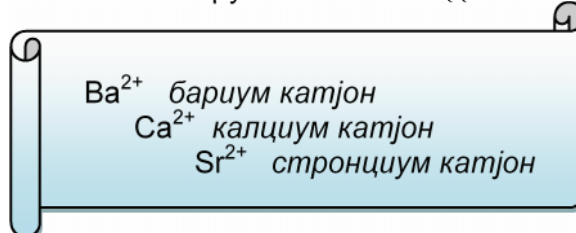
1. Какви талози образуваат со групниот реагенс катјоните од четвртата аналитичка група? Напиши ја формулата и бојата на талогот.
2. Кои катјони во раствор се обоени?
3. Напиши ги ефективните јонски равенки на Ni^{2+} јон и Mn^{2+} јон во реакција со групниот реагенс.
4. Сулфидот на Co^{2+} јон сулфидот на или Zn^{2+} јон се раствора во царска вода? Напиши ја равенката на реакцијата.
5. Со која реакција се идентификува Co^{2+} јонот? Што е карактеристично за неа?
6. Реакција за идентификација на Ni^{2+} јон е со...
7. Прикажи ја со равенки амфотерноста на катјоните од четврта аналитичка група.
8. Зошто талогот од $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ако стои на воздух добива кафена боја?
9. Израмни ја со електронска шема равенката на реакцијата за идентификација на Mn^{2+} јон.
10. Дополни ја равенката за идентификација на цинк катјонот.
$$3\text{ZnCl}_2 + \text{_____} \rightarrow \text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{2(s)} + 6\text{KCl}$$
11. Пополни ја табелата и добиените продукти обој ги со соодветна боја:

Катјон	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	NaOH	KCNS	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Co^{2+}				
Ni^{2+}				
Zn^{2+}				
Mn^{2+}				

2.9. Катјони од петта аналитичка група

Групен реагенс за катјоните од петтата аналитичка група е $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ кој ги талози во вид на карбонати. За да биде таложењето квантитативно, се врши во присуство на амониум хидроксид. Добиените карбонати се раствораат не само во минерални киселини туку и во оцетна киселина.

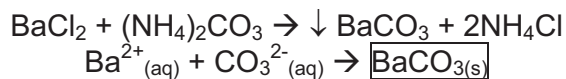
Во петта аналитичка група спаѓаат следните катјони:



Карактеристични реакции на бариум катјон Ba^{2+}

Испитуван раствор е од бариум хлорид, BaCl_2 или бариум нитрат, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, соли лесно растворливи во вода. Ba^{2+} јон во раствор е безбоен.

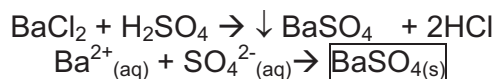
- Со групниот реагенс се образува бел талог од бариум карбонат.



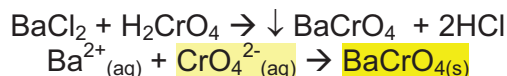
Талогот се раствора и во минерални киселини и во оцетна киселина.



- Разредена сулфурна киселина дава тешко растворлив талог од бариум сулфат.



- Алкални хромати даваат жолт талог од бариум хромат кој се раствора во минерални киселини, а не се раствора во оцетна киселина.



Оваа реакција се користи за *идентификација* на бариум катјоните по воден пат.



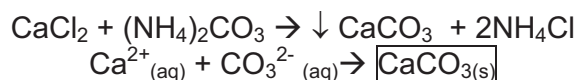
Сл. 18

Бариум катјоните се докажуваат и по сув пат. Испарливите соли на бариумот го обојуваат безбојниот пламен на Бунзеновиот пламеник зелено (Сл. 18).

Карактеристични реакции на калциум катјон Ca^{2+}

Раствор со кој се изведуваат реакциите е од калциум хлорид, CaCl_2 . Ca^{2+} јон во раствор е безбоен.

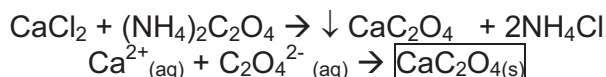
- Групниот реагенс образува бел талог од калциум карбонат.



Талогот се раствора во разредени минерални киселини и во оцетна киселина.

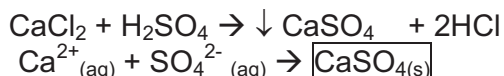


- Амониум оксалат таложи бел кристален талог од калциум оксалат кој се раствора во разредена хлороводородна и азотна киселина, а не се раствора во оцетна киселина.



Ова е реакција за *идентификација* на калциум катјоните по воден пат.

- Со сулфат анјони калциум катјоните образуваат бел талог само од концентрирани раствори



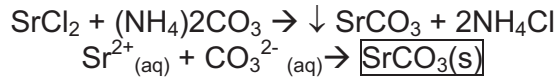
Испарливите соли на калциумот го обојуваат пламенот црвено како тула (Сл. 19).

Сл. 19

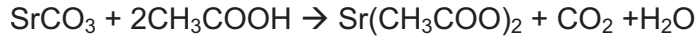
Карактеристични реакции на стронциум катјон Sr^{2+}

Реакциите се изведуваат со раствор од стронциум хлорид, SrCl_2 . Sr^{2+} јон во раствор е безбоен.

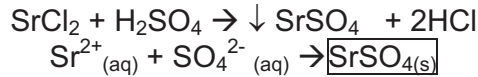
- Со групниот реагенс се добива бел талог од стронциум карбонат.



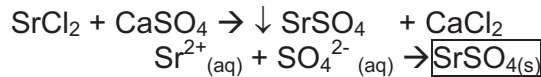
Талогот се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина.



- Со сулфат анјони стронциум катјоните образуваат бел талог.



- При загревање со заситен раствор од калциум сулфат (гипсна вода) се образува бел талог од стронциум сулфат.



Сл. 20

Испарливите соли на стронциумот безбојниот пламен го обојуваат кармин црвено (Сл. 20).

Дали знаеш дека:



Сл. 21

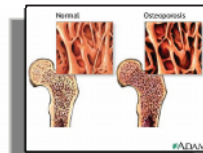
Елементите калциум, бариум и стронциум се викаат земноалкални метали. Името доаѓа од зборовите **земно**, затоа што влегуваат во состав на минерали кои се среќаваат во земјината кора и **алкални**, бидејќи нивните хидроксида со вода градат бази односно алкалии (Сл. 21).

Катјоните на овие елементи имаат голема биолошка важност.

Mg^{2+} јони играат улога при пренос на нервни импулси и контракции на мускулите. Во мали концентрации влијаат смирувачки, а во големи како анестетик.

Ca^{2+} јони влегуваат во состав на коски, заби, сите ткива и телесни течности. Дневна доза е од 0,8 до 1,2g. Негов недостаток предизвикува рахитис, остеопороза (Сл. 22) и други заболувања.

Ba^{2+} јони во облик на BaSO_4 се користат во ренгенологија на дигестивниот тракт како контрастно средство.



Сл. 22

Прашања и задачи за повторување:

1. Во која група од периодниот систем се наоѓаат елементите што ги даваат катјоните од петта аналитичка група?
2. Напиши ги молекулските и ефективните јонски равенки со групниот реагенс.
3. Во што се раствораат карбонатите на овие катјони? Напиши ги равенките.
4. Жолт талог од хромат е доказ за а) Ca^{2+} јон б) Sr^{2+} јон в) Ba^{2+} јон.
5. Како најчесто се докажуваат катјоните од петтата аналитичка група?
6. Поврзи ги катјоните и обојувањата на безбојниот пламен при изведување на реакциите по сув пат:

Ca^{2+}	кармин црвено
Sr^{2+}	зелено
Ba^{2+}	црвено како тула

2.10. Катјони од шеста аналитичка група

Во шестата аналитичка група спаѓаат:

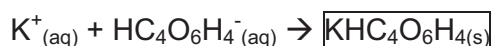
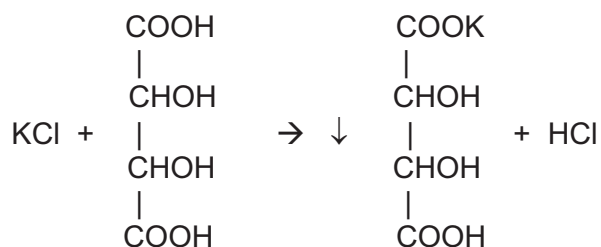
K^+	калиум катјон
Na^+	натриум катјон
NH_4^+	амониум катјон
Mg^{2+}	магнезиум катјон

За катјоните од оваа група нема групен реагенс бидејќи со карактеристичните реагенси образуваат лесно растворливи соли.

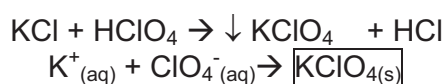
Карактеристични реакции на калиум катјон K^+

Реакциите се изведуваат со воден раствор на калиум хлорид KCl .
 K^+ јон во раствор е безбоен.

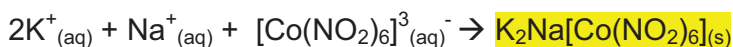
- Винска киселина од неутрална средина го таложува калиум катјонот како бел кристален талог од калиумхидрогентаартарат.



- Со перхлорна киселина дава бел талог само од концентрирани раствори.



- Реакција за *идентификација* по воден пат се изведува со свежо приготвен раствор од тринатриум хексанитритокобалтат(III) при што се добива жолт талог од дикалиум натриум хексанитритокобалтат(III).



Средината треба да е неутрална или слабо кисела.

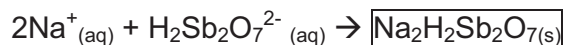
Испарливите соли на калиум пламенот го бојат виоле-тово. Во присуство на натриум, пламенот се гледа преку ко-балтно стакло (Сл. 23).

Сл. 23

Карактеристични реакции на Na^+ натриум катјони

Раствор со којшто се изведуваат реакциите е од натриум хлорид, NaCl . Na^+ јон во раствор е безбоен.

- Карактеристична реакција за докажување на Na^+ јонот по воден пат е со калиумдихидро пироантимонат при што се добива бел кристалест талог.





Сл. 24

Натриум катјонот најчесто се докажува по сув пат со боене на пламен. Неговите испарливи соли го бојат пламенот со интензивно жолта боја која трае подолго време (Сл. 24).

Карактеристични реакции на амониум катјон NH_4^+

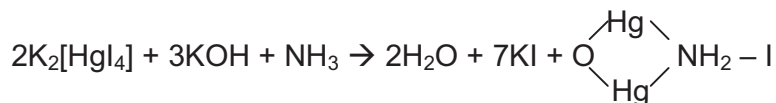
Испитуван раствор е од амониум хлорид, NH_4Cl . NH_4^+ јонот во раствор е безбоен.

- Силни бази го истиснуваат амонијакот од неговите соли.



Ако на цврст амониум хлорид се додадат неколку капки раствор од натриум хидроксид се одвојува амонијак во вид на гас. Тој обично може да се препознае по карактеристичната миризба, или ако црвена лакмусова хартија, навлажнета со дестилирана вода, ставена на отвор од епруветата ја промени бојата во сино.

- Со Неслеров реагенс, кој по состав претставува алкален раствор од калиум тетрајоджива(II) се докажува присуство на амонијак во повеќе продукти. Ако е присуството во траги растворот се бои жолто, а ако е во поголема концентрација обојувањето е жолто-кафено. Вака се докажува амонијак и во водата за пиење. Добиеното соединение при оваа реакција се вика жива(II) оксид амидојодид.

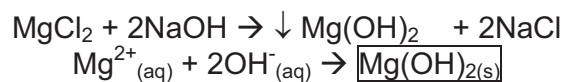


Ова е реакција за идентификација на NH_4^+ јони.

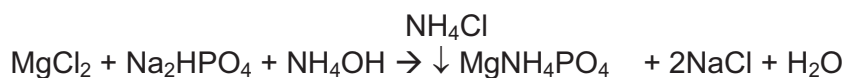
Карактеристични реакции за магнезиум катјон Mg^{2+}

Раствор со кој се изведуваат реакциите е од магнезиум хлорид, MgCl_2 како сол лесно растворлива во вода. Mg^{2+} јонот во раствор е безбоен.

- Со натриум хидроксид се образува бел волуминозен талог кој се раствора во разредени киселини.



- Магнезиум катјоните со раствор од динатриумхидрогенфосфат во присуство на амониум хидроксид и амониум хлорид таложат бел кристален талог од магнезиум амониум фосфат.



Талогот се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина. Реакцијата е многу осетлива и служи за *идентификација* на Mn^{2+} јоните.

Дали знаеш дека:



Сл.25

Бенгалските огнови претставуваат пиротехнички смеси кои при согорување даваат различно обоени пламени. Тие се користат за огномети и сигнализации (Сл. 25 и Сл. 26). Црвените и зелените бенгалски огнови во својот состав содржат калиум хлорат, сулфур и бариум нитрат или стронциум нитрат. Се користат и други смеси во кои се содржат калиумови, бариумови, стронциумови и натриумови соли.



Сл. 26

Прашања и задачи за повторување:

1. Дали сите катјони од шестата аналитичка група се добиени од метали?
2. Дополни ја равенката: $\text{K}^+ + \dots \rightarrow \text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] + 2\text{Na}^+$.
3. Која е реакцијата за идентификација на Mg^{2+} јони? Напиши ја равенката.
4. а) Кои катјони од шестата аналитичка група се докажуваат по сув пат?
б) Како тие го бојат безбојниот пламен од Бунзеновиот пламеник?
5. Напиши ја равенката на реакцијата за NH_4^+ јони со Неслеров реагенс.

2.11. Квалитативна анализа на анјони

Поделба на анјоните

Како катјоните, така и анјоните за полесно изучување и докажување, се поделени во аналитички групи. Во литературата се среќаваат повеќе поделби, меѓутоа овде ќе се задржиме на поделбата во три групи која е направена според нивното однесување со раствор од бариум хлорид, BaCl_2 и раствор од сребро нитрат, AgNO_3 .

Табела бр. 2: Поделба на анјони во групи

Група	Реакција со AgNO_3 и BaCl_2	Анјони
I	со AgNO_3 даваат талози со BaCl_2 не образуваат талози	Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}
II	со AgNO_3 даваат талози со BaCl_2 даваат талози	CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, PO_4^{3-} , $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$
III	не таложат ниту со AgNO_3 , ниту со BaCl_2 .	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-

Обрни внимание:

- Имиња на едноатомни анјони се образуваат кога на името на елементот што ја гради киселината ќе се додаде наставката **ид**. Исклучок прават S^{2-} сулф**ид** и CN^- цијан**ид**. Имињата на повеќеоатомни анјони зависат од оксидациониот број на елементот што ја образува киселината. Ако е оксидациониот број поголем името на анјонот завршува на наставката **ам**, а ако пак е оксидациониот број помал името завршува на наставката **ит**. На пример SO_4^{2-} сулфат анјон, SO_3^{2-} сулфит анјон.

- За разлика од катјоните кои треба систематски да се анализираат, затоа што може да си пречат при докажувањето, анјоните може да се докажуваат независно едни од други.

- Некои реакции што се користат за докажување на катјони се среќаваат и како карактеристични реакции за анјоните.

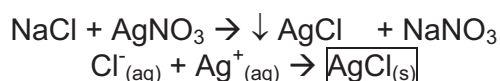
2.12. Анјони од прва група

Во прва група спаѓаат анјоните: Cl^- хлорид анјон, Br^- бромид анјон, I^- јодид анјон, S^{2-} сулфид анјон, CN^- анјон и др. Тие со раствор од сребро нитрат образуваат талог којшто е нерастворлив во вода и разредена азотна киселина, а со бариум хлорид не даваат талози.

Карактеристични реакции на хлорид анјон Cl^-

Испитуван раствор е раствор од алкални хлориди растворливи во вода, најчесто натриум хлорид NaCl и калиум хлорид KCl . Cl^- хлорид анјонот во раствор е безбоен.

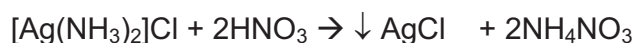
- Раствор од сребро нитрат дава бел сирест талог.



Талогот се раствора во амониум хидроксид при што се добива безбојно комплексно соединение.



Ако му се додаде на растворот разредена азотна киселина се добива повторно бел талог.

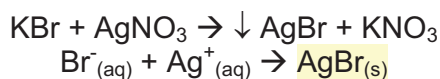


Ова е реакција за идентификација на хлорид анјони.

Карактеристични реакции на бромид анјон Br^-

Раствор со којшто се изведуваат реакциите е од калиум бромид, KBr или натриум бромид, NaBr . Br^- бромид анјон во раствор е безбоен.

- Со раствор од сребро нитрат се добива бледожолт талог од сребро бромид.



- Ако се дејствува на раствор од калиум бромид со некое оксидационо средство како што е хлорна вода (Cl_2 – вода) се добива бледожолто обојување на растворот од издвоениот елементарен бром.



Оваа реакција може да се изведе во присуство на концентрирана H_2SO_4 и некој органски растворувач, како на пример хлороформ. Како оксидационо средство може да се додадат неколку капки раствор од KMnO_4 . Бромидите се оксидираат до елементарен бром кој се екстрахира во органскиот слој поради што тој се обојува килибарно жолто (Сл. 27). Реакцијата е карактеристична и служи за идентификација на бромид анјоните.



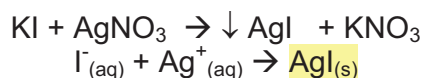
Сл. 27

Карактеристично за халогените елементи е тоа што секој од нив може да го истисне од неговите соединенија елементот што се наоѓа под него во групата од периодниот систем. Ова се должи на нивните оксидациони својства.

Карактеристични реакции на јодид анјон I^-

Реакциите се изведуваат со воден раствор од калиум јодид, KI или натриум јодид, NaI . I^- јодид анјон во раствор е безбоен.

- Со раствор од сребро нитрат се добива светложолт талог од сребро јодид.



- Со хлорна вода се ослободува елементарен јод поради што растворот се обојува кафено.



Ако се изведува реакцијата во присуство на концентрирана H_2SO_4 и органски растворувач хлороформ настанува оксидационоредукциона реакција, јодидите се оксидираат до елементарен јод и се екстрахираат во органскиот слој како виолетово обојување (Сл. 28)



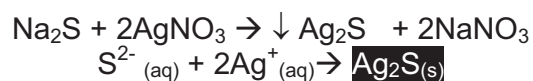
Сл. 28

Реакцијата служи за идентификација на јодид анјоните.

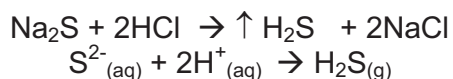
Карактеристични реакции на сулфид анјон S^{2-}

Раствор со кој се изведуваат реакциите е воден раствор од натриум сулфид, Na_2S . S^{2-} сулфид анјонот во раствор е безбоен.

- Сребро нитрат образува црн талог од сребро сулфид кој се раствора во врела разредена азотна киселина.



- Силни киселини реагираат со сулфидите и притоа се ослободува гас сулфуроводород кој се препознава по карактеристичната миризба на расипано јајце.



Ова е реакција за идентификација на сулфид анјоните.

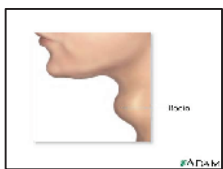
Дали знаеш:

Колкава е биолошката важност на јоните од халогените елементи?

При недостиг на F^- флуорид анјони се јавува кариес на забите



Сл. 29



Сл. 30

Недоволно количество на I^- јодид анјони во организмот предизвикува разни заболувања меѓу кои и нарушување на работата на тироидната жлезда што доведува до појава на болеста гушавост.

Br^- бромид анјоните се составен дел на некои супстанции што се употребуваат во медицината како средства за смирување при поголеми нервни растројства.

Cl^- хлорид анјоните влегуваат во состав на хлороводородната киселина од желудечниот сок. Таа ја дава киселоста неопходна за дејствување на некои ензими што учествуваат во разградување на храната во желудникот.

2.13. Анјони од втора група

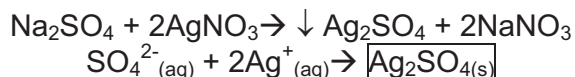
Во втора група спаѓаат анјоните: SO_4^{2-} сулфат анјон, CO_3^{2-} карбонат анјон, PO_4^{3-} фосфат анјон, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ оксалат анјон, $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ тартарат анјон и др. Тие со раствор од BaCl_2 и раствор од AgNO_3 даваат талози што се раствораат во разредена азотна киселина. Исклучок прави

сулфат анјонот кој со раствор од BaCl_2 дава тешко растворлив талог, а со раствор од AgNO_3 таложи само од концентрирани раствори.

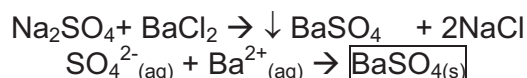
Карактеристични реакции на сулфат анјон SO_4^{2-}

Испитуван раствор е раствор од натриум сулфат, Na_2SO_4 . SO_4^{2-} сулфат анјон во раствор е безбоен.

- Со сребро нитрат се добива бел талог од сребро сулфат само од многу концентрирани раствори.



- Со бариум хлорид се таложи бел талог и од многу разредени раствори, но талогот практично е нерастворлив во вода и во ниту една киселина.

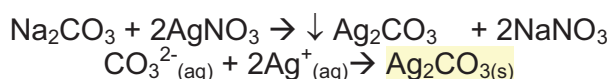


Ова е реакција за идентификација на сулфат анјони.

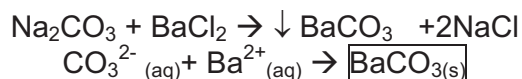
Карактеристични реакции на карбонат анјон CO_3^{2-}

Реакциите се изведуваат со воден раствор од натриум карбонат, Na_2CO_3 . CO_3^{2-} карбонат анјон во раствор е безбоен.

- Сребро нитрат дава кремаст талог од сребро карбонат.



- Со раствор од бариум хлорид се образува бел волуминозен талог од бариум карбонат.



- Силни киселини ја истиснуваат јаглеродната киселина од нејзините соли при што се добива вода и CO_2 кој се одвојува во вид на меурчиња.



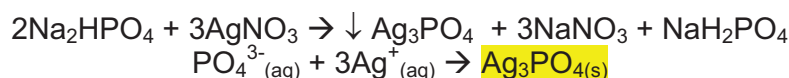
Оваа реакција служи за идентификација на CO_3^{2-} јони.

Јаглеродната киселина во раствор е непостојана и се разложува на $\text{CO}_2(\text{g})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Нејзините соли, пак, се многу стабилни како во цврста состојба, така и во раствор.

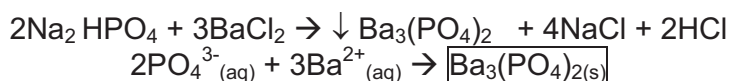
Карактеристични реакции на фосфат анјон PO_4^{3-}

Испитуван раствор најчесто е од динатиум хидроген фосфат, Na_2HPO_4 . PO_4^{3-} фосфат анјон во раствор е безбоен.

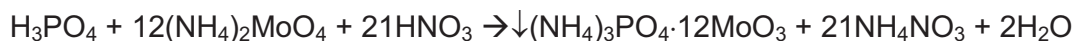
- Со сребро нитрат се добива жолт талог од сребро фосфат.



- Со бариум хлорид се образува бел талог од бариум фосфат.



- Амониум молибдат додаден во вишок, во присуство на азотна киселина таложи жолт кристалест талог од амониум фосфор молибдат.

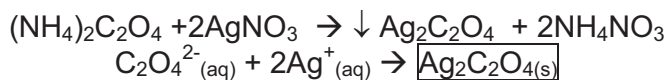


Реакцијата е карактеристична и служи за идентификација на PO_4^{3-} јоните.

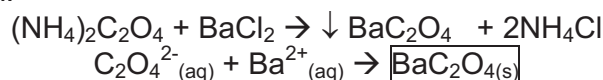
Карактеристични реакции на оксалат анјон $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

Испитуван раствор е од амониум оксалат, $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ оксалат анјонот во раствор е безбоен.

- Сребро нитрат дава бел талог од сребро оксалат, кој се раствора во разредена азотна киселина.



- Бариум хлорид таложи бел кристален талог од бариум оксалат кој се раствора во минерални киселини, а не се раствора во оцетна киселина.



- Калиум перманганатот во кисела средина го оксидира оксалатниот анјон до CO_2 при што Mn^{+7} се редуцира во Mn^{+2} . Виолетово обоениот раствор од KMnO_4 се обезбојува што е доказ за присуство на $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ оксалат јонот.



2.14. Анјони од трета група

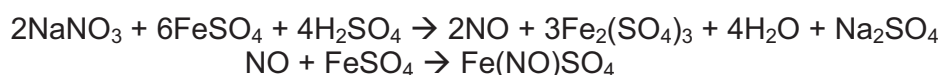
Во трета група спаѓаат анјоните: NO_3^- нитрат анјони, NO_2^- нитрит анјони и CH_3COO^- ацетат анјони. Тие не образуваат талози ниту со раствор од BaCl_2 , ниту со раствор од AgNO_3 .

Карактеристични реакции на нитрат анјон NO_3^-

Реакциите се изведуваат со воден раствор од калиум нитрат, KNO_3 или од натриум нитрат, NaNO_3 . NO_3^- нитрат анјонот во растворот е безбоен.

Карактеристичните реакции на нитрат анјоните се базираат на оксидациони својства на азотната киселина.

- Железото од железо(II) сулфат ги редуцира нитрат анјоните до азот моноксид. Тој со остатокот од железо(II)сулфат се сврзува и образува адисионо соединение железо(II)нитрозил сулфат, што се издвојува во вид на кафено обоен прстен.



Реакцијата е специфична и служи за *идентификација* на нитрат анјоните и се изведува на следниот начин:

Прво се приготвува заситен раствор од FeSO_4 . Во епрувета се земаат 1 до 2 cm^3 раствор што содржи нитрати (NaNO_3 , HNO_3). По сидовите од епруветата се сипуваат 5-6 капки концентрирана H_2SO_4 . Потоа внимателно се додава од свежо приготвениот раствор од FeSO_4 . На површината кајшто реагираат двата раствора се образува кафен прстен од образуваното комплексно соединение железо(II) нитрозил сулфат, што представува доказ за присуство на нитрат анјони.



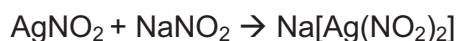
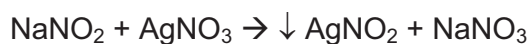
Сл. 31

- Раствор од дифенил амин со нитратите дава интензивно сино обојување. Реакцијата може да служи за идентификација на нитратите само во случај кога се отсутни анјони што даваат слична реакција (на пример: нитрити, хромати и други).

Карактеристични реакции на нитрит анјон NO_2^-

Испитуван раствор е воден раствор од натриум нитрит, NaNO_2 . NO_2^- нитрит анјонот во раствор е безбоен.

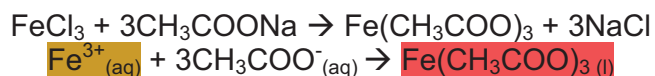
Со сребро нитрат, нитритите даваат бел кристален талог кој се раствора во вишок од алкални нитрити при што се добива комплексно соединение натриум динитритоаргентат(I).



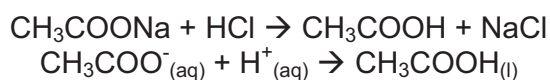
Карактеристични реакции на ацетат анјон CH_3COO^-

Испитуван раствор е воден раствор од натриум ацетат, CH_3COONa или калиум ацетат, CH_3COOK . CH_3COO^- ацетат анјонот во раствор е безбоен.

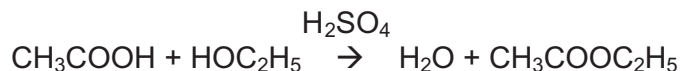
- Железо(III)хлорид образува црвен раствор од железо(III) ацетат.



- Силни киселини може да ја ослободат оцетната киселина од нејзините соли, што се утврдува со карактеристичната миризба.



- Етанол со оцетната киселина, во присуство на концентрирана сулфурна киселина, како дехидратационо средство и при загревање, образува естер со пријатен мирис.



Реакцијата се изведува на следниот начин: во епрувета се зема 2-3 cm^3 етанол и се додава ист волумен од оцетна киселина. По сидовите од епруветата се додаваат неколку капки концентрирана H_2SO_4 , се загрева до вриење, со попречно движење на епруветата, а потоа растворот се истура во чаша со студена вода. Се чувствува пријатна миризба од образуваниот естер етил ацетат (елитестер на оцетна киселина).

Дали знаеш дека:



Сл. 32

Пријатната миризба на овошјето и цвеќето доаѓа од естерите што се наоѓаат во нив (Сл. 32 и Сл. 33). Така на пример: етил естер на оцетната киселина мириса на старо вино, додека пак изоамил естер на оцетната киселина има пријатна миризба на круша.

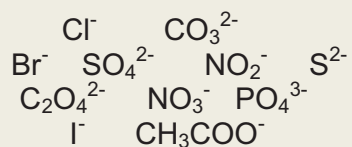


Сл.33

Познато е дека миризбата на ананасот е од етилестер на бутанска киселина, додека пак изоамилестер на изопентанска киселина има миризба на јаболко. Пријатната миризба на циметот доаѓа од бензилестер на циметна киселина.

Прашања и задачи за повторување:

1. Подреди ги анјоните во групи.

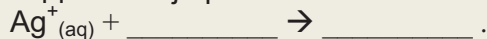


2. Што е карактеристично за анјоните на халогените елементи?

3. Дали може Br^- бромид јонот да го истисне Cl^- хлорид јонот од неговите соли?

4. Како се докажува S^{2-} сулфид јонот?

5. Дополни ја равенката:



6. По што се разликува сулфатниот анјон од другите анјони од втора група?

7. Објасни како ќе докажеш дали во проба за анализа е присутен карбонатен анјон.

8. Кој анјон со AgNO_3 дава жолт талог?

а) SO_4^{2-} б) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ в) PO_4^{3-} г) CO_3^{2-} (заокружи го точниот одговор).

9. Со што се оксидира оксалат анјонот? Напиши ја равенката на реакцијата на оксидација.

10. Со реагенсот FeSO_4 , во кисела средина, еден од анјоните образува кафен прстен. Кој анјон е тоа?

11. Напиши ја равенката на реакцијата за естерификација на оцетната киселина и етанол.

12. Дали знаеш што е хлорна вода, а што хлороводородна киселина.

■ КВАНТИТАТИВНА АНАЛИЗА



*Ако на некоја вештина
ѝ се одземе она што
се однесува на вагање,
мерење и пресметување,
колку малку ќе остане од неа.*

Платон (427 – 347 пред н. е.)

Оваа тематска целина се состои од три теми и тоа:

Раствори - во неа се обработени некои видови раствори и нивни карактеристични својства. Дадени се поголем број задачи за изразување на составот на растворите и примери за нивно решавање.

Основи на квантитативна хемиска анализа во која посебен акцент е даден на волуметриските методи што се користат за квантитативно определување удел на составни делови во испитуваната супстанција.

Физичко – хемиски методи кои го објаснуваат современиот начин за изведување на инструментални анализи со кои се определува составот и количеството на супстанциите.

Со изучување на оваа тема ученикот добива основа за изведување на квантитативните определувања и пресметување на бараните величини.

3. Квантитативна анализа

3.1. Дисперзни системи

Кога ќе се распределат (диспергираат) честички од една супстанција низ честички од друга супстанција се добива дисперзен систем. Тој се состои од диспергирана фаза и дисперзиона средина. Диспергирана фаза е супстанцијата која се распределува, а дисперзиона средина е супстанцијата во која се распределуваат честичките од диспергираната фаза и таа е во поголема количина. Во дисперзионата средина може да бидат диспергирани честички од повеќе супстанции.

Изведи го следниот обид: во една чаша со вода стави шеќер, во друга масло, во трета ситен песок, во четврта алкохол и измешај. На саатно стакло стави белка од јајце, гел за коса, мајонез, пудинг.

Размисли: дали ова се примери за дисперзни системи? Можеш ли за секој од нив да определиш што е дисперзиона средина, а што диспергирана фаза. По што се разликуваат едни од други?

Дисперзните системи меѓу себе се разликуваат по составот, по агрегатна состојба на честичките на диспергирана фаза и дисперзиона средина, како и по големина на честичките на диспергираната фаза.

Според составот може да бидат **хомогени** и **хетерогени**.

Хомогени дисперзни системи се оние системи кај кои не постојат гранични површини меѓу честичките на диспергирана фаза и честичките на дисперзионата средина. Такви системи се: воден раствор на сол, раствор на шеќер во вода, алкохол во вода и слично. Хетерогени дисперзни системи се оние системи во кои диспергираната фаза и дисперзионата средина се одделуваат со гранични површини, како на пример масло во вода, слатко млеко, руди и др.

Според агрегатна состојба на дисперзионата средина и диспергираната фаза може да се добијат девет различни видови дисперзни системи, како што е прикажано во следната табела:

Табела бр. 3 Видови на дисперзни системи според агрегатна состојба на дисперзионата средина и диспергираната фаза.

Дисперзиона средина	Цврста	Течна	Гасовита
Диспергирана фаза	Цврста Течна Гасовита	Цврста Течна Гасовита	Цврста Течна Гасовита



Златото кое се употребува за изработка на накит претставува дисперзен систем од цврста средина (Au) и цврста фаза (Cu, Pt, Ag) (Сл. 34).

Сл. 34 Златен накит



Кремите во суштина се емулзии во кои и дисперзионата средина (маст) и диспергираната фаза (активна супстанција) се во течна агрегатна состојба (Сл. 35).

Сл. 35 Креми



Маглата настанува со распрскување на ситни капки од течност (фаза) низ воздух (гасовита средина) (Сл. 36).

Сл. 36 Магла

Поделба на дисперзните системи може да се направи и според големина на честичките на диспергираната фаза. Димензиите на честичките на диспергираната фаза може да бидат различни, па затоа може да се зборува за грубо дисперзни системи, колоидно дисперзни системи и молекулски дисперзни системи.



Сл. 37 Златоносен песок

Ако се димензиите на честичките на диспергирана фаза поголеми од 100 nm станува збор за грубо дисперзни системи, какви што се: суспензии, емулзии, пени, аеросоли. Златоносен песок е аеросол.



Сл. 38 Аеросол

Ако се димензиите на честичките на диспергираната фаза од 1 до 100 nm тогаш тоа се колоидни системи. Тие може да бидат лиофилни и лиофобни.

Леофилни колоиди се оние системи чии честички имаат способност на својата површина да ги апсорбират молекулите од течноста во која се распределени. Такви колоидни системи се скроб, туткал, силициумова киселина, желатин, белка од јајце, колоиден раствор од сапуни, крв и др. Ако е привлекувањето на колоидните честички и растворувачот големо се добива вискозен систем кој се вика гел.

Леофобни колоиди се системи чиишто честички ги одбиваат од својата површина молекулите на течноста во која се распределени, како на пример: колоидни раствори на метали, метални сулфиди итн. Кај нив привлекувањето помеѓу колоидните честички и растворувачот е слабо и се добива систем што се нарекува сол.

Колоидните системи се одликуваат со некои карактеристични својства како што се коагулација, седиментација, електрофореза, Тиндалов ефект и др.

Ако се димензиите на честичките на диспергираната фаза до 1 nm, што одговара на димензии на молекулите и јоните, дисперзните системи се нарекуваат молекуларно-дисперзни раствори или едноставно раствори.

Се смета дека не постои остра граница помеѓу споменатите дисперзни системи, како во големината на честичките така и во нивните својствата.

Дисперзионата средина и диспергираната фаза во дисперзните системи може да се одделат со соодветни методи.

Дали знаеш дека:

Својствата на колоидните системи се од голема важност за медицината.

- *Коагулација* претставува слепување на колоидните честички. Таа игра важна улога при запирање на крвавењето што настанува поради коагулирање на крвта (Сл. 40)

- *Седиментација* е исталожување на колоидните честички од крвта. Тоа е значајно за откривање на разни заболувања во организмот.

- *Електрофореза* значи разделување на наелектризираните колоидни честички под дејство на електрична струја. Наоѓа примена во повеќе области од медицината, како на пример во физиотерапија при лекување на ревматски и други заболувања, во стоматологија, во хирургија итн (Сл. 41).

- *Дијализа* е процес на одделување на колоидни раствори од молекулски раствори преку полупропустлива мембрана од животинско или синтетичко потекло. Апарат кој служи за нивно одделување се вика дијализатор. Кај луѓе со бубрежни заболувања дијализаторот ја презема функцијата на бубрезите (Сл. 39).



Сл. 39 Дијализа



Сл. 40 Запирање на крварење



Сл.41Електрофореза во физикална медицина

Прашања и задачи за повторување:

1. Наброј некои примери за дисперзни системи од секојдневниот живот.
2. Кои од нив се хомогени, а кои хетерогени?
3. Ако истолчиш училишна креда и ја раствориш во вода каков дисперзен систем ќе добиеш, по состав, по големина на честичките на дисперзната фаза и по агрегатната состојба на диспергираната фаза и дисперзионата средина?
4. Определи во кој дисперзен систем припаѓаат следните супстанции: слатко млеко, кисело млеко, гел за коса, кафе, шлаг, засладен чај, крв, мајонез и др.
5. Што е разлика меѓу кока кола и сок од праски?

3.2. РАСТВОРИ



Сл. 42

*Растворите
ги исполнуваат океаните
и течат низ нашите вени*

Арениус (1859-1927)

Кога се зборува за раствори дисперзната фаза се нарекува растворена супстанција, а дисперзната средина се вика растворувач.

Изведи го обидот: Во чаша измешај вода и натриум хлорид, оцетна киселина и натриум хлорид, алкохол и вода, алкохол и сахароза, вода и бариум сулфат, вода и натриум хидроксид, вода и амониум хлорид.

Можеш ли да заклучиш:

- Што е растворувач, а што растворена супстанција во наведените раствори?
- Во каква агрегатна состојба се тие?
- Дали сите супстанции еднакво се раствораат во растворувачот?
- Дали се забележуваат и некои други промени?

Честичките на растворената супстанција може да бидат молекули или јони. Како растворувач се смета супстанцијата чие количество во растворот е поголемо и е во иста агрегатна состојба како самиот раствор. На пример, кога ќе се раствори NaCl во вода се добива раствор во кој растворувач е водата, бидејќи таа останува во иста агрегатна состојба како и пред растворање на натриум хлоридот. Ако пак, растворувачот и растворената супстанција се во иста агрегатна состојба пред и по растворањето, тогаш за растворувач се смета онаа компонента која е присутна во поголемо количество.

Како растворувачи може да се користат повеќе супстанции и тоа вода, алкохол, етер и др. Најчесто се користат раствори во кои е водата растворувач. Тие се многу застапени во експериментите во хемиските лаборатории, како и во природата воопшто. Значи, водата е универзален растворувач. Нејзина изразита способност за растворање на други супстанции е условена со силно изразената поларност на нејзините молекули. Таа особено добро ги раствора оние супстанции чишто молекули, исто така, се поларни. Во вода добро се раствораат и јонски соединенија, додека пак многу слабо се раствораат супстанции изградени од неполарни молекули.

Концентрација на растворена супстанција во заситен раствор се нарекува растворливост на таа супстанција во даден растворувач.

Растворливоста на супстанциите зависи од повеќе фактори.

Растворливоста на цврсти супстанции во вода зависи од природата на супстанцијата и од температурата.

На иста температура во исто количество растворувач различни супстанции не се раствораат еднакво. На 20°C во 100 g вода некои супстанции ја имаат следната растворливост:

Табела бр. 4 Растворливост на некои супстанции на 20°C.

Супстанција	BaSO ₄	CaSO ₄	KNO ₃	KI	сахароза
Растворливост во грамови	0,00023	0,293	31,8	134,5	201

Со покачување на температурата најчесто растворливоста се зголемува. Меѓутоа има и исклучоци. Утврдено е дека при растворање на калциум ацетат (CH₃COO)₂Ca или стронциум (CH₃COO)₂Sr со покачување на температурата растворливоста се намалува.

Растворливоста на течности во течни растворувачи е различна и зависи од природата на самите течности. Некои од нив се мешаат во секаков однос (алкохол и вода), а други ограничено (етер и вода). Кај некои со зголемување на температурата растворливоста се зголемува, а кај некои се намалува.

Растворливоста на гасови во течности е различна и зависи од природата на гасот, температура и притисок. Со покачување на температурата растворливоста на гасот се намалува, а со промена на притисокот растворливоста се менува пропорционално. Тоа значи дека со покачување на притисокот растворливоста се зголемува, а со намалување се намалува.

Топлотен ефект при растворање - При растворање на некои супстанции во вода се чувствува загревање на чашата, а при растворање на други супстанции растворот се лади. Оваа појава е позната како топлотен ефект на растворање. На пример, кога се раствора H₂SO₄ или NaOH во вода, температурата на растворот се зголемува, бидејќи се ослободува топлина. Ова претставува позитивен топлотен ефект при растворање и означува егзотермен процес. Ако пак, во вода се раствора калиум нитрат KNO₃ или амониум хлорид NH₄Cl температурата на растворот се намалува затоа што при растворањето се апсорбира топлина. Ова претставува негативен топлотен ефект на растворање, а процесот е ендотермен.

Карактеристично својство за растворите е и **волуменска контракција**. Тоа е појава кога добиениот раствор има помал волумен од збирот на првобитно земените волумени на водата и растворената супстанција. На пример: со мешање на 50 cm³ етанол и 46 cm³ вода се добива раствор со волумен од 92 cm³, а не од 96 cm³.

Според количество на растворената супстанција растворите може да бидат:

Незаситени - во кои растворувачот на собна температура може да раствори уште од растворената супстанција.

Заситени - во кои растворувачот го примил максималното количество растворена супстанција на собна температура.

Презаситени – во кои растворувачот на повисока температура растворил повеќе од растворената супстанција. Со ладење на растворот до собна температура вишокот од растворената супстанција се таложи. Притоа некои супстанции сврзуваат по неколку молекули вода. Оние супстанции кои при таложењето кристализираат се наречени кристалохидрати, а сврзаната вода се вика кристална вода. Такви кристалохидрати се: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и др.

Прашања и задачи за повторување:

1. Наведи примери за вистински и молекулски раствори.
2. Какви дисперзни системи се тоа?
3. Ако се растворот во 50 cm^3 вода 20 cm^3 алкохол што е растворувач, а што растворена супстанција? Ако пак се додадат 40 cm^3 вода, во 120 cm^3 алкохол што е растворувач, а што растворена супстанција? Објасни го тоа.
4. Ако се додадат 320 g сол во 100 g вода, лесно растворлива во вода, а растворот остане во течна агрегатна состојба што е растворувач во тој случај?
5. Што не смееш да направиш: да ставиш вода во концентрирана H_2SO_4 или концентрирана H_2SO_4 во вода?
6. Прочитај ги имињата на следните кристалохидрати: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{MnCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$; $\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
7. Напиши ги формулите на следните соединенија:
 - никел (II) хлорид хексахидрат,
 - олово (II) ацетат трихидрат,
 - натриум бромид дихидрат.
8. Зошто на определена температура лажичка кристален шеќер побргу се раствора од коцка шеќер?

3.3. Состав на раствори

Составот на растворите може да се изрази преку односи, удели и концентрација на растворена супстанција во раствор.

Удел на супстанција во раствор

Масениот удел на некоја супстанција се претставува со изразот:

$$w(A) = \frac{m(A)}{\sum m_i}$$

Кога се зборува за удел на растворена супстанција во раствор се употребува изразот:

w_{p-c} – масен удел на растворена супстанција

$$w_{p.c} = \frac{m_{p-c}}{m_{p-p}}$$

m_{p-c} – маса на растворената супстанција

m_{p-p} – маса на растворот

Бидејќи вредностите за уделите се помали од 1, од практични причини тие се изразуваат во проценти па затоа целиот израз се множи со 100.

Пример1: Колкава е масата на растворената супстанција во 600 g раствор од NaNO_3 , ако масениот удел $w(\text{NaNO}_3) = 23\%$.

Решение:

$$m_{p-p} = 600 \text{ g}$$

$$w(\text{NaNO}_3) = 23\% : 100 = 0,23$$

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

$$w(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m_{p-p}} \qquad 0,23 = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{600 \text{ g}}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 0,23 \cdot 600 = 132 \text{ g}$$

Пример 2: Колку грама вода и колку грама натриум хлорид се потребни за да се подготват два килограми раствор со масен удел $w(\text{NaCl})=0,85\%$ (физиолошки раствор)?

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

$$w(\text{NaCl}) = 0,85\% : 100 = 0,0085$$

$$m_{p-p} = 2 \text{ kg} \cdot 1000 = 2000 \text{ g}$$

Од изразот $w_{p.c} = \frac{m_{p.c}}{m_{p-p}}$ следува: $m_{p.c} = w_{p.c} \cdot m_{p-p}$

$$m(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot m_{p-p} = 0,0085 \cdot 2000 = 17 \text{ g}$$

$$m_{p-p} = m_{p.c} + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{p-p} - m_{p.c}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2000 - 17 = 1983 \text{ g} = 1983 \text{ cm}^3$$

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

следува дека

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

Освен раствори со масен удел на супстанција во раствор се употребуваат и раствори со волуменски удел ако е супстанцијата во течна агрегатна состојба.

Концентрација на растворена супстанција во раствор

Концентрација на растворената супстанција во раствор претставува содржина на растворената супстанција во определен волумен од растворот. Таа може да се изрази на повеќе начини и тоа како: количинска концентрација, масена концентрација, волуменска концентрација и друго.

Количинска концентрација

Количинска концентрација претставува однос помеѓу количество на растворена супстанција и волумен на растворот. Се бележи со буквата c (це) и се претставува со формулата:

$$c(A) = \frac{n(A)}{V} \text{ се изразува во единица } \text{mol/dm}^3 \text{ или } \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$n(A)$ – количество супстанција

V – волумен на растворот

Пример 1: Да се подготват 250 cm^3 раствор од NaCl со концентрација $c(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V} ; n(\text{NaCl}) = c(\text{NaCl}) \cdot V = 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$n(\text{NaCl}) = 0,025 \text{ mol}$$

За да се подготви растворот треба да се знае колку грама од растворената супстанција треба да се земат.

$$m(\text{NaCl}) = ? \qquad M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) = 0,025 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaCl}) = 1,46 \text{ g}$$

Пример 2: Ако во 500 cm^3 раствор се растворени 5 g KNO_3 , колкава е концентрацијата на KNO_3 во тој раствор изразена во mol/dm^3 ?

Решение:

$$V = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{KNO}_3) = 5 \text{ g}$$

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{M(\text{KNO}_3)} = \frac{5 \text{ g}}{101 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{KNO}_3) = 0,05 \text{ mol}$$

$$c(\text{KNO}_3) = \frac{n(\text{KNO}_3)}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3}$$

$$c(\text{KNO}_3) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Концентрацијата на калиум нитрат во растворот ќе биде еднаква на $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Масена концентрација

Масена концентрација претставува однос помеѓу маса на растворена супстанција и волумен на растворот. Се бележи со γ (гама) и се претставува со формулата:

$$\gamma(A) = \frac{m(A)}{V} \quad , \text{ а се изразува во единица } \text{g/dm}^3 \text{ или } \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Пример1: Колкава е масената концентрација на 300 cm^3 раствор ако во него се содржат $8 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$?

Решение:

$$V = 300 \text{ cm}^3 = 0,3 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 8 \text{ g}$$

$$\gamma(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V} = \frac{8 \text{ g}}{0,3 \text{ dm}^3}$$

$$\gamma(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 26,7 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

Пример 2: колку грама KCl се потребни за да се подготват 500 cm^3 раствор со $\gamma(\text{KCl}) = 8,2 \text{ g/dm}^3$.

Решение:

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

$$V_{\text{p-p}} = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$\gamma(\text{KCl}) = 8,2 \text{ g/dm}^3$$

$$m(\text{KCl}) = 8,2 \text{ g/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3$$

$$m(\text{KCl}) = 4,1 \text{ g}$$

Табела бр. 5 Изразување состав на растворите

физичка величина	формула за пресметување	основна единица
удел на супстанција во раствор	$W_{(\text{p.c})} = m_{(\text{p.c})} / m_{(\text{p-c})}$	без димензии *
количинска концентрација	$c(A) = n(A) / V$	mol/dm^3
масена концентрација	$\gamma(A) = m(A) / V$	g/dm^3

* Масен удел на супстанција во раствор најчесто се изразува во проценти (%) ако добиената вредност се помножи со 100. Може да се изрази и во промили (‰) ако се помножи со 1000.

Задачи со преминување на раствор од еден вид во друг вид на концентрација на растворена супстанција во раствор

Пример 1: Ако количинска концентрација на 200 cm^3 раствор од калиум нитрат е $c(\text{KNO}_3) = 0,15 \text{ mol/dm}^3$ колку ќе биде неговата масена концентрација?

Решение:

$$V_{\text{p-p}} = 200 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{KNO}_3) = 0,15 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ g/mol}$$

$$c(\text{KNO}_3) = \frac{n(\text{KNO}_3)}{V}$$

$$\gamma(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{V}$$

$$n(\text{KNO}_3) = c(\text{KNO}_3) \cdot V \\ 0,2 \text{ dm}^3$$

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

$$n(\text{KNO}_3) = 0,15 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,2 \text{ dm}^3$$

$$\gamma(\text{KNO}_3) = 15,15 \text{ g/dm}^3$$

$$n(\text{KNO}_3) = 0,03 \text{ mol}$$

$$m(\text{KNO}_3) = 0,03 \text{ mol} \cdot 101 \text{ g/mol}$$

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

Освен на овој начин пресметувањето може да се изврши и по следната формула:

$$\gamma(A) = c(A) \cdot M(A)$$

$$\gamma(\text{KNO}_3) = 0,15 \text{ mol/dm}^3 \cdot 101 \text{ g/dm}^3$$

$$\gamma(\text{KNO}_3) = 15,15 \text{ g/dm}^3$$

Пример 2: Колкав е масен удел на сулфурна киселина во раствор со количинска концентрација $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,8 \text{ mol/dm}^3$ и густина $\rho = 1,8 \text{ g/cm}^3$.

Решение:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,8 \text{ mol/dm}^3$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\rho}$$

$$\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,8 \text{ mol/dm}^3 \cdot 98 \text{ g/mol}}{1,84 \text{ g/cm}^3}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 95,86 \cdot 100 = 9,58\%$$

Разредување и мешање на раствори

Раствори со определена концентрација на растворена супстанција во раствор се приготвуваат од чисти супстанции. Меѓутоа, честопати растворите се приготвуваат со разредување на веќе приготвени раствори со определена концентрација или со мешање на два и повеќе раствори со различна концентрација.

Разредување на раствори

Ако се врши разредување на раствори потребно е да се пресмета колку вода треба да се додаде на појдовниот раствор. Концентрацијата на новиот раствор што се приготвува треба да биде помала од концентрацијата на појдовниот раствор.

При приготвување на раствори со разредување се користат определени формули. Некои од нив ќе бидат применети во следните примери.

Пример1: Ако 500 cm^3 раствор од калиум хлорид со масена концентрација $\gamma(\text{KCl}) = 120 \text{ g/dm}^3$ се разреди, ќе се добие раствор со масена концентрација $\gamma(\text{KCl}) = 80 \text{ g/dm}^3$. Колкав е волуменот на разремениот раствор и колкав волумен на вода треба да се додаде?

Решение:

$$\gamma_1 = 120 \text{ g/dm}^3$$

$$\gamma_1 \cdot V_1 = \gamma_2 \cdot V_2$$

$$V_1 = 500 \text{ cm}^3 = 0.5 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = \frac{\gamma_1 \cdot V_1}{\gamma_2} = \frac{120 \text{ g/dm}^3 \cdot 0.5 \text{ dm}^3}{80 \text{ g/dm}^3}$$

$$\gamma_2 = 80 \text{ g/dm}^3$$

$$V_2 = 0.75 \text{ dm}^3 = 750 \text{ cm}^3$$

$$V_2 = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_2 - V_1 = 750 - 500 = 250 \text{ cm}^3$$

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

На појдовниот раствор треба да се додадат 250 cm^3 вода за да се добијат 750 cm^3 раствор од калиум хлорид со $\gamma(\text{KCl}) = 80 \text{ g/dm}^3$.

Пример 2: Колку грама вода треба да се додаде на раствор од NaOH со $w(\text{NaOH}) = 12\%$ за да се добијат 90 g раствор од натриум хидроксид со $w(\text{NaOH}) = 4\%$?

Решение:

$$m_1 = ?$$

$$m_2 = 90 \text{ g}$$

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

$$w_1 = 12\% = 0.12$$

$$w_2 = 4\% = 0.04$$

$$m_1 \cdot w_1 = m_2 \cdot w_2$$

$$m_1 = \frac{m_2 \cdot w_2}{w_1} = \frac{90 \cdot 4}{12} = 30 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2 - m_1 = 90 - 30 = 60 \text{ g}$$

Мешање на раствори

Пример 1: Колкава е концентрацијата на раствор (во mol/dm^3) добиен со мешање на 200 cm^3 раствор од оцетна киселина со концентрација $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2,5 \text{ mol/dm}^3$ и раствор со волумен $V = 0,4 \text{ dm}^3$ во кој има растворено $0,5 \text{ g CH}_3\text{COOH}$?

Решение:

$$c_1(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2.5 \text{ mol/dm}^3$$

$$c_1(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n_1(\text{CH}_3\text{COOH})}{V_1}$$

$$V_1 = 200 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ dm}^3$$

$$n_1(\text{CH}_3\text{COOH}) = c_1(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V_1$$

$$V_2 = 0,4 \text{ dm}^3$$

$$n_1(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2.5 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0.2 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol}$$

$$n_1(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0.5 \text{ mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,5 \text{ g}$$

$$n_2(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$c_3(\text{CH}_3\text{COOH}) = ?$$

$$n_2(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{0.5 \text{ g}}{60 \text{ g/mol}} = 0.0083 \text{ mol}$$

$$c_3(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{n_1(\text{CH}_3\text{COOH}) + n_2(\text{CH}_3\text{COOH})}{V_1 + V_2} = \frac{0,5 \text{ mol} + 0,0083 \text{ mol}}{0,2 \text{ dm}^3 + 0,4 \text{ dm}^3}$$

$$c_3(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,847 \text{ mol/dm}^3$$

Пример 2: Колкава ќе биде концентрацијата на добиениот раствор ако се помешаат $3,5 \text{ dm}^3$ хлороводородна киселина со концентрација $c(\text{HCl}) = 0,12 \text{ mol/dm}^3$ и $0,75 \text{ dm}^3$ раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$? Волуменот на новодобиениот раствор треба да биде $4,25 \text{ dm}^3$.

Решение:

$$\text{I p-p } V_1 = 3,5 \text{ dm}^3$$

$$c_1(\text{HCl}) = 0,12 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{II p-p } V_2 = 0,75 \text{ dm}^3$$

$$c_2(\text{HCl}) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_3 = 4,25 \text{ dm}^3$$

$$c_3(\text{HCl}) = ?$$

$$c_1(\text{HCl}) \cdot V_1 + c_2(\text{HCl}) \cdot V_2 = c_3(\text{HCl}) \cdot V_3$$

$$c_3(\text{HCl}) = \frac{c_1(\text{HCl}) \cdot V_1 + c_2(\text{HCl}) \cdot V_2}{V_3}$$

$$c_3(\text{HCl}) = \frac{0.12 \text{ mol/dm}^3 \cdot 3.5 \text{ dm}^3 + 0.5 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0.75 \text{ dm}^3}{4.25 \text{ dm}^3}$$

$$c_3(\text{HCl}) = 0.261 \text{ mol/dm}^3$$

Пример 3: Колку килограми раствор од сулфурна киселина со $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$ треба да се додадат на 2 kg раствор од сулфурна киселина со $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 80\%$ за да се добие раствор со $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 90\%$?

Решение:

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$w_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\% = 0,96$$

$$m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ kg}$$

$$w_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 80\% = 0,8$$

$$w_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 90\% = 0,9$$

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot w_1(\text{H}_2\text{SO}_4) + m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot w_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = (m_1 + m_2)(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot w_3(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 0,96 + 2 \cdot 0,8 = (m_1 + 2) \cdot 0,9$$

$$m_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3,33 \text{ kg}$$

Реши ги следните задачи:

1. Да се приготват 500 cm^3 раствор од NaCl со количинска концентрација $c(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

(2,92 g NaCl)

2. Колкава маса од Na_2SO_4 треба да се земе за да се подготват 250 cm^3 раствор со $c(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ mol/dm}^3$?

(71 g)

3. Колку изнесува количинската концентрација на 500 cm^3 раствор од KOH ако се растворени 5 g од супстанцата?

(0,16 mol/dm³)

4. Колку е масен удел на NaCl во раствор добиен со мешање на 2 kg вода и 300 g NaCl?

(13 %)

5. Колку грама ZnCl_2 треба да се растворат во 1,2 kg вода за да се добие раствор со $w(\text{ZnCl}_2) = 20 \%$?

(240 g)

6. Колку грама вода и колку грама NaOH се потребни да се приготват 600 g раствор со $w(\text{NaOH}) = 15 \%$?

(90 g NaOH, 510 g H₂O)

7. Ако одиш на билдинг и сакаш да направиш мускулна маса треба да внесуваш чист креатин во вид на монохидрат. Колкав ќе биде уделот на креатинот во една доза ако растворот што го земаш го приготвуваш со растворање на 5 g креатин во 148 g вода.

(3,26%)

8. Колку изнесува масена концентрација на раствор добиен со растворање на 8 g NaOH во 500 cm³ раствор?
(16 g/dm³)
9. Во 500cm³ раствор има 16,1g кристален Na₂SO₄ · 10H₂O. Колкава е количинската концентрација на растворот?
(0,1 mol/dm³)
10. Пресметај ја масената концентрација на раствор од Na₂CO₃ кој содржи 0,3 mol Na₂CO₃ во 1200 cm³ раствор.
(26,5 g/dm³)
11. Која е масената концентрација на раствор од HON ако во 200 cm³ раствор се растворена 0,2 mol HON?
(56 g/dm³)
12. Колку изнесува масената концентрација на 250 cm³ раствор од KCl ако нејзината количинска концентрација c(KCl) = 0,1 mol/dm³?
(74 g/dm³)
13. Колку изнесува масениот удел и количинската концентрација на раствор од KOH, ако во 1120 cm³ има растворено ¼ мол од чист KOH? Густина на растворот ρ=1,098 g/cm³.
(1,13 % и 0,223 mol/dm³)
14. Колку е концентрацијата на раствор изразена во mol/dm³ кој содржи 0,005kg KNO₃ во 500g раствор? Густина на растворот ρ = 1,105g/cm³.
(0,11 mol/dm³)
15. Колкава е количинската концентрација на раствор од натриум хидроксид со w = 2 % и ρ = 1 g/cm³?
(0,5 mol/dm³)
16. Колку грама MgSO₄ се потребна да се приготви 1 dm³ раствор со w(MgSO₄) = 5 % и ρ = 1,06 g/cm³?
(53 g)
17. Колкав е масениот удел на раствор од сулфурна киселина со концентрација c(H₂SO₄) = 18 mol/dm³ и ρ = 1,84 g/cm³?
(95,87 %)
18. Колку cm³ раствор од азотна киселина со w(HNO₃) = 68 % се потребни да се приготват 5 dm³ раствор со c(HNO₃) = 1 mol/dm³ и ρ = 1,4 g/cm³?
(330,89 cm³)
19. Колкав е масениот удел на раствор од хлороводородна киселина ако c(HCl) = 5 mol/dm³ и ρ = 1,09 g/cm³?
(16,74 %)
20. Колку грама од Na₂CO₃ се содржат во 280 cm³ раствор со концентрација c(Na₂CO₃) = 3 mol.
(89,04 g)
21. Колку мола треба да се земат од NaNO₃ за да се приготват 500 cm³ раствор со масена концентрација γ = 50 g/dm³?
(0,294 mol)
22. Да се пресмета масен удел на раствор добиен со разредување на 500 g раствор од хлороводородна киселина со w(HCl) = 2 % со додавање на 500 g вода.
(1 %)

23. Колку ќе биде масената концентрација на растворот на NaNO_3 чишто волумен е 200 cm^3 и масена концентрација $\gamma(\text{NaNO}_3) = 0,052 \text{ g/dm}^3$ ако му додадеме 250 cm^3 вода?

($0,023 \text{ g/dm}^3$)

24. Колку грама етанол и колку грама вода се потребни за приготвување на 200 g раствор од етанол со $w = 10\%$ ако на располагање имаме раствор од етанол со $w = 18\%$?

($111,1 \text{ g}$ 18% етанол и $88,9 \text{ g H}_2\text{O}$)

25. Колку cm^3 вода треба да се истури од 350 cm^3 раствор од калиум хлорид со $w(\text{KCl}) = 2\%$ за да се добие раствор со $w(\text{KCl}) = 10\%$? Густина на водата е $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$.

(280 cm^3)

26. Колкава маса од раствор од азотна киселина со $w(\text{HNO}_3) = 63\%$ треба да се земе за да се приготви 1 kg раствор со $w(\text{HNO}_3) = 15\%$?

(238 g)

27. Да се пресмета масен удел на натриум хлорид во раствор кој се добива со мешање на 40 g раствор со $w(\text{NaCl}) = 14\%$ и 200 g раствор со $w(\text{NaCl}) = 5\%$.

За решавање на задачите може да ги искористиш формулите дадени во прилозите на крај од учебникот.

3.4. Хемиска рамнотежа и константа на хемиска рамнотежа

Изведи ги следните реакции:

Реакција 1: Во епрувета стави раствор од $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Додај неколку капки од KI . Што забележуваш притоа? Напиши ја равенката на оваа реакција. Остави ја епруветата на страна и по извесно време види дали се задржал талогот.

Реакција 2: Во друга епрувета стави раствор од NaCl . Додај неколку капки раствор од ZnSO_4 . Дали забележуваш некои промени? Напиши ја равенката на реакцијата.

Ако при една хемиска реакција останат непроменети добиените продукти, значи дека реакцијата се одвива во една насока, односно кон образување на краен продукт. Таквите реакции се викаат неповратни и се обележуваат со една стрелка (\rightarrow) (реакција 1)

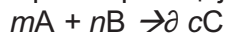
Додека пак реакции при кои се добиваат продукти што во тек на реакцијата меѓусебно реагираат и преминуваат во реактанти се викаат повратни. (реакција 2)

Овие реакции истовремено протекуваат во две насоки и се означуваат со две стрелки во спротивна насока (\rightleftharpoons).

При хемиските реакции количеството на реактантите се намалува, а количеството на продуктите се зголемува.

Брзината со која се одвиваат хемиските реакции може да се изрази на повеќе начини. Еден од нив е преку концентрација на учесниците во реакцијата.

Ако разгледуваме неповратна реакција од општ вид:



Брзина на реакцијата, во кое било време, ќе се изрази со равенката:

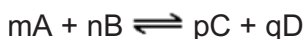
$$v = k \cdot c(A)^m \cdot c(B)^n, \text{ каде што:}$$

v – брзина на хемиската реакција;

k – константа на пропорционалност, која е константна величина при определена температура и зависи од природата на реактантите; $c(A)$, $c(B)$ – количински концентрации на супстанциите А и В;

m , n – број на молови од супстанциите А и В.

Повратна реакција од општ вид е прикажана со равенката:



Од неа се гледа дека моловите од супстанцијата А реагираат со моловите од супстанцијата В при што се добиваат молови од супстанции С и D. Истовремено моловите од супстанциите С и D реагираат меѓу себе и се добиваат моловите од супстанциите А и В.

Брзина на реакцијата која се одвива од лево кон десно е обележена со v_1 , а брзина на реакцијата која протекува од десно на лево е обележена со v_2 . Тие може да се изразат со равенките:

$$v_1 = k_1 \cdot c(A)^m \cdot c(B)^n \quad \text{и} \quad v_2 = k_2 \cdot c(C)^p \cdot c(D)^q$$

На почеток на реакцијата брзината v_1 е поголема од брзината v_2 бидејќи концентрацијата на супстанциите А и В е поголема од концентрациите С и D. Со тек на време брзината v_1 се намалува, а брзината v_2 се зголемува. Во определен момент двете брзини се изедначуваат и системот се наоѓа во хемиска рамнотежа. Тоа значи дека концентрациите на супстанциите во реакциониот систем веќе не се менуваат. Меѓутоа, во тој момент хемиската реакција не престанува да тече, туку колку честички од добиените супстанции се образуваат во единица време, исто толку честички од нив се разложуваат до реактанти. Затоа се смета дека хемиската рамнотежа има **динамичен карактер**. Тоа значи дека реакцијата и понатаму се одвива. Во моментот на хемиска рамнотежа кога:

$$v_1 = v_2 \quad \text{и} \quad k_1 \cdot c(A)^m \cdot c(B)^n = k_2 \cdot c(C)^p \cdot c(D)^q$$

Оттука следува дека:

$$\frac{c(C)^p \cdot c(D)^q}{c(A)^m \cdot c(B)^n} = \frac{k_1}{k_2} = k_c$$

Односот на константите k_1 и k_2 е константен, се бележи со K_c и се вика константа на хемиска рамнотежа. Ова е математички израз за константа на хемиската рамнотежа кој искажан со зборови гласи:

Во состојба на хемиска рамнотежа кај повратни реакции односот на производот од концентрациите на добиените супстанции и производот на концентрациите на почетните супстанции, степенувани со број на моловите, е константна величина на константна температура.

Константата на хемиска рамнотежа зависи од температура и притисок, за гасовитите супстанции, но не зависи од концентрација на супстанциите. Ако се намалува концентрацијата на почетните супстанции се зголемува концентрацијата на добиените супстанции и обратно.

Познавање на константата на хемиска рамнотежа има големо значење за максимално добивање на продукти при хемиските реакции.

Прашања и задачи за повторување:

1. Кога настанува хемиска рамнотежа?
2. Примени го законот за хемиска рамнотежа на реакциите:

$$2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$$

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$$

$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$$
3. Што значи дека хемиската рамнотежа има динамички карактер?
4. Кои фактори влијаат врз хемиската рамнотежа? Објасни како.

■ 3.5. Електролитна дисоцијација

Електролити и неелектролити

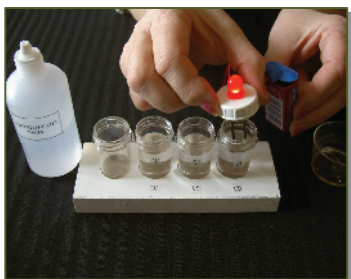
Едно од својствата на растворите кое наоѓа значајна примена во секојдневниот живот е нивната способност да спроведуваат електрична струја.

Изведи го следниот обид:

Во неколку чаши подготви водени раствори и тоа од: сахароза, HCl, CH₃COOH, NaOH, NH₄OH, NaCl, CH₃COONH₄. Концентрацијата на сите раствори треба да биде иста. Потоа земи и дестилирана вода. Употреби едноставна апаратура како што е дадена на Сл.43. Потопувај ги електродите во растворите еден по еден.

Објасни:

- во кои раствори ќе свети сијаличката вградена во апаратурата,
 - со каков интензитет свети сијаличката во одделни раствори
- * Запомни: пред да се потопат електродите во секој од растворите треба да се измијат со дестилирана вода.



Сл. 43 Апаратура за електролитна дисоцијација

Водените раствори во кои сијаличката свети спроведуваат електрична струја и се викаат електролити, а растворите кои не спроведуваат електрична струја и во нив сијаличката не свети се нарекуваат неелектролити.

Водените раствори од киселини, бази и соли, односно електролитите спроведуваат електрична струја затоа што во нив се присутни подвижни јони. **Појава на создавање на подвижни јони во водени раствори на електролити се вика електролитна дисоцијација.** Јоните се движат кон спротивно наелектризираните електроди потопени во растворот со што се затвора струјното коло. Затоа електролитите се сметаат за проводници од втор ред.

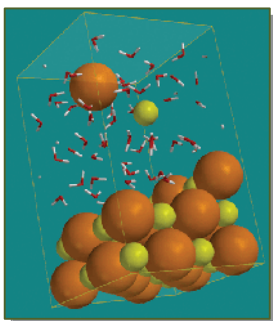


Сл. 44 Арениус (1859-1927)

Шведскиот научник Сванте Арениус (Svante Arrhenius)(Сл.44) во својата теорија за електролитна дисоцијација што ја дал 1883 година објаснил зошто некои раствори спроведуваат електрична струја.

Како настанува електролитна дисоцијација

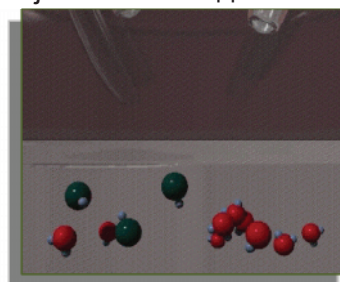
Електролитна дисоцијација настанува под дејство на поларните молекули на водата. Утврдено е дека електролитна дисоцијација може да настане и под дејство на некој друг поларен растворувач како што е течен амонијак, течен сулфур диоксид и др.



Сл. 45 Дисоцијација на NaCl

Во водени раствори дисоцираат јонски соединенија и ковалентнополарни соединенија. Механизмот на дисоцијација на јонските соединенија се објаснува на следниот начин: кога едно јонско соединение се раствора во вода под дејство на поларните молекули од водата, од површината на кристалот се одвојуваат слободни јони. Околу нив се создава обвивка од молекули на вода со што се образуваат хидратизирани јони (Сл. 45).

Дисоцијацијата на ковалентнополарни соединенија го има следниот механизам: поларните молекули на водата се привлекуваат кон диполниот молекул и тоа позитивниот дел од молекулата на водата кон негативниот дел од диполот, а негативниот дел кон позитивниот дел од диполот. Притоа, помеѓу нив се јавуваат посилни привлечни сили отколку што е привлекувањето во самиот диполен молекул, поради што тој се раскинува. Се создаваат јони обвиткани со молекули на вода односно хидратизирани јони.



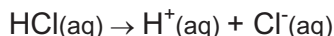
Сл. 46 Дисоцијација на HCl

Бидејќи, водата претставува растворувач, а јоните што настануваат се нарекуваат хидратизирани јони, електролитната дисоцијација се претставува со равенката:



Ознаката (aq) е кратенка од латинскиот збор *aqua*– вода.

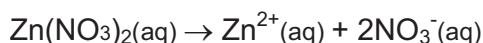
Според теоријата на електролитна дисоцијација киселините во водени раствори дисоцираат на H^+ катјони и киселински остаток како анјони.



Во водените раствори базите дисоцираат на катјони од метал и хидроксидни јони како анјони.



Солите во водени раствори дисоцираат на катјони од метал и киселински остаток како анјони.



Во зависност од составот анјоните и катјоните може да бидат едноатомни и повеќеатомни.

Едноатомни катјони : H^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Fe^{3+} и др.

Едноатомни анјони : Cl^- , Br^- , I^- и др.

Повеќеатомни катјони : NH_4^+ и др.

Повеќеатомни анјони : NO_3^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и др.

Комплексни катјони : $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и др.

Комплексни анјони : $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{HgJ}_4]^{2-}$ и др.

По своите својства јоните се разликуваат од атомите и молекулите од коишто се добиени. На пример: катјоните на натриум (Na^+) се растворливи во вода, а хемиски со неа не реагираат; додека пак атомите на натриумот (Na) физички не се растворливи во вода, а хемиски бурно реагираат со неа. Анјоните на хлорот (Cl^-) се безбојни, немаат мирис и не се отровни; додека елементарен (молекуларен) хлор Cl_2 е гас со жолтозелена боја, задушлив и отровен.

Што треба да знаеш уште за електролитната дисоцијација

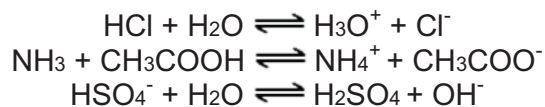
Освен водени раствори како електролити се сметаат и растопи на некои јонски соединенија. Под дејство на потребно количество топлотна енергија кристалната решетка се раскинува, цврстата супстанција се топи и се ослободуваат јони. Подвижните јони овозможуваат да тече струја низ растопот.

Теоријата на Арениус за електролитна дисоцијација се однесува на водени раствори и растопи, а не и на раствори во кои водата не е растворувач.

Активната улога на водата при процесот на електролитна дисоцијација се објаснува со пренесување на протон од растворената суп-

танција на водата и обратно. Ова проширување на Арениусовата теорија го направиле во 1923 година независно еден од друг данскиот хемичар Бренштед (I.N. Bronsted) и англискиот хемичар Лори (Т.М. Lowry).

Според теоријата на Бренштед и на Лори дисоцијација на електролитите претставува протолитички процес:



Според оваа теорија киселините се супстанции што предаваат протон на супстанција што може да го прими, односно тие се протондонори, при што се образуваат H_3O^+ јони кои се викаат хидрон јони односно хидрони.

Бази се супстанции што може да примат протон од супстанција што може да го предаде, што значи дека тие се протон-акцептори.

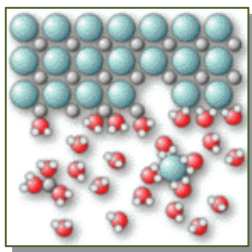
* Кога се употребува зборот протон во врска со киселини се мисли на јон на водород (H^+), а не на протон како честичка од јадрото на кој било атом.

Дали знаеш дека:

Чиста концентрирана H_2SO_4 која е во течна агрегатна состојба се однесува како неелектролит, бидејќи е образувана од неполарни молекули, а не од јони. За да биде електролит, таа треба да се раствори во вода.



Сл. 47 Разредена H_2SO_4



Сл. 48 Дисоцијација на јонско соединение

Секое соединение кое е изградено од јони во цврста агрегатна состојба не е електролит, бидејќи јоните во него не се подвижни. За да се однесува како електролит треба да се раствори во вода или да се растопи (Сл. 48).

3.6. Степен на електролитна дисоцијација

Од предходно изведените обиди сигурно забележа дека сијаличката посилно свети во раствор од HCl , NaOH и NaCl . Тоа е така затоа што тие се подобри проводници на електрична струја отколку растворите

на NH_4OH и CH_3COOH . Во нив интензитетот на светлината од сијаличката е многу помал.

Електроспроводливоста зависи од количеството на јоните во растворот. Доколку количеството на јоните е поголемо и спроводливоста ќе биде поголема.

Во растворите од HCl , NaOH и NaCl има само јони (што значи дека се дисоцирани целосно), па затоа тие најдобро спроведуваат електрична струја и претставуваат силни електролити.

Во растворите од NH_4OH и CH_3COOH се наоѓа поголемо количество на цели молекули, отколку количество на јони што се добиваат со нивна дисоцијација. Затоа овие раствори слабо спроведуваат електрична струја и се сметаат за слаби електролити.

Јачината на електролитите се изразува со степен на електролитна дисоцијација кој представува однос помеѓу број на дисоцирани молекули и вкупен број растворени молекули од електролитот. Се бележи со α (алфа) и се изразува со равенката:

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

α - степен на електролитна дисоцијација
 n - број на дисоцирани молекули
 N - број на вкупно растворени молекули

Ако се помножи изразот со 100 степенот на електролитната дисоцијација се изразува во проценти. Така, на пример, ако е α на еден раствор 60% значи дека од секои 100 растворени молекули, 60 се дисоцирани.

Вредностите за степенот на електролитната дисоцијација се определени во раствори со еднаква концентрација од $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Во зависност од вредноста на степенот на електролитната дисоцијација се смета дека електролитите може да бидат силни, слаби или со средна јачина.

Според некои сознанија електролитите се силни за вредности на α во интервал од 30 – 100 %.

Ако е вредноста за α од 3 – 30 % се смета дека електролитите се со средна јачина.

За вредности на $\alpha < 3$ % станува збор за слаби електролити.

Силни електролити се:

- Скоро сите соли.
- Киселини: HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI и др.
- Бази: NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Mg(OH)_2 , Ba(OH)_2 и др.

Како електролити со средна јачина се сметаат:

- H_3PO_4 , HF , H_2SO_3 и др.

Слаби електролити се:

- Киселини: HNO_2 , H_2CO_3 , H_2S , CH_3COOH , HCN и др.
- Бази: NH_4OH , Pb(OH)_2 , Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2 и др.

Степенот на електролитна дисоцијација зависи од повеќе фактори. Особено зависи од природата на електролитот, температурата и концентрацијата на растворената супстанција во раствор.

Неговата вредност се зголемува со растење на температурата и со намалување на концентрацијата на растворената супстанција во растворот.

Степенот на електролитната дисоцијација се определува со експериментални методи, а може да се пресмета и според формулата за α .

Пример: Во 1 dm^3 раствор растворени се $0,05 \text{ mol}$ од H_2SO_3 .

Од нив дисоцирале $0,01 \text{ mol}$. Да се пресмета колку изнесува степенот на електролитна дисоцијација. Решение: Знаеме дека

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

$$N = 0,05 \text{ mol}$$

$$n = 0,01 \text{ mol}$$

$$\alpha = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,05 \text{ mol}} \cdot 100$$

$$\alpha = 20 \%$$

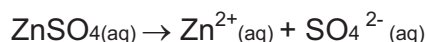
Според вредноста на α , сулфурестата киселина спаѓа во електролити со средна јачина.

Прашања и задачи за повторување:

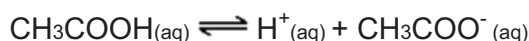
1. Напиши ги равенките на дисоцијација на следните соединенија :
 H_3PO_4 , HNO_3 , ZnCl_2 , Na_2SO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Кои видови јони се присутни во воден раствор при дисоцијација на:
а) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ в) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ г) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
3. Дали растворувачот мора да е вода за да дојде до електролитна дисоцијација?
4. Објасни што значи јоните во водени раствори да се хидратизирани.
5. Колку катјони и анјони и колку вкупно јони има во раствор од CaCl_2 чие количество во растворот е 1 mol ?
6. Колкава вредност има степенот на електролитна дисоцијација во воден раствор од NaCl ?
7. Да се определи бројот на растворени молекули од вода на температура 25°C ако $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$, а број на дисоцирани молекули е 1.
8. Колкаво количество од водородни и од сулфатни јони ќе се добие при дисоцијација на сулфурна киселина ако е бројот на растворените молекули 100000 , а $\alpha = 0,01$.
9. Да се пресмета вредноста за степенот на електролитна дисоцијација во раствор од цијановодородна киселина со $c(\text{HCN}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ ако од 10000 растворени молекули е дисоцирана само една.
10. Објасни зошто вредноста за степенот на електролитна дисоцијација се зголемува со растење на температурата и намалување на концентрацијата на супстанцијата во раствор.

3.7. Константа на дисоцијација на слаби електролити

Електролитна дисоцијација на силни електролити се смета за неповратен процес, бидејќи кај нив во водени раствори се присутни само јони. Процесот на дисоцијација кај силните електролити се претставува со стрелка во една насока (\rightarrow) како што е прикажано со примерот:



Кај слабите електролити во воден раствор постојат јони и недисоцирани молекули. Меѓу нив се воспоставува хемиска рамнотежа. Поради тоа дисоцијацијата на слабите електролити претставува повратен процес и се означува со две стрелки со спротивна насока (\rightleftharpoons). На пример, кај оцетна киселина равенката на дисоцијација ќе биде:



Во овој случај константата на хемиска рамнотежа може да се искаже со равенката:

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

Изразот K_c знаеме дека претставува константа на хемиска рамнотежа изразен преку концентрација на учесниците во реакцијата. Во овој случај таа се однесува на дисоцијација на електролитите во водени раствори и затоа се вика *константа на дисоцијација*. Се бележи со K_c , односно кај киселини со K_a , а кај бази со K_b .

Константа на дисоцијација претставува однос помеѓу производот од концентрациите на јоните и концентрацијата на недисоцираните молекули.

Нејзината вредност не зависи од концентрацијата на електролитот, туку зависи само од температурата. За различни електролити таа има различна вредност на определена температурата. Колку е поголема вредноста за константата на дисоцијација, толку електролитот е посилен. Во следната табела се дадени константи на дисоцијација на некои електролити определени на 25°C.

Табела бр.6 Константи на дисоцијација на некои слаби електролити

Електролит	Формула	Константа на дисоцијација
оксална киселина	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,35 \cdot 10^{-2}$
јаглородна киселина	H_2CO_3	$4,45 \cdot 10^{-7}$
мравска киселина	HCOOH	$1,76 \cdot 10^{-4}$
оцетна киселина	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
амониум хидроксид	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$

Познавање на вредностите за константата на дисоцијација има практично значење. Може да се дознае какви промени ќе настанат при дисоцијација на еден слаб електролит кога кон него ќе се додаде друг електролит со кој има заеднички јон. Оваа појава е позната како ефект на заеднички јон.

Ако се познати вредностите за константата на дисоцијација може да се пресмета степенот на електролитна дисоцијација и обратно.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_c}{c}} \quad \alpha - \text{степен на електролитна дисоцијација}$$

K_c - константа на дисоцијација

$$K_c = \alpha^2 \cdot c$$

c - концентрација на електролитот

Пример: Да се пресмета константа на дисоцијација на оцетна киселина во раствор со $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ ако е вредноста за степенот на електролитна дисоцијација $\alpha = 0,0132$.

Решение:

$$K_k = \alpha^2 \cdot c$$

$$K_k = (0,0132)^2 \cdot 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 0,0000176 = 1,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Прашања и задачи за повторување:

1. Која киселина е појака: мравска ($K_{(\text{HCOOH})} = 1,76 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$) или оцетна киселина ($K_{(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)?
2. Да се пресмета степен на електролитна дисоцијација на оцетна киселина во раствор со концентрација $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ ако е константа на дисоцијација $K_c = 1,8 \cdot 10^{-5}$?
3. Колку изнесува константа на дисоцијација на раствор од амониум хидроксид со концентрација $c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$ кога $\alpha = 0,0095$?

3.8. Јонски реакции

Реакции што настануваат помеѓу раствори од електролити се, всушност, реакции на нивните јони, па затоа се викаат јонски реакции. Тие може да бидат повратни и неповратни.

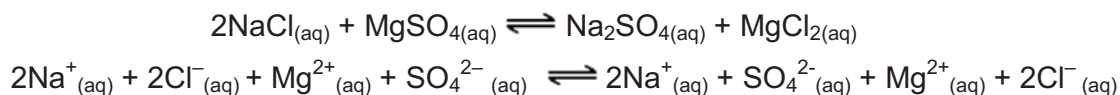
Изведи ја следната реакција:

Во епрувета стави раствор од NaCl и додај неколку капки раствор од MgSO₄. Напиши ја равенката на реакцијата.

Објасни: Дали настануваат некои промени и какви се тие?

Ако притоа не забележиш никакви промени, сигурно ќе претпоставиш дека не настанала никаква реакција.

Ако ја разгледаш внимателно равенката напишана подолу ќе забележиш дека не само реактантите туку и продуктите се силни електролити кои во водениот раствор се дисоцирани на јони. Во растворот остануваат истите јони како пред помешувањето на двата раствори. Тоа значи дека двата силни електролити воопшто не стапуваат во реакција. Тоа може да се претстави со молекулска и со јонска равенка.

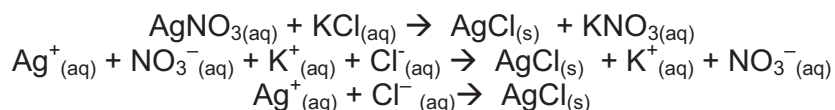


Меѓутоа, поголем број од јонските реакции се одвиваат само во една насока, односно кон образување на слабо растворливо соединение– талог, испарлива супстанција–гас или слабо дисоцирана супстанција–слаб електролит. Како слабо дисоцирани електролити се јавуваат и некои комплексни соединенија кои наоѓаат примена во квантитативната анализа (комплексометрија). Таквите реакции се неповратни.

а) образување на слабо растворливо соединение – талог

Изведи ја реакцијата меѓу водени раствори од сребро нитрат и калиум хлорид и обрни внимание каков талог се добива притоа.

Ако реакцијата се претстави со трите вида равенки ќе изгледа вака:



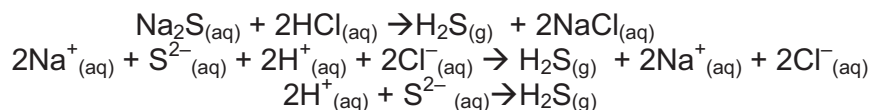
Оваа реакција се одвива помеѓу сребро катјони и хлорид анјони. Како продукт на реакцијата се образува бел талог од AgCl кој е слабо растворливо соединение во вода и затоа реакцијата е неповратна. Јоните NO₃⁻ и K⁺ остануваат непроменети пред и по реакцијата.

б) реакција при која се ослободува гас

Изведи ја реакцијата:

Во епрувата стави раствор од натриум сулфид и додај неколку капки разредена хлороводородна киселина. При изведување на реакцијата ќе се почувствува карактеристична непријатна миризба.

Тоа е од ослободениот гас H₂S кој не дисоцира, па затоа и оваа реакција е неповратна. Се претставува на следниот начин:



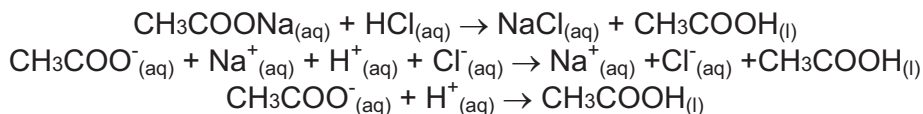
в) образување на слабо дисоцирано соединение

Изведи ја реакцијата:

Во епрувета стави кристалче од CH_3COONa и додај неколку капки разредена хлороводородна киселина, а потоа објасни каква промена настанува притоа.

Со реакција помеѓу натриум ацетат и хлороводородна киселина се образува слабо дисоцирано соединение, оцетна киселина, поради што реакцијата е неповратна.

Равенка според која се одвива реакцијата е:



Јонските реакции се одвиваат многу бргу затоа што кај нив доаѓа само до прегрупирање на јоните и до образување на нови соединенија.

Прашања и задачи за повторување:

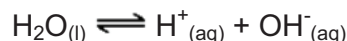
1. Кои реакции се нарекуваат јонски?
2. Дали јонските реакции секогаш одат до крај, односно до образување на краен продукт? Наведи примери.
3. Зошто скратената јонска равенка се вика *ефективна јонска равенка*?
4. Напиши ги молекулските и јонските равенки за реакциите:
сребро ацетат + натриум хлорид \rightarrow
бариум нитрат + цинк сулфат \rightarrow
калиум карбонат + хлороводородна киселина \rightarrow
5. Напиши ја ефективната јонска равенка на реакцијата
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_{4(\text{s})} + 2\text{HNO}_3$
6. Состави молекулски равенки од следните јонски равенки:
 $\text{Hg}_2^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{HgI}_2\text{S}$
 $2\text{Bi}_3^+ + 3\text{S}^{2-} \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_{3(\text{s})}$

3.9. Јонски производ на водата

Користејќи ја апаратурата за електролитна дисоцијација дадена на слика бр. 43 провери дали сијаличката ќе свети во чиста вода. *Како чиста вода се смета онаа вода што не содржи електролити.*

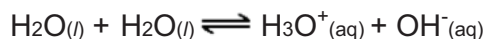
Секако забележа дека во чистата вода сијаличката свети, но многу слабо. Можеш ли да објасниш зошто?

Познато е дека водата дисоцира според равенката:



Концентрацијата на водородните и концентрацијата на хидроксидните јони во чиста вода е многу мала, што е причина за нејзината слаба спроводливост на електрична струја. *Поради тоа водата се смета за слаб електролит.*

Дисоцијација на водата може да се прикаже и како протолитички процес при што H^+ јон се хидратизира и во растворот постои како H_3O^+ , хидрон јон:



Водата е автопротолит, а процесот на нејзината дисоцијација е автопротолитички. Тоа е рамнотежен процес чија константа на хемиска рамнотежа може да се прикаже со изразот:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$

Оттука следува дека:

$$K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2 = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

Концентрацијата на недисоцираните молекули на водата практично е константна на 25°C и изнесува $55,6 \text{ mol/dm}^3$. Затоа и изразот $K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2$ е константен и се означува како константа K_w .

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

Константата K_w се вика јонски производ на водата и претставува производ од концентрацијата на хидрон јоните и концентрацијата на хидроксидните јони. Нејзината вредност изнесува $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$ на 25°C .

Вредноста на јонскиот производ на водата се менува со промена на температурата, бидејќи со промена на температурата се менува и дисоцијацијата. Затоа е потребно да се нагласи на која температура е определена неговата вредност.

Од равенката на дисоцијација на водата се гледа дека еден мол вода дисоцира на еден мол H^+ јони, односно H_3O^+ јони и еден мол OH^- јони. Поради тоа може да се напише:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = c(\text{OH}^-)^2 = K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

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

Во чиста вода како и во секој неутрален раствор концентрацијата на хидроксидните јони е еднаква со концентрацијата на хидрон јоните и изнесува $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol}/\text{dm}^3$.

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

Од вредноста на јонскиот производ на водата и ако е позната концентрацијата на еден вид јони во растворот може да се пресмета концентрацијата на другите јони, користејќи ги равенките:

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

Пример1: Колкава е концентрацијата на OH^- јоните, ако концентрацијата на H_3O^+ јоните изнесува $10^{-5} \text{ mol}/\text{dm}^3$?

Решение:

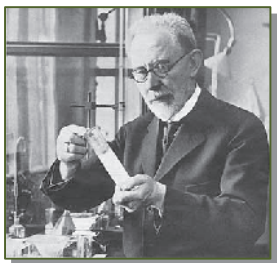
$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ mol}/\text{dm}^3$$

Пример2: Колкава е концентрацијата на H_3O^+ јоните, ако концентрацијата на OH^- јоните изнесува $10^{-11} \text{ mol}/\text{dm}^3$?

Решение:

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

3.10. Водороден показател



Сл. 49 Соренсон (1868-1939)

За поедноставно изразување на карактерот на средината, данскиот хемичар Соренсон (Sorensen) (Сл.49) 1909 година го воведува поимот водороден показател или рН.

Водородниот показател претставува негативен декаден логаритам од концентрацијата на хидрон јони.

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

За чиста вода и за сите неутрални водени раствори кај кои:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \text{ се добива}$$

$$\text{pH} = 1 \cdot -\log 10^{-7} = -(-7)\log 10 \quad \log 10 = 1 \quad \text{оттука следува дека:}$$

$$\text{pH} = 7$$

Според вредностите на водородниот показател:

кисела средина е кога	pH < 7
неутрална средина е кога	pH = 7
базна средина е кога	pH > 7

Ако се логаритмира изразот за јонски производ на водата, ќе се добие:

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

$$\log K_w = \log [c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)]$$

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

Целиот израз се множи со -1 :

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

“ $-\log$ ” се бележи со “p” (показател), и кога ќе се замени:

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Овој израз може да се користи за пресметување на рН или рОН.

Пример:

Ако $pOH = 9$ каква ќе биде средината?

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 - 9 = 5 \quad \text{средината ќе биде кисела}$$

Вредностите за pH се движат во граници од 0 до 14 и се дадени во следната табела.

Табела бр. 7 Графички приказ на pH вредности

$c(H_3O^+)$	1	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	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

silno кисела слабо кисела неутрална слабо базна silno базна

Голем број хемиски реакции се одвиваат при определена концентрација на водородните јони. Познавање на pH вредностите има големо значење за одвивање на технолошки и биолошки процеси во природата и во човечкиот организам. Повеќе биолошки течности имаат карактеристични вредности за pH .

Табела бр. 8 Вредности за pH на некои биолошки течности во човечкиот организам

биолошки течности	pH
крв	7,36
плунка	6,90
желудочен сок	1 – 1,5
цревен сок	8,30
солзи	7,00

Дали знаеш дека:

Човечкиот организам претставува киселинско – базен рамнотежен систем што се движи.

Урамнотежена рН вредност во организмот овозможува оптимално одвивање на метаболизмот со што се добива поголема отпорност кон болестите.



Сл. 50 рН тест на
желудникот



Сл.51 мерење рН на
плунка

Доколку дојде до нарушување на киселинско – базната рамнотежа во организмот тој станува подложен на болести, бидејќи доаѓа до слабеење на имунолошкиот систем. Така на пример: рН вредност на желудочниот сок изнесува 1-1,5. При таа вредност овозможено е дејство на ензими што учествуваат во разложување на храната во желудникот. Со промена на рН вредноста настанува оштетување на желудникот и појава на чир. Најподложни на оваа болест се луѓе што подолго време користат лекови кои го поттикнуваат лачењето на HCl или се изложени на психички стрес. Постојат повеќе начини за одредување на рН вредности во организмот и лечење на заболувањата (сл. 50 и 51).

рН - вредност на плунката е помеѓу 6,5 – 7. Тоа значи дека во тој случај организмот нормално функционира. За да се одржи рН вредноста во овие граници треба да се употребува паста за заби која има базен карактер (Сл. 51). Со тоа се неутрализира киселоста во устата која се создава при разложување на храната.

Прашања и задачи за повторување:

1. Колкава е концентрацијата на OH^- јоните ако концентрација на хидрониум јони е 10^{-3} mol/dm^3 ?
2. Колку е концентрацијата на H^+ јоните, ако концентрацијата на хидроксидните јони изнесува 10^{-9} mol/dm^3 ?
3. Ако е концентрацијата на хидроксидните јони во еден раствор 10^{-4} mol/dm^3 колку ќе биде концентрацијата на хидрон јони?
4. Колку е рН на раствор во кој концентрација на хидрон јони е 10^{-3} mol/dm^3 ?
5. Ако е концентрацијата на хидроксидните јони е 10^{-9} mol/dm^3 , колку ќе биде рН на тој раствор?
6. рН на некој раствор е 2.8. Колку ќе биде концентрацијата на хидроксидните јони на растворот?
7. Јонскиот производ на водата на 25°C има вредност од $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.
а) Да б) Не

8. Со кој израз се искажува водородниот показател? Објасни го неговото значење.
9. pH во растворите има вредност од: а) 0 – 14 б) 0 – 7 в) 7 – 14
10. Ако еден раствор има вредност за pH = 6, а друг раствор има pH = 10 во што се разликуваат тие?
11. Колку е концентрацијата на OH⁻ јоните на еден раствор со pH = 12?
12. Ако е концентрација на OH⁻ јоните е еднаква на 10^{-5.5} mol/dm³, колку ќе биде pH на тој раствор?
13. Пресметај ја концентрацијата на хидрониум јоните ако концентрацијата на OH⁻ јоните е 10⁻⁸ mol/dm³.

3.11. Индикатори

Изведи го следниот обид:

Земи три епрувети и во нив стави вода, раствор од киселина и раствор од база. Во сите додај по неколку капки раствор од метил оранж. Ова повтори го и со раствор од фенолфталеин.

Објасни какви промени настануваат:

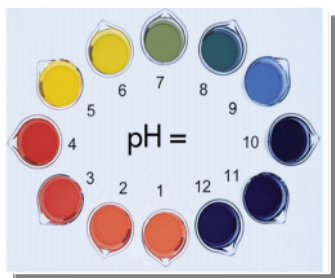
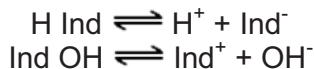
- Растворите остануваат исто обоени,
- Растворите се обојуваат различно,
- На што се должи различното обојување?

Концентрацијата на хидрон и концентрацијата на хидроксидните јони во трите раствори е различна, поради што додадените супстанции ја менуваат бојата.

Овие супстанции што ја менуваат бојата во зависност од pH на средината се викаат индикатори (Сл. 52).

По состав индикаторите претставуваат слаби органски киселини или слаби органски бази со сложена хемиска структура.

Како слаби електролити индикаторите дисоцираат според равенките:



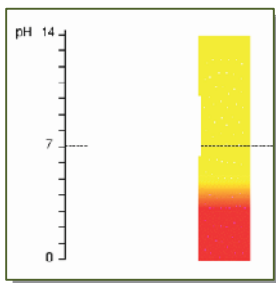
Сл. 52 Индикатори

Ако е индикаторот слаба киселина неговите анјони ќе бидат различно обоени од неговите недисоцирани молекули.

Ако пак индикаторот претставува слаба база, тогаш неговите катјони ќе имаат различна боја од недисоцираните молекули.

Индикаторите што ја менуваат бојата во определен интервал за pH вредности обично се викаат киселинско – базни индикатори.

Од нив многу често се употребува метил оранж. Неговото дејство се објаснува на следниот начин: недисоцираните молекули на индикаторот имаат црвена, додека неговите анјони жолта боја. Неутралниот раствор е оранж (портокалов), бидејќи истовремено содржи и недисоцирани молекули и анјони кои се во рамнотежа (Сл. 53). Кога ќе се додаде на овој раствор киселина се зголемува концентрацијата на недисоцираните молекули, преовладува нивната црвена боја и затоа растворот се обојува црвено. Ако се додаде на растворот база, недисоцираните молекули од киселината ќе се неутрализираат и во растворот ќе останат само анјони кои му даваат жолта боја.



Сл. 53 Метилоранж

Освен метил оранж се користат и други индикатори како што се: метил црвено кој во кисела средина е црвено обоен, а во базна жолто; фенолфталеин кој во кисела средина е безбоен, а во базна е црвено виолетово обоен; лакмус кој во кисела средина е црвен, а во базна син и др.

За секој од овие индикатори има определен интервал за вредности на рН во кои тој ја менува бојата што е дадено во Табела бр. 14 во прилози на крајот од учебникот.



Сл. 54 Универзален лакмус

Со киселинско-базните индикатори може да се определи само дали средината е кисела или базна. За определување на приближно точни вредности за рН се користи така наречен универзален лакмус (Сл. 54).

Уште поточно рН вредностите може да се определат со инструмент наречен рН – метар (Сл. 55).

Во аналитичка хемија се употребуваат повеќе индикатори. За различни аналитички методи се користат соодветни индикатори со кои ќе се запознаеме понатаму.



Сл. 55 рН – метри

* Начин на подготвување на индикаторите што ќе се користат при изведување на определувањата предвидени со оваа програма е даден во прилозите на крај од учебникот.

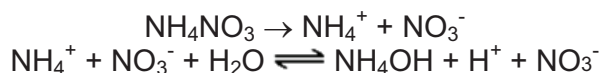
3.12. Хидролиза на соли

Солите како силни електролити во водени раствори се наоѓаат во облик на јони. Тие взаемно дејствуваат со молекулите на водата при што се добива базата и киселината од кои е добиена солта.

Реакцијата меѓу јоните од солта и водата е позната како хидролиза на соли.

Хидролизата претставува протолитички процес при кој се врши размена на протони и може да се прикаже на следниот начин:

- NH_4NO_3 е сол добиена од силна киселина и слаба база. Нејзината дисоцијација во растворот се представува со равенките:



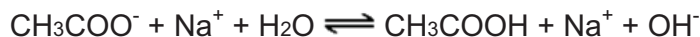
Во реакција со водата се образува практично недисоцирана слаба база NH_4OH и силна киселина HNO_3 која е скоро потполно дисоцирана на јони. Во растворот се зголемува концентрацијата од водородните јони кои и даваат кисел карактер на средината, односно $\text{pH} < 7$. Сината лакмусова хартија потопена во овој раствор се променува во црвена.

Сите соли добиени од слаба база и силна киселина при хидролиза даваат кисела реакција.

- CH_3COONa во воден раствор дисоцира по следната равенка:



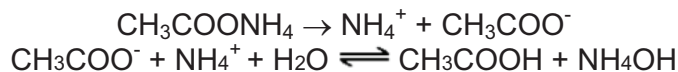
Како резултат на хидролиза на оваа сол, се образува слабо дисоцирана оцетна киселина и скоро потполно дисоцирана натриумова база.



Во растворот се зголемува концентрацијата на хидроксидните јони поради што $\text{pH} > 7$. Црвената лакмусова хартија се бои сино.

Соли добиени од силна база и слаба киселина во водени раствори покажуваат базна реакција.

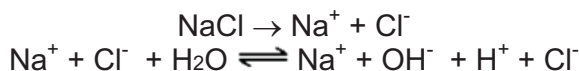
- Ако се раствори во вода сол од слаба база и слаба киселина, во зависност од тоа за која база и киселина станува збор, индикаторот може да покаже базна, кисела или неутрална средина. За да се објасни тоа треба да се познаваат константите на дисоцијација на киселините и базите од кои е добиена солта. Така, на пример, при хидролиза на $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ индикаторот нема да ја промени бојата затоа што и двата електролита што се добиваат притоа, CH_3COOH и NH_4OH , се со приближно иста вредност за константата на дисоцијација.



Воден раствор на $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ покажува слабо базен карактер затоа што е константата на дисоцијација на NH_4OH малку поголема од константата на дисоцијација на слабата киселина, H_2CO_3 . Растворот од NH_4NO_2 покажува слабо кисела средина, бидејќи слабата киселина HNO_2 е релативно појак електролит од слабата амониумова база.

- Водениот раствор од NaCl и други соли образувани од силна киселина и силна база не ја менуваат бојата на индикаторот и затоа средината останува неутрална.

Овие соли практично не хидролизираат



Во реакција со вода тие образуваат силна киселина и силна база кои во водениот раствор се во форма на јони. Концентрацијата на хидрон јоните и хидроксидните јони не се менува, односно $\text{pH}=7$.

За да провериш колку научи:

Во неколку епрувети стави водени раствори од некои соли, на пример од: Na_2CO_3 , CH_3COONa , NH_4NO_3 , NH_4Cl , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NaCl и др. Во секој од нив стави парче лакмусова хартија или неколку капки индикатор метил оранж објасни какви промени настануваат притоа, а потоа напиши ги равенките на реакциите за хидролиза на дадените соли.

3.13. Пуферни 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 хидрон 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 pH , кон реакционата средина треба да се додадат раствори познати како пуфери или регулатори на pH .

Пуферите претставуваат системи кои имаат способност да се спротивставуваат на промената на концентрацијата на водородните јони, односно на промена на вредноста на pH .

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

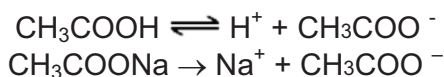
Најчесто употребувани пуфери се: **ацетатен пуфер** кој се состои од оцетна киселина и нејзина сол, CH_3COOH и CH_3COONa ; **фосфатен пуфер** кој содржи H_3PO_4 и NaH_2PO_4 ; **амонјачен пуфер** составен од NH_4OH како слаба база и NH_4Cl како нејзина сол.

За да го разбереш дејството на пуферите изведи го следниот обид:

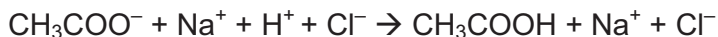
Во една епрувета стави 10 cm^3 дестилирана вода. Во неа додај 2 cm^3 оцетна киселина и неколку капки индикатор метилоранж. Растворот ќе се обои светло црвено. Подели го растворот подеднакво во две епрувети. Во едната епрувета стави универзален индикатор и определи ја рН вредноста на растворот. Потоа во истиот раствор додај 1 cm^3 раствор од HCl. Нијансата на црвената боја станува поинтензивна. Објасни зошто! Повторно измери колку е рН на растворот. Дали има разлика во двете вредности?

Во втората епрувета додај неколку кристалчиња CH_3COONa . Црвената боја на индикаторот се променува во жолта. Ако на овој раствор додадеш 1 cm^3 раствор од HCl бојата нема да се промени. Размисли која е улогата на натриум ацетатот. Зошто со додавање на HCl не се менува бојата на растворот?

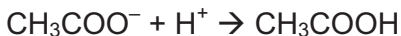
Дејството на ацетатниот пуфер може да се објасни на следниот начин: во воден раствор се одвиваат реакциите:



Активна компонента на пуферот е CH_3COONa . Ако се додаде во пуферниот систем мало количество силна киселина, на пример HCl, ќе настане следната реакција.

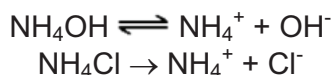


или во скратен облик:

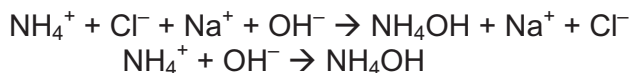


Ацетатните јони од пуферот се соединуваат со водородни јони на додадената киселина при што настанува слабо дисоцирана оцетна киселина. На овој начин концентрацијата на водородните јони останува иста со нивната концентрација пред да се додаде киселина. Пуферното дејство ќе трае се додека не се истрошат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

Амонјачниот пуфер дејствува на следниот начин: Во воден раствор настануваат реакциите на дисоцијација:



При додавање на мало количество од силна база на пример NaOH, NH_4^+ јоните од пуферот се соединуваат со OH^- јоните од NaOH.



Притоа настанува слабо дисоцирана амониумова база. Поради сврзување на хидроксидните јони од додадената силна база, не доаѓа до

покачување на базноста на растворот, односно до зголемување на вредноста на pH.



Сл. 56 Производство на вино

Пуферите имаат големо значење како за хемиските процеси во човечкиот организам, така и за хемиските процеси во индустријата. Технолошките процеси во индустрија на пиво, вино (Сл.56), производство на млечни производи, преработка на овошје и зеленчук, итн. бараат определена вредност на pH. Тоа може да се постигне со употреба на соодветни пуферни системи.

3.14. Производ на растворливост

Ако ги изведеш следните реакции ќе дојдеш до интересни и многу важни сознанија:

Во епрувета стави раствор од AgNO_3 и додај неколку капки раствор од KCl . Напиши ја равенката на реакцијата.

Ако се добие талог провери во што ќе се раствора: во вода, во раствор од NH_4OH или во некој друг растворувач.

Во друга епрувета стави раствор од BaCl_2 и додај неколку капки раствор од H_2SO_4 . Дали добиениот талог ќе се раствори во вода или во разредена HNO_3 ?

Водата се смета за универзален растворувач па затоа може да се каже дека скоро нема супстанција 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 супстанција. Во таквиот раствор може да се смета дека растворениот $\text{AgCl}_{(s)}$ дисоцира според равенката:



Според законот за хемиска рамнотежа се добива следната равенка:

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

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

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

Константата K_s се вика производ на растворливост и претставува производ од концентрација на јоните во заситениот раствор. Таа е константна величина на определена температура. Производ на растворливост е важна величина која наоѓа широка примена, особено во аналитичката хемија.

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

$$K_s = s^2$$

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

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

Прашања и задачи за повторување:

1. Каква вредност има рН во раствор од K_2CO_3 ?
а) рН = 7 б) рН > 7 в) рН = 0 г) рН < 7
2. Како ќе се обои индикаторот метилоранж во раствор од ZnCl_2 ?
3. Взаемното дејство на јоните од сол и вода се вика.....
4. Која од наведените соли ќе хидролизира: NaCl , K_2SO_4 , NH_4Cl ?
Прикажи ја хидролизата со хемиска равенка.
5. Во раствор на која од овие соли индикаторот фенолфталеин ќе се обои виолетово: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , CH_3COONa или Na_2SO_4 ?
6. При реакција на силна киселина и силна база се добива сол која:
а) не е подложна на хидролиза
б) хидролизира кисело
в) во раствор метилоранжот го бои жолто
7. На хидролиза е подложна сол добиена со реакција на:
а) NaOH и HNO_3
б) KOH и CH_3COOH
в) CaOH_2 и KCl
8. Провери како ќе се менува бојата на индикаторот фенолфталеин во раствори од следните соли: KCN , FeCl_3 , NaNO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2CO_3 , K_2SO_4 .
Напиши ги равенките по кои ќе хидролизираат.
9. Кога се употребуваат пуфери?
10. Дали може да се намали киселоста на еден раствор?
11. Изведи ја равенката за производот на растворливост за тешко растворливата супстанца BaSO_4 .

■ 3.15. Основи на квантитативните определувања

Со квантитативна хемиска анализа се определува квантитативниот состав на испитуваната супстанција. Обично се определува удел на составните делови во еден систем изразен во проценти. Како систем може да се смета смеса, соединение или раствор. Може да се определува и маса на еден елемент во определено количество испитувана супстанција, концентрација на растворена супстанција во раствори и др.

Методи во квантитативната анализа

За да се изврши една квантитативна анализа потребно е да се одбере соодветна квантитативна метода. Најчесто се користат:

- *гравиметриски методи,*
- *волуметриски методи,*
- *инструментални методи.*

Гравиметриските и волуметриските методи се хемиски методи, бидејќи се базираат на хемиски реакции што се одвиваат во реакциониот систем. Инструменталните методи, пак, се физичко – хемиски методи затоа што со мерење на некои физички својства се определува хемискиот состав на испитуваната супстанција.

Гравиметриски методи

Со гравиметриски методи испитуваната супстанција се преведува во облик во кој може да се оддели лесно, да се измери и да се пресмета нејзината маса.

Од гравиметриските методи најчесто се користи метода на таложење и метода на испарување.

При таложната метода испитуваната супстанција се исталожува со соодветен таложен реагенс во форма на тешко растворлив талог, кој со сушење или со жарење се преведува во соединение со постојан хемиски состав. Потоа талогот се мери. Од добиената маса на талогот се пресметува масата или масениот удел на испитуваната супстанција.

Со методата на испарување се испитуваат смеси кои содржат лесно испарлива супстанција. За таа цел испитуваната смеса се мери, се подложува на испарување, а потоа остатокот од смесата повторно се мери. Од разликата на двете мерења се пресметува масата на испарената супстанција. Со оваа метода најчесто се определува маса на вода, маса на CO_2 и маса на кристална вода во кристалохидрати.

Гравиметриските методи се долготрајни, но со нив се добиваат многу точни резултати.

Волуметриски методи

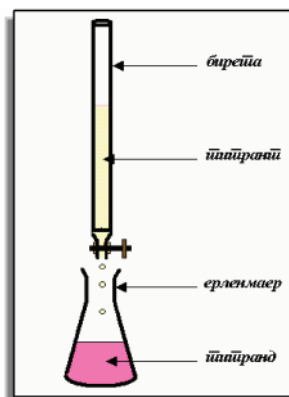
Кај волуметриските методи определување на количеството од испитуваната супстанција се состои во мерење на волумен на раствор со точно определена концентрација, стандарден раствор, потрошен за реакција со испитуваната супстанција. Испитувана супстанција може да биде јон, елемент или соединение.

Хемиските реакции што се користат во волуметриските методи треба да ги исполнуваат следните услови:

- да бидат брзи, јонски и практично да одат до крај (да се неповратни),
- да може точно да се определи крајот на реакцијата со употреба на индикатор или промена на боја на растворот,
- паралелно со главната реакција да не се одвиваат други реакции.



а)



б)

Сл. 58 Титрација

Основна операција што се користи во волуметријата се вика титрација (Сл. 58 а и б).

За да се изведе една титрација потребни се бирета и ерленмаер. Во биретата се става раствор со позната концентрација кој се вика стандарден раствор или **титрант**. Во ерленмаерот се става точно измерен волумен од испитуваниот раствор или како што уште се нарекува **титранд**.

Со додавање на стандарден раствор кон испитуваниот раствор доаѓа до хемиска реакција помеѓу нив. Оваа реакција се нарекува **реакција на титрација**. Таа се одвива сè додека изреагираат стехиометриски, еквивалентни количества од двете супстанции.

Моментот кога испитуваната супстанција целосно ќе изреагира со стандардниот раствор се нарекува теоретска завршна точка.

При волуметриските определувања мора да постои начин како ќе се определи крајот на титрацијата. Тоа најчесто се постигнува со употреба на индикатори.

Моментот кога се менува бојата на индикаторот се вика завршна точка на титрација. Од изборот на индикаторот зависи колку точно ќе се определи завршната точка на титрацијата.

Во волуметриските методи се користи директна и индиректна титрација.

Директна титрација е онаа титрација што се изведува со еден стандарден раствор и при која се користи соодветен индикатор за определување на завршната точка на титрацијата.

Индиректната титрација се нарекува и ретитрација. Таа се применува кога реакцијата на титрација е многу бавна или не постои соодветен индикатор за определување на завршна точка на титрацијата. При оваа титрација се работи со два стандардни раствори. Едниот стандарден раствор се додава во вишок, а потоа вишокот се титрира со другиот стандарден раствор во присуство на индикатор.

Поточни резултати се добиваат со директна титрација, а притоа се прават и помали грешки.

Треба да ги знаеш постапките при волуметриските определувања:

- ❑ Испитуваниот раствор се добива во одмерна колба која внимателно се дополнува со дестилирана вода до марката (последните капки внимателно се додаваат со пипета).
- ❑ Растворот со кој се врши титрацијата (стандарден раствор) се става во бирета во која не треба да останат меурчиња од воздух, бидејќи со тоа се променува волуменот што се мери.
- ❑ Пред да се наполни биретата со стандарден раствор потребно е таа да се промие со мала количина од него.
- ❑ Пред секоја титрација биретата се дополнува до нулата.
- ❑ При отчитување волумен од биретата кај безбојни раствори се гледа долниот менискус на течноста кој треба да лежи на линијата од која се отчитува, додека кај обоени раствори се гледа површината на течноста.
- ❑ Со пипета се одмерува определен волумен од испитуваниот раствор и се пренесува во ерленмаер. Се додаваат 2-3 капки индикатор, а потоа се врши титрирање.
- ❑ Индикаторот (или ако е потребен пуферски раствор) се додаваат во ерленмаерот пред самото титрирање, а не порано за да не дојде до несакани реакции.
- ❑ Титрирањето се врши во студен или загреан раствор зависно од постапката.
- ❑ При додавање на стандарден раствор во ерленмаер тој треба постојано да се протресува со кружно движење.
- ❑ Во близина на завршна точка на титрацијата особено внимателно се додава секоја капка, со затворање на чепот на биретата, се додека настане трајна промена на бојата на индикаторот.
- ❑ Потрошениот волумен од стандардниот раствор се отчитува од биретата и се забележува.
- ❑ На ист начин се изведуваат уште две титрации кои може да се разликуваат една од друга за 2-3 капки (една капка е со волумен $0,05 \text{ cm}^3$)
- ❑ Се бара средна вредност од трите титрации со која се пресметува количеството од испитуваната супстанција според реакцијата на титрација.
- ❑ Пресметување на средна вредност се врши на следниот начин:

прва титрација	$16,20 \text{ cm}^3$	стандарден раствор од Na_2CO_3
втора титрација	$16,10 \text{ cm}^3$	стандарден раствор од Na_2CO_3
трета титрација	$16,10 \text{ cm}^3$	стандарден раствор од Na_2CO_3

средна вредност $\frac{48,40}{3} = 16,133 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од Na_2CO_3

Прашања и задачи за повторување:

1. Во што се состојат определувањата во квантитативна анализа?
2. Како ја разбра суштината на гавиметриската, волуметриската и инструменталната анализа?
3. Реакциите што се користат во волуметријата треба да бидат...
4. Која е основна операција во волуметријата?
5. Што е титрант, а што титранд?
6. Реакција на титрација претставува...
7. Направи разлика помеѓу теоретска завршна точка и завршна точка на титрација.
8. Со што се определува завршна точка на титрацијата?
9. Објасни како се врши директна, а како индиректна титрација.

■ 3.16. Стандардни раствори

Стандарден раствор или титрант е раствор со позната концентрација кој може да реагира со испитуваната супстанција. Во аналитичката практика се користат примарни и секундарни стандардни раствори.

Примарните стандардни раствори се приготвуваат од примарни супстанции. Овие супстанции се карактеризираат со определени својства: треба да бидат хемиски потполно чисти, хемиската формула да одговара на нивниот состав, да се постојани како во цврста состојба така и во раствор, да се добро растворливи во вода, да реагираат бргу и во стехиометриски однос со испитуваната супстанција.

Како примарни стандардни супстанции најчесто се користат: безводен натриум карбонат Na_2CO_3 , оксална киселина $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, натриум оксалат $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, натриумтетраборат декахидрат $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, сребро нитрат AgNO_3 , комплексон III и др.

Секундарните стандардни раствори се приготвуваат од супстанции кои не ги исполнуваат наведените својства за квалитет. На пример, HCl е лесно испарлива со што се менува концентрацијата на растворот; натриум хидроксид апсорбира CO_2 и влага од воздухот поради што се менува концентрацијата на растворот итн.

Од овие причини секундарните стандардни раствори се приготвуваат со приближна концентрација, а потоа им се определува точната концентрација преку титрирање со примарен стандарден раствор.

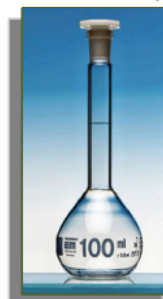
Во квантитативната анализа се користат и други секундарни стандардни супстанции од кои се приготвуваат секундарни стандардни раствори. Такви супстанции се калиум перманганат KMnO_4 , натриум тиосулфат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, јод I_2 и др.

Приготвување на стандардни раствори

а) Приготвување на примарен стандарден раствор (раствор со точна концентрација)

Приготвување на примарен стандарден раствор се врши по следниот редослед:

- Се пресметува маса на супстанцијата од која треба да се приготви стандардниот раствор, ако е таа во цврста агрегатна состојба.
- Се мери од супстанцијата **точно** колку што е пресметано. Мерењето се врши на вага, на претходно измерено саатно стакло.



Сл. 59 Одмерна колба

- Супстанцијата квантитативно, целосно, преку инка се префрла во одмерна колба - тиквичка (сл. 59), се раствора во малку дестилирана вода, а потоа колбата се дополнува со дестилирана вода до марката. Волуменот на колбата треба да е еднаков со волуменот земен при пресметување на масата на примарната супстанција.
- На колбата се става етикета на која се означува формула на супстанцијата од која е приготвен растворот и концентрација на растворот.

Задача: Да се приготват 500 cm^3 раствор од натриум карбонат со $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$$

$$V = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c \cdot V \cdot M$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 106 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,3 \text{ g}$$

На вага, на претходно измерено саатно стакло, се мерат $5,3 \text{ g}$ Na_2CO_3 , се префрлаат во одмерна колба од 500 cm^3 , се раствораат во дестилирана вода, а потоа колбата се дополнува до марката со дестилирана вода.

б) Приготвување на секундарен стандарден раствор
(раствор со приближна концентрација)

- Се врши пресметување на маса или на волумен на супстанцијата од која се приготвува растворот.
- Се мери **малку повеќе** од супстанцијата отколку што е пресметано.
- Супстанцијата се раствора во одмерна колба која потоа се дополнува со дестилирана вода до марката.
- Вака приготвен раствор е со приближна концентрација и затоа треба да се стандардизира. *Стандардизација на еден раствор значи определување на неговата точна концентрација преку титрација со примарен стандарден раствор.* Потоа се пресметува точната концентрација, со точност до четврта децимала.
- На колбата се става етикета на која се запишува формула на супстанцијата од која е подготвен растворот и концентрација на растворот.

Задача: Колку cm^3 од HCl со $w = 37\%$ и $\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$ се потребни за да се приготват 250 cm^3 раствор со $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

$$V(\text{концHCl}) = ?$$

$$c(\text{HCl}_{\text{раз}}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

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

$$\rho(\text{концHCl}) = 1,19 \text{ g/cm}^3$$

$$w(\text{концHCl}) = 37\% = 0,37$$

$$m(\text{концHCl}) = c \cdot V \cdot M = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 36,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{концHCl}) = 0,91 \text{ g}$$

$$w(\text{концHCl}) = \frac{m_{\text{p-c}}}{m_{\text{p-p}}}$$

$$m_{\text{p-p}} = \frac{m_{\text{p-c}}}{w} = \frac{0,91\text{g}}{0,37} = 2,46\text{g}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{\rho}$$

$$V(\text{концHCl}) = \frac{2,46\text{g}}{1,19\text{g/cm}^3} = 2,07\text{cm}^3$$

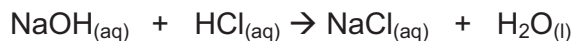
Со автоматска пипета се пипетираат 2 cm^3 од концентрирана хлороводородна киселина, се ставаат во одмерна колба од 250 cm^3 која се дополнува со дестилирана вода до марката.

Прашања и задачи за повторување:

1. Колку грама NaOH се потребни за да се приготват 500 cm^3 раствор со $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$? (2 g)
2. Да се приготват 100 cm^3 раствор од натриум карбонат со концентрација $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$. (5,3 g)
3. Колку грама KMnO_4 треба да се измерат за приготвување на 1 dm^3 раствор со $c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$? (3,16 g)
4. Пресметај колку грама сребро нитрат се потребни за приготвување на 500 cm^3 раствор со $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$. (4,25 g)
5. Колку cm^3 од хлороводородна киселина со $w = 37 \%$ и $\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$ треба да се отпипетираат за приготвување на 200 cm^3 раствор со концентрација $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$? (1,66 cm^3)
6. Да се пресмета колкав волумен од концентрирана сулфурна киселина е потребен за да се приготват 500 cm^3 раствор со $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,15 \text{ mol/dm}^3$. Масен удел $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$, а густината $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$. (9,12 cm^3)
7. Пресметај колку cm^3 од азотна киселина треба да се отпипетираат за да се приготви 1 dm^3 раствор со $c(\text{HNO}_3) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$ ако се знае дека $w(\text{HNO}_3) = 63 \%$, а $\rho = 1,3 \text{ g/cm}^3$. (13,84 cm^3)
8. Колку cm^3 NH_4OH се потребни за приготвување на 100 cm^3 раствор со $c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ ако $w = 25\%$ и $\rho = 0,91 \text{ g/cm}^3$? (1,54 cm^3)
9. Колкава маса од натриум оксалат $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ е потребно да се измери за да се приготват 250 cm^3 раствор со $c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$? (1,67 g)
10. Подготви 500 cm^3 раствор од оксална киселина со концентрација $c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$? (1,26 g)

3.17. Пресметувања во волуметрија

Со волуметриска анализа може да се пресмета маса на испитувана супстанција, концентрација на стандарден раствор и др. За овие пресметувања, пред сè, мора да се знае реакцијата што настанува помеѓу испитуваната супстанција и стандардниот раствор односно **реакцијата на титрација**. Од равенката на реакцијата се определува стехиометрискиот однос на моловите со кои супстанциите реагираат. На пример, при титрација на определен волумен од испитувана супстанција, раствор на NaOH, со стандарден раствор од HCl настанува следната реакција:



Од равенката се гледа дека еден мол од NaOH реагира со еден мол од HCl. Однос на моловите од NaOH и HCl е:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1:1 \quad , \quad \text{односно} \quad n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

Пресметување маса на испитувана супстанција

Ако се определува маса на натриум хидроксид, тогаш $n(\text{NaOH})$ ќе се замени со изразот $n = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$. Бидејќи се познати концентрацијата и волуменот на стандардниот раствор, $n(\text{HCl})$ може да се замени со изразот $n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$, и тогаш се добива:

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

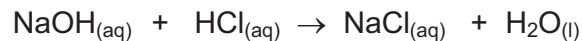
$$m(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Пресметаната маса се однесува на определен волумен од испитуваниот растворот, земен со пипета. Затоа ако се земат 25cm^3 од пробата треба да се напише:

$$m_{\text{NaOH}} / 25 \text{ cm}^3 = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Пресметување концентрација на стандарден раствор

Ако е растворот од натриум хидроксид секундарен стандарден раствор чијашто точна концентрација треба да се определи, се користи реакција која се одвива помеѓу определуваниот стандарден раствор, во овој случај раствор од NaOH и примарниот стандарден раствор од HCl.



Од равенката се гледа дека:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

Бидејќи треба да се определи концентрација на раствор од NaOH со стандарден раствор од HCl се врши замена $n = c \cdot V$

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) ;$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot v(\text{HCl})}{v(\text{NaOH})}$$

На овој начин се вршат пресметувања во сите волуметриски методи. Притоа треба да се води сметка за односот на моловите на супстанциите што учествуваат во реакцијата на титрација.

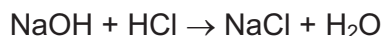
■ 3.18. Методи во волуметрија

При волуметриските определувања основна операција што се изведува е титрација поради што овие определувања честопати се нарекуваат и титриметриски определувања. За изведување на една титрација потребен е раствор со позната концентрација, стандарден раствор, кој се додава кон испитуваниот раствор. Меѓу нив се одвива реакција што се нарекува реакција на титрација.

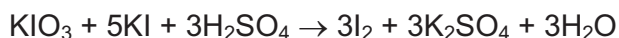
Според реакцијата што се одвива помеѓу испитуваната супстанција и стандардниот раствор, во волуметриска анализа се користат следните методи:

- Методи на неутрализација
- Оксидационо-редукциони методи
- Таложни волуметриски методи
- Комплексометриски методи

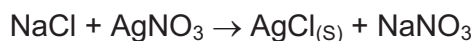
Методите на неутрализација се базираат на реакција на неутрализација, односно реакција помеѓу киселина и база, при што се образува сол и вода.



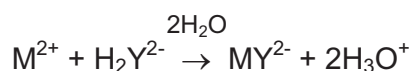
Оксидационо-редукционите методи се засноваат на реакции на размена на електрони помеѓу испитуваната супстанција и стандардниот раствор. Притоа едната супстанција се оксидира, а другата се редуцира.



Таложните волуметриски методи се базираат на реакции при кои се добиваат слабо растворливи талози.



Комплексометриските методи се темелат на реакции при кои се образуваат стабилни комплексни соединенија.



За представување на текот на реакциите кај титриметриските методи се користат криви на титрација. Тие се конструираат на тој начин што на апсцисата од координатниот систем се нанесуваат вредностите за волуменот на стандардниот раствор, а на ординатата концентрација на испитуваната супстанција. За да се конструираат овие криви треба да се определат најмалку четири точки и тоа: пред да почне титрацијата; кога е почната титрацијата; во еквивалентната точка (кога во растворот има еквивалентни количества од титрандот и стандардниот раствор) и по еквивалентната точка, односно кога во растворот има вишок од стандарден раствор.

За секоја од волуметриските методи постои определена крива на титрација од која се гледа текот на нејзиното одвивање.

■ 3.19. Методи на неутрализација

Методите на неутрализација служат за квантитативно определување на киселини и на бази. Основна хемиска реакција во нив е реакција на неутрализација, односно реакција помеѓу водородни јони од киселината и хидроксидни јони од базата при што се образува слабо дисоцирано соединение, вода.



Принцип на изведување на овие методи се состои од следното: на пример, ако се определува силна **киселина** со стандарден раствор од **база** во бирета се става стандарден раствор од базата, а во ерленмаер се става определен волумен раствор од испитуваната супстанција. Од биретата внимателно, капка по капка, се додава стандардниот раствор. Додадените OH^- јони од базата ги неутрализираат H^+ јоните од киселината. Во определен момент концентрациите на H^+ и OH^- јони се изедначуваат, а со наредната капка од базата се добива базна средина, односно рН станува поголемо од 7. Тогаш настанува завршна точка на титрацијата што се регистрира со промена на бојата од индикаторот. Од биретата се отчитува волумен на потрошениот стандарден раствор од база, а волуменот на испитуваната супстанција е познат, па според веќе дадените формули се пресметува концентрација или маса на киселината што се титрира. На ист принцип се објаснува и определување на силна база со стандарден раствор од силна киселина. Кривата на титрација е представена на графикот бр.1.

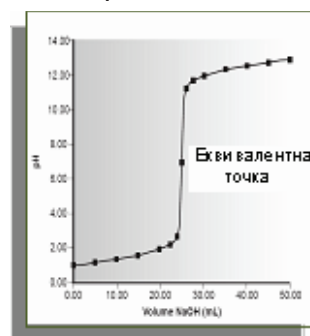


График бр. 1 Крива на титрација

Според стандардниот раствор што се користи, методата на неутрализација може да се нарече ацидиметрија (Сл. 60) или алкалиметрија (Сл. 61).

Ацидиметрија е метода на неутрализација во која како стандарден раствор се користи киселина. (името доаѓа од латинскиот збор *acidum* – киселина). Со неа се определува маса или концентрација на база.



Сл. 60 Ацидиметрија



Сл.61 Алкалиметрија

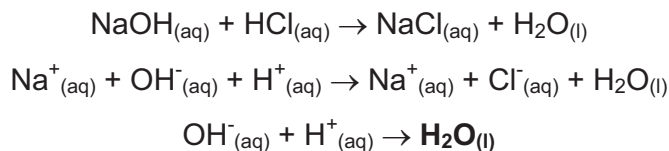
Алкалиметрија е метода на неутрализација во која како стандарден раствор се користи база (alkaliја) база. Во оваа метода испитувана супстанција е киселина.

За определување на завршна точка на титрација се употребуваат киселинско-базни индикатори. Избор на индикаторот зависи од средината во која се врши титрацијата.

Реакција на неутрализација може да настане помеѓу силна киселина и силна база; помеѓу силна киселина и слаба база или помеѓу слаба киселина и силна база.

Титрација на силна база со силна киселина и обратно

При титрацијата се одвива хемиска реакција претставена со равенката:

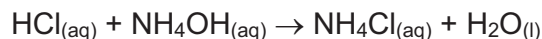


Во завршна точка на титрацијата, концентрацијата на H^+ јоните и OH^- јоните е еднаква поради што средината е неутрална, односно $\text{pH} = 7$.

За определување на завршна точка на титрацијата се употребува индикатор чијшто интервал на промена на бојата е во неутрална средина. При титрација на силна база со силна киселина се добиваат многу точни резултати.

Титрација на силна киселина со слаба база

При титрацијата се одвива хемиска реакција:



образуваната сол хидролизира:

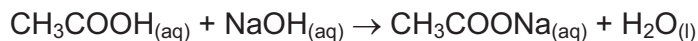


Во завршна точка на титрацијата, концентрацијата на H^+ јоните е поголема од концентрацијата на OH^- јоните поради што средината е ки-

села, односно $pH < 7$. При оваа титрација се употребува индикатор чијшто интервал на промена на бојата е во кисела средина.

Титрација на слаба киселина со силна база

При титрацијата се одвива реакција претставена со следната равенка:



солта хидролизира:



Во завршна точка на титрацијата, концентрацијата на H^+ јоните е помала од концентрацијата на OH^- јоните, поради што средината е базна, односно $pH > 7$. При оваа титрација може да се употреби индикатор чијшто интервал на промена на бојата е во базна средина.

Титрација на слаба база со слаба киселина и обратно поретко се применува, бидејќи добиените резултати се со мала точност.

* Од табелата за индикатори дадена во прилози види кои индикатори треба да се употребат во овие титрации.

3.19.1. Ацидиметрија

Ацидиметрија е волуметриска метода во која како стандарден раствор се користи киселина со која се определува маса или концентрација на база.

Подготвување на стандарден раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ и негово стандардизирање

Стандардниот раствор од хлороводородна киселина се смета за секундарен стандарден раствор, бидејќи концентрирана хлороводородна киселина од која се подготвува овој раствор поради своите својства претставува секундарна супстанција, бидејќи е лесно испарлива течност. Поради тоа растворот што се подготвува од неа е со приближна концентрација и треба да се стандардизира, односно да се определи неговата точна концентрација. Пресметувањата што се вршат при подготвувањето, како и при стандардизирањето на овој раствор, треба да бидат точни за да се добиваат прецизни резултати при определувањата што се вршат со него.

Начин на подготвување на растворот:

Прво се пресметува колкав волумен од концентрирана HCl треба да се земе за подготвување на определен волумен од растворот $V(\text{HCl})_{\text{раз}}$, со определена концентрација $c(\text{HCl})_{\text{раз}}$. Најчесто се подготвува 1 dm^3 раствор. Пресметувањето се врши според формулата:

$$V(\text{HCl})_{\text{конц}} = \frac{c(\text{HCl})_{\text{раз}} \cdot V(\text{HCl})_{\text{раз}} \cdot M(\text{HCl})}{\rho(\text{HCl})_{\text{конц}} \cdot w(\text{HCl})_{\text{конц}}}$$

По пресметување на потребниот волумен од HCl се пристапува кон подготвување на растворот.

Бидејќи концентрирана хлороводородна киселина е секундарна супстанција, со автоматска градуирана пипета се одмерува **малку повеќе** од пресметаната вредност за волуменот. Се сипува во одмерна колба од 1 dm^3 . Се додава дестилирана вода, околу една третина од нејзиниот волумен, се затвора колбата, се протресува за да се измеша растворот, а потоа се дополнува со дестилирана вода до марката. Вака приготвениот раствор има приближна концентрација и се стандардизира со примарен стандарден раствор од Na_2CO_3 .

Стандардизирање на раствор од HCl:

Стандардизирањето се врши на тој начин што во ерленмаер од 250 cm^3 се пипетира определен волумен од приготвениот раствор $V(\text{HCl})$ и се додаваат 2-3 капки индикатор метилоранж при што растворот се обојува црвено. Биретата се полни со примарен стандарден раствор од натриум карбонат со $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$. Се титрира до промена на бојата на растворот (боја на бело вино). Потоа од биретата се одчитува потрошениот волумен од растворот од натриум карбонат и вредноста се запишува како прва титрација. На ист начин се прават уште две титрации. Од нив се наоѓа средна вредност на потрошениот волумен од натриум карбонат со која според равенката на титрација се пресметува **точната концентрација** на приготвениот раствор.



$$n(\text{HCl}) : n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 : 1 \qquad n = c \cdot V$$

$$n(\text{HCl}) = 2n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{HCl})}$$

На колбата се става етикета на која е запишана точната концентрација на растворот.

Подготвување на стандарден раствор од натриум карбонат со $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$

Бидејќи натриум карбонат е примарна супстанција од него се подготвува примарен стандарден раствор. За подготвување на растворот потребно е да се пресмета масата на натриум карбонатот според формулата:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

За да се добијат прецизни резултати при волуметриските определувања што се вршат со овој раствор потребно е Na_2CO_3 пред мерењето да се исуши во сушилница на температура од околу 100°C за време од 1 до 2 часа.

На саатно стакло се мери маса од Na_2CO_3 **точно** колку што е пресметано, а потоа се префрла преку инка во одмерна колба од 1 dm^3 . Се додава дестилирана вода, до околу половина од нејзиниот волумен, се затвора, се протресува попречно за да се раствори супстанцијата. Колбата се дополнува со дестилирана вода до марката.

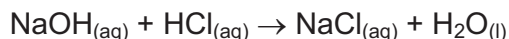
На колбата се става етикета на која е запишана точната концентрација на растворот.

Ацидиметриско определување маса на NaOH

Испитуван раствор или титранд е раствор од NaOH. Определувањето се врши со стандарден раствор од хлороводородна киселина со концентрација $c(\text{HCl}) = 0,1034 \text{ mol/dm}^3$. Титрацијата се врши во присуство на индикатор метил оранж или метил црвено. Растворот се бои жолто.

Откако количеството на испитуваната супстанција целосно ќе реагира со додадениот стандарден раствор бојата на индикаторот ќе се промени во портокалова. Во тој момент настанува завршна точка на титрацијата. Ако растворот се обои црвено тој е претитриран бидејќи содржи вишок од H^+ јони.

За да се пресмета маса на испитуваната супстанција, NaOH, треба да се напише равенка на реакцијата на титрација:



Од равенката се гледа дека однос на моловите со кои реагираат NaOH и HCl е:

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1 : 1 \quad \text{одтука следува:}$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$m(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Задача: Колкава е масата на натриум хидроксид ако за титрирање на 20 cm³ раствор од NaOH се потрошени 18,90 cm³ стандарден раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 0,11 \text{ mol/dm}^3$?

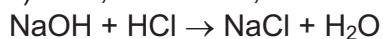
Решение:

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

$$V(\text{NaOH}) = 20 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{HCl}) = 0,11 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{HCl}) = 18,90 \text{ cm}^3 = 0,0189 \text{ dm}^3$$



$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1 : 1 \quad \text{од тука следува:}$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$\frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$m(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

$$m(\text{NaOH}) / 20 \text{ cm}^3 = 0,11 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0189 \text{ dm}^3 \cdot 40 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaOH}) / 20 \text{ cm}^3 = 0,083 \text{ g}$$

* Размисли дали може од изведената титрација освен маса да се пресмета и концентрација на NaOH!

3.19.2. Алкалиметрија

Алкалиметрија е волуметриска метода при која со стандарден раствор од база се определува маса или концентрација на киселина.

Подготвување на стандарден раствор од натриум хидроксид со $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ и негово стандардизирање

При алкалиметриските определувања како стандарден раствор се користи раствор од натриум хидроксид. Бидејќи, натриум хидроксидот е секундарна супстанција прво се подготвува раствор со приближна концентрација, а потоа се врши негово стандардизирање.

Начин на подготвување на растворот:

Прво се пресметува маса од натриум хидроксид што треба да се измери за подготвување на бараниот раствор. Пресметувањето се врши по формулата:

$$m(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Натриум хидроксид што се користи за подготвување на растворот е во вид на бели кристални гранули. Тие се хигроскопни и на својата по-

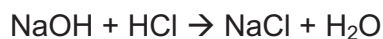
вршина привлекуваат влага од воздухот. Со неа привлекуваат и CO_2 кој на површината од гранулите реагира со натриум хидроксидот поради што се образува натриум карбонат кој треба да се отстрани. Затоа гранулите треба бргу да се измијат со превриена и изладена дестилирана вода од која е отстранет CO_2 . Притоа се губи дел од измерената маса, па затоа се мери **повеќе** од супстанцијата. Мерењето се врши на суво и на чисто саатно стакло. Гранулите се префрлаат во чаша со превриена и изладена дестилирана вода. Се меша со стаклена прачка сè додека да се растворот гранулите. Растворот се претура во одмерна колба од 1dm^3 која се дополнува со превриена и изладена дестилирана вода до марката. Колбата се затвора со гумен затворац, бидејќи растворот може да апсорбира CO_2 од воздухот. Вака приготвениот раствор е со приближна концентрација и затоа треба да се определи неговата точна концентрација. Тоа се врши преку титрација со стандарден раствор од хлороводородна киселина.

Стандардизирање на раствор од натриум хидроксид:

Со градуирана пипета се мери определен волумен раствор од NaOH чијашто концентрација се определува. Се става во ерленмаер од 250 cm^3 . Во растворот се додаваат 2–3 капки индикатор метилоранж при што растворот се бои жолто. Се титрира со стандарден раствор од HCl до боја на бело вино. Растворот се загрева до вриење и се остава да врие 2–3 минути за да се отстрани присутниот CO_2 . Бојата на растворот повторно станува жолта. Откако растворот ќе се излади до собна температура се продолжува со титрирањето сè додека повторно се појави боја на бело вино. Од биретата се отчитува вкупниот волумен од HCl потрошен за титрацијата. Оваа вредност се запишува како прва титрација. На ист начин се прават уште две титрации и од нив се пресметува средна вредност на волуменот од стандардниот раствор од хлороводородна киселина.

Пресметување на точната концентрација на растворот:

При титрацијата настанува реакција со чија равенка се пресметува точната концентрација на приготвениот стандарден раствор од натриум хидроксид:



$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1:1$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

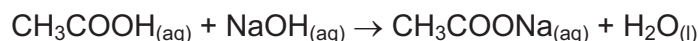
$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

Точната концентрација на растворот се запишува на етикета залепена на одмерната колба.

Алкалиметриско определување маса на CH_3COOH

Маса на оцетна киселина се определува со стандарден раствор од натриум хидроксид или натриум карбонат. При оваа титрација како испитуван раствор се користи раствор од оцетна киселина. За определување на завршна точка на титрацијата како индикатор се употребува фенол-фталеин кој останува безбоен во раствор од оцетна киселина, додека во завршната точка се бои виолетово.

При титрацијата се одвива следната реакција:



Однос на молите со кој реагираат оцетната киселина и натриум хидроксидот е:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

$$\frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

Задача: Колку изнесува маса на оцетна киселина во отпипетирани 10 cm^3 за чија титрација се потрошени 6 cm^3 стандарден раствор од натриум хидроксид со $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$?

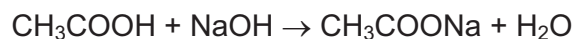
Решение:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = ?$$

$$V(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10 \text{ cm}^3 = 0,010 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{NaOH}) = 6 \text{ cm}^3 = 0,006 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$



$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

$$\frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

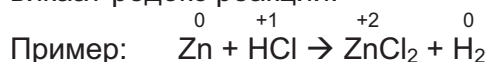
$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) / 10 \text{ dm}^3 = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,006 \text{ dm}^3 \cdot 60 \text{ g/mol} = 0,066 \text{ g}$$

Прашања и задачи за повторување:

1. Претстави ги сите три вида титрации со други примери.
2. Кога ќе се добијат поточни резултати при определување маса на оцетна киселина ако за титрација се употреби стандарден раствор од натриум хидроксид или од натриум карбонат? Објасни зошто.
3. Колкава е точната концентрацијата на раствор од хлороводородна киселина ако, при титрација на 10 cm^3 од овој раствор, се потрошени $9,50 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од натриум хидроксид со концентрација $c(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$? ($0,9500 \text{ mol/dm}^3$)
4. Пресметај ја масата на оцетна киселина ако за титрирање на 20 cm^3 од неа се трошат 12 cm^3 стандарден раствор од натриум карбонат со $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$. ($0,072 \text{ g}$)
5. Проба за анализа е раствор од хлороводородна киселина што се добива во (тиквица) одмерна колба од 100 cm^3 . Се пипетираат 25 cm^3 од растворот и се титрираат со стандарден раствор од натриум карбонат со $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ при што се трошат 24 cm^3 стандарден раствор. Колкава е масата на хлороводородната киселина во 100 cm^3 раствор земен за анализа. ($0,7008 \text{ g}$)
6. а) Колку грама K_2CO_3 се содржат во 1 g проба растворени во тиквичка од 100 cm^3 , ако за 25 cm^3 од растворот при титрација се трошат $8,00 \text{ cm}^3$ раствор од сулфурна киселина со концентрација $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,101 \text{ mol/dm}^3$.
б) Да се пресмета масен удел од K_2CO_3 во пробата изразен во проценти. (а) $0,446 \text{ g}$ б) $44,6 \%$

3.20. Оксидационо - редуccionи методи

Оксидационо-редуccionите методи се базираат на реакции во кои доаѓа до размена на електрони меѓу атоми или јони од испитуваната супстанција и стандардниот раствор. Секоја оксидационо–редуccionа реакција се состои од две полуреакции: полуреакција на оксидација и полуреакција на редуccion. Оксидација претставува полуреакција на оддавање електрони од атом или јон на кој му се зголемува позитивниот полнеж. Редуccion претставува полуреакција при која атомот или јонот прима електрони со што му се зголемува негативниот полнеж. Овие полуреакции одат заедно, бидејќи електроните што ги испушта едната супстанција, ги прима другата супстанција. Скратено ваквите реакции се викаат редокс реакции.



Атомот или јонот што врши оксидација на друг атом или јон се вика *оксиданс* или оксидационо средство. Притоа неговиот оксидационен број се намалува (на пример H^+ јонот од HCl).

Атомот или јонот кој врши редукција на друг атом или јон се вика *редуктор*, односно редукционо средство. Неговиот оксидационен број се зголемува (при оваа реакција тоа е Zn).

Како оксидациони средства најчесто се користат $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $KBrO_3$, $Na_2S_2O_3$, J_2 и др.

Како редукциони средства се користат $H_2C_2O_4$, $Na_2C_2O_4$, Fe^{2+} и др.

Во зависност од стандардниот раствор кој се употребува познати се следниве оксидационо-редукциони методи:

Табела бр. 9 Оксидационо - редукциони методи

Метода	Стандарден раствор
Перманганометрија	$KMnO_4$
Хроматометрија	K_2CrO_4
Броматометрија	$KBrO_3$
Јодометрија	$Na_2S_2O_3$

За определување на завршната точка на титрација се користат редокс индикатори. Тие лесно преминуваат од оксидирана во редуцирана форма или обратно. Редуцираната форма има една боја, а оксидираната форма друга боја. Кај некои титрации и стандардниот раствор може да се употреби како индикатор ако е карактеристично обоен.

Перманганометрија

Перманганометрија е оксидационо-редукциона метода во која како стандарден раствор се користи раствор од калиум перманганат со концентрација $c(KMnO_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$. Растворот од калиум перманганат е секундарен стандарден раствор. Неговата концентрација се менува со стоење, бидејќи тој реагира со органски супстанции и други редукциони супстанции од водата и од воздухот. Поради тоа пред да се употреби потребно е да се стандардизира со раствор од натриум оксалат како примарен стандарден раствор.



Сл. 62 Перманганометриска титрација

$KMnO_4$ може да реагира во кисела средина при што настанува редукција на манганот од Mn^{+7} во Mn^{+2} .

Во неутрална или базна средина манганот од $KMnO_4$ се редуцира од Mn^{+7} во Mn^{+4} .

Перманганометриските титрации најчесто се вршат во кисела средина (Сл. 62). Закиселувањето подобро е да се врши со разредена сулфурна киселина отколку со хлороводородна, бидејќи таа може да реагира со KMnO_4 и притоа да се ослободи елементарен хлор. Тоа предизвикува нестабилна завршна точка поради што се добиваат погрешни резултати.

Во перманганометриските определувања не се користи индикатор, бидејќи растворот од KMnO_4 е виолетово обоен и самиот служи како индикатор. Во редокс реакциите виолетовиот раствор се обезбојува ако се определува редуциска супстанција. Меѓутоа, во моментот кога целата супстанција ќе се оксидира, последната капка што се додава од калиум перманганат го обојува растворот светловиолетово, што покажува дека е постигната завршна точка на титрација.

Перманганометриски најчесто се определува маса на Fe^{2+} јоните и маса на оксалат анјони од оксална киселина или од нејзини соли.

Подготвување на стандарден раствор од калиум перманганат со $c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$ и негово стандардизирање

Калиум перманганат е секундарна супстанција па затоа од него се подготвува раствор со приближна концентрација, а потоа тој се стандардизира, односно се определува неговата точна концентрација. При подготвување на растворот прво се пресметува колкава маса од KMnO_4 треба да се зем. Пресметувањето се врши по формулата:

$$m(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4)$$

На саатно стакло се мери **малку повеќе** од супстанцијата одколку што се добива при пресметувањето на масата. Калиум перманганат е кристална супстанција со виолетова боја, која не се раствора во студена, туку во врела дестилирана вода. Растворот се претура во одмерна колба со одреден волумен која се дополнува со дестилирана вода до марката. Пригответниот раствор се префрла во темно реактенс шише затворено со стаклен шлифован затворач, а не со плутен, ниту со гумен, бидејќи тие како органски супстанции лесно го редуцираат перманганатот. Растворот се остава да стои на темно околу десет дена, а потоа се филтрира низ стаклен гуч поставен на вакуум боца за да се одстрани манган диоксид кој што се таложи на дното од шишето и ако е во поголемо количество дејствува каталитички на разложување на KMnO_4 со што може да се промени неговата концентрација. Филтрирањето не се врши преку филтерна хартија, бидејќи како органска супстанција таа ќе го редуцира перманганатот.

Вака пригответниот раствор, бидејќи е со приближна концентрација се стандардизира. Стандардизирањето се изведува преку титрирање со примарен стандарден раствор од натриум оксалат со концентрација $c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ во кисела средина. Закиселувањето се врши со H_2SO_4 со концентрација 1:4. При титрацијата се одвива реакција која се претставува со следната равенка:



Од равенката се гледа дека однос на бројот на моловите со кој реагираат двата раствора е:

$$n(\text{KMnO}_4) : n(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 2 : 5 ; \text{ одтука}$$

$$5n(\text{KMnO}_4) = 2n(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Точната концентрација на раствор од калиум перманганат се пресметува по формулата:

$$5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 2c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{2c(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{5V(\text{KMnO}_4)}$$

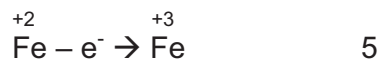
На етикетата од шишето треба да се запише точната концентрација на приготвениот раствор.

Перманганометриско определување маса на Fe^{2+} јони

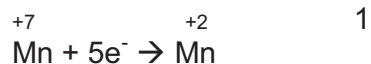
Испитуван раствор е свежо приготвен раствор од FeSO_4 кој претставува лесно растворлива сол.

Титрацијата се врши со стандарден раствор од KMnO_4 , во кисела средина, закиселена со H_2SO_4 со концентрација 1:4. Притоа настанува хемиска реакција помеѓу FeSO_4 и KMnO_4 при која Fe^{2+} железо(II) јон се оксидира до Fe^{3+} железо(III) јон. Оксидацијата ја врши KMnO_4 при што тој како силно оксидационо средство се редуцира. Затоа титрацијата треба да се одвива на ладно за да не настане предвремена оксидација на железо(II) катјони во железо(III) катјони.

Настанатата реакција се прикажува со равенката:



5



Од неа се гледа дека однос на моловите со кои реагираат FeSO_4 и KMnO_4 е 10:2

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 10 : 2$$

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 5 : 1 \quad \text{оттука следува}$$

$$n(\text{FeSO}_4) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$\frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$m(\text{FeSO}_4) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{FeSO}_4) \quad \text{односно}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{Fe})$$

Задача: При титрација на 20 cm³ раствор од FeSO₄ потрошени се 12,20 cm³ стандарден раствор од калиум перманганат со концентрација c(KMnO₄) = 0,0202 mol/dm³. Да се пресмета маса на Fe²⁺ јоните во титрираниот раствор.

Решение:

$$m(\text{Fe}^{2+}) = ?$$

$$V(\text{FeSO}_4) = 20 \text{ cm}^3 = 0,20 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{KMnO}_4) = 12,20 \text{ cm}^3 = 0,0122 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$$

Врз основа на равенката на титрација се добива однос на моло-вите:

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 10 : 2$$

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 5 : 1$$

$$n(\text{FeSO}_4) = 5n(\text{KMnO}_4)$$

$$\frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

$$m(\text{FeSO}_4) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{FeSO}_4)$$

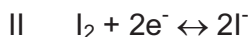
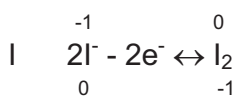
$$m(\text{Fe}^{2+}) = 5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{Fe})$$

$$m(\text{Fe}^{2+})/20 \text{ cm}^3 = 5 \cdot 0,0202 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0122 \text{ dm}^3 \cdot 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe}^{2+})/20 \text{ cm}^3 = 0,0688 \text{ g}$$

Јодометрија

Јодометрија е оксидационо-редукциона метода која се заснова на својството јодот да се однесува и како оксидационо и како редукционо средство. Тоа се гледа од основните равенки:



Во првата равенка јодидните јони I⁻ се оксидираат до елементарен јод I₂, додека во втората елементарниот јод I₂ се редуцира до јодидни јони I⁻.

Поради тоа јодометриски може да се определуваат и редукциони и оксидациони супстанции. Како стандардни раствори се користат: стандарден раствор од натриум тиосулфат и стандарден раствор од јод.



Сл. 63 Јодометриска титрација

Карактеристично е да се напомене дека оксидационите супстанции (KMnO_4 , KBrO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Cu^{+2}) јодометриски се определуваат индиректно. Тие во присуство на вишок од калиум јодид се редуцираат, при што се издвојува определено количество јод кое е еквивалентно со количество на испитуваната супстанција.

$$n(\text{I}_2) = n(\text{испитувана супстанција})$$

Завршна точка на титрација се определува со додавање на свежо приготвен 1% раствор од скроб како индикатор. *Скробот со јодот дава интензивно сино обојување.*

Јодометријата е една од најчесто употребувани волуметриски методи, бидејќи, завршната точка многу точно се определува поради големата осетливост на скробот. Со неа може да се определуваат и траги од испитуваната супстанција.

Подготвување на стандарден раствор од натриум тиосулфат со $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ и негово стандардизирање

Натриум тиосулфат е кристалохидрат со формула $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Тој е секундарна супстанција, па затоа прво се подготвува раствор со приближна концентрација, а потоа се определува неговата точна концентрација. На пример: за да се приготви 1 dm^3 раствор од натриум тиосулфат со концентрација од $0,1 \text{ mol/dm}^3$, на саатно стакло се мери маса од тиосулфатот добиена со пресметување по формулата:

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

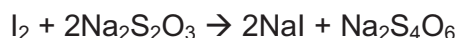
Супстанцијата се раствора во превриена дестилирана вода. Водата треба да биде превриена за да се отстрани од неа CO_2 кој може да доведе до распаѓање на натриум тиосулфатот и растворот да се замати од издвоен елементарен сулфур.

Добиениот раствор се претура во одмерна колба од 1 dm^3 , се додаваат $0,2 \text{ g}$ натриум карбонат како конзерванс, а потоа колбата се дополнува до марката со превриена и изладена дестилирана вода. Растворот се става во темно стаклено шише кое се затвора со стаклен шлифувач, се остава да стои околу 10 дена, а потоа се стандардизира.

Стандардизирање на раствор од натриум тиосулфат најдобро е да се врши со примарен стандарден раствор од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, меѓутоа од практични причини може да се употреби и раствор од калиум перманганат кој предходно е стандардизиран. Реакцијата што се одвива помеѓу двата раствора се претставува со следната равенка:



Ослободениот јод се титрира со раствор од натриум тиосулфат при што се одвива следната реакција:



Од двете равенки се наоѓа однос на бројот на моловите со кој реагираат калиум перманганатот и натриум тиосулфатот и се изведува равенка по која се пресметува точната концентрација на стандардниот раствор од натриум тиосулфат.

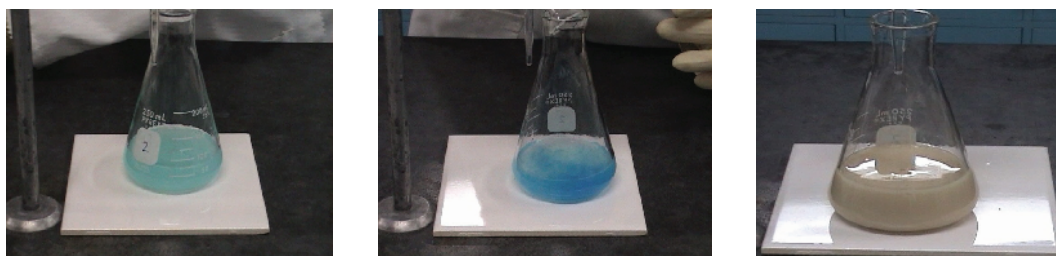
$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{5c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}$$

Точната концентрација на стандардниот раствор се запишува на етикетата залепена на шишето.

Јодометриско определување маса на Cu^{2+} јони

Испитуван раствор е раствор од CuSO_4 . Како стандарден раствор се користи раствор од натриум тиосулфат со $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$.

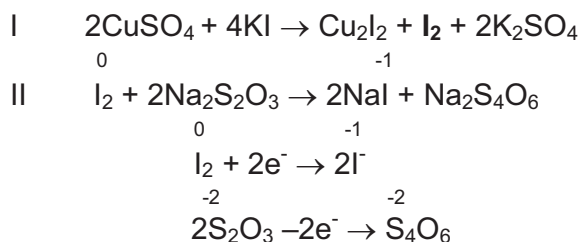
Определувањето се врши со индиректна титрација и се состои во следното: на испитуваниот раствор се додава вишок од KI кој во кисела средина, закиселена со H_2SO_4 $1:4$, реагира целосно со испитуваната супстанција.



Сл. 64. Јодометриска титрација на Cu^{2+} јони со раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Количеството на ослободениот јод при реакцијата е еквивалентно со количеството на испитуваната супстанција. Ослободениот јод се титрира со стандарден раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ во присуство на индикатор скроб кој се додава при крај на титрацијата. Растворот се обојува сино. Се продолжува со титрирање сè додека не се изгуби синото обојување. Растворот не е безбоен туку млечно бел од талогот Cu_2I_2 образуван при реакцијата на титрација (Сл. 64).

Бидејќи $n(\text{I}_2) = n(\text{Cu}^{2+})$ пресметување на масата на Cu^{2+} бакар(II) јоните се врши според редокс равенките:



Од нив се поставува однос на молите на CuSO_4 и молите на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ со кој тие реагираат индиректно, преку ослободениот јод.

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2 : 2 \quad \text{или} \quad n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$\frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$m(\text{CuSO}_4) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{CuSO}_4)$$

$$m(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Cu})$$

Задача: Колку е масата на Cu^{2+} јоните ако при титрација на 10 cm^3 раствор од CuSO_4 се потрошени $6,5 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од натриум тиосулфат со $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1035 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

$$m(\text{Cu}^{2+}) = ?$$

$$V(\text{CuSO}_4) = 10 \text{ cm}^3 = 0,01 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 6,5 \text{ cm}^3 = 0,0065 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1035 \text{ mol/dm}^3$$

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2 : 2 \quad \text{или}$$

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$\frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

$$m(\text{CuSO}_4) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{CuSO}_4)$$

$$m(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Cu})$$

$$m(\text{Cu}^{2+})/10 \text{ cm}^3 = 0,1035 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0065 \text{ dm}^3 \cdot 64 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cu}^{2+})/10 \text{ cm}^3 = 0,04305 \text{ g}$$

Прашања и задачи за повторување:

- Објасни ја суштината на оксидационо-редукционите методи.
- Зошто оксидо-редукционата метода, при која како стандарден раствор се користи натриум тиосулфат, се вика јодометрија?
- Во која од редокс методите стандардниот раствор игра улога и на индикатор?
- На што се базира определување на завршната точка во јодометријата?
- Израмни ги следните редокс равенки:

$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{KI} + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{I}_2 + \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HI} + \text{As}_2\text{O}_5$$

$$\text{MnO}_4^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- При титрација на 25 cm^3 раствор од $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ потрошени се $10,80 \text{ cm}^3$ раствор од калиум перманганат со $c(\text{KMnO}_4) = 0,0190 \text{ mol/dm}^3$. Да се пресмета маса на оксалната киселина. (0,046 g)
- Проба за анализа, раствор од FeSO_4 , се добива во тиквичка од 100 cm^3 . Од неа се пипетираат 20 cm^3 за кои при титрација се трошат $8,00 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од калиумперманганат со $c(\text{KMnO}_4) = 0,0201 \text{ mol/dm}^3$. Да се пресмета маса на Fe^{2+} јони во пробата. (0,224 g)
- Колку грама и колку милиграма Cu^{2+} јони има во 10 cm^3 раствор од CuSO_4 , ако за нивна титрација се трошат $12,40 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од натриум тиосулфат со $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1028 \text{ mol/dm}^3$. (0,08099 g или 80,99 mg)

3.21. Таложни волуметриски методи

Таложните волуметриски методи се темелат на реакција меѓу испитуваната супстанција и стандардниот раствор при што се добива супстанција која представува слабо растворливо соединение, односно талог.

За да се примени една реакција во таложната волуметриска анализа треба да се одвива бргу, добиениот талог да е слабо растворлив, испитуваната супстанција и стандардниот раствор да реагираат во стехиометриски однос и да има индикатор со кој лесно ќе може да се определи завршната точка на титрацијата.

Според стандардниот раствор што се користи познати се неколку таложни волуметриски методи:

Табела Бр. 10 Таложни волуметриски методи

Метода	Стандарден раствор
Аргентометрија	AgNO₃
Меркурометрија	Hg₂(NO₃)₂
Роданидометрија	NH₄CNS или KCNS

Аргентометрија е метода чиешто име доаѓа од латинското име на среброто – Argentum.

Меркурометрија го добила името од тривијалното име на Hg₂²⁺ меркуро јон.

Роданидометрија е наречена по името на анјонот CNS⁻ - роданид, од цијанска или роданидна киселина HCNS.

Од овие методи најчесто се користи аргентометрија. Како стандарден раствор се употребува раствор од сребро нитрат. Со неа се определуваат халогениди, хлориди Cl⁻, бромиди Br⁻, а многу ретко јо-диди I⁻, кои со сребро нитрат даваат слабо растворливи талози од сребро халогениди. На график бр. 2 е прикажана крива на титрација на реакција меѓу AgNO₃ и раствори од халоген анјони.

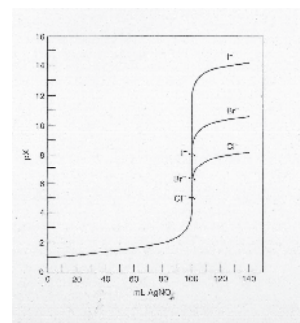


График бр. 2
Крива на титрација помеѓу AgNO₃ и халоген анјони

Подготвување на стандарден раствор од сребро нитрат со $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$

Во аргентометријата се користи стандарден раствор од сребро нитрат со концентрација $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$. Сребро нитрат е супстанција со голем степен на хемиска чистота и затоа може да се употреби како примарна стандардна супстанција. За да се приготви определен волумен од овој раствор прво се пресметува колкава маса од супстанцијата треба да се измери. Пресметувањето се врши според формулата:

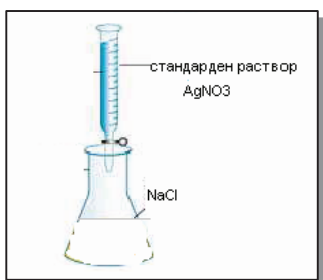
$$m(\text{AgNO}_3) = V(\text{AgNO}_3) \cdot c(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3)$$

Пресметаната маса се мери на вага, а потоа преку инка се сипува во одмерна колба со определен волумен. Во колбата се додава малку дестилирана вода за да се раствори супстанцијата, а потоа се дополнува

со дестилирана вода до марката. Претходно треба да се провери дали водата со која се приготвува растворот содржи поголемо количество на хлориди, бидејќи може да дојде до заматување на растворот. Проверувањето се врши на тој начин што во епрувета се зема околу 1 cm^3 од водата и се додаваат неколку капки раствор од AgNO_3 . Ако не се појави заматување се пристапува кон приготвување на растворот.

Точната концентрација се запишува на етикетата од шишето.

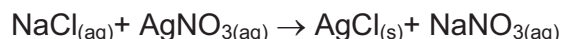
Аргентометриско определување на хлориди по метода на Мор (Mohr)



Сл. 65 Аргентометриска титрација

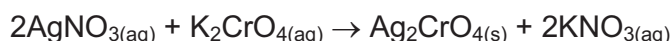
Со оваа метода хлоридите се определуваат во неутрална или слабо базна средина. Испитуван раствор обично е раствор од NaCl или KCl , а како стандарден раствор се користи раствор од сребро нитрат со концентрација $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$ (Сл.65). За определување на завршна точка како индикатор се употребува 5% раствор од K_2CrO_4 .

Со додавање на стандарден раствор кон испитуваната супстанција се образува бел слабо растворлив талог од AgCl според равенката:



Бидејќи титрацијата се врши во присуство на индикатор K_2CrO_4 којшто во раствор е жолто обоен и талогот добива светложолта боја.

Таложето се одвива сè додека има хлоридни јони во растворот. Откако тие ќе се исталожат целосно, додадениот сребро нитрат реагира со индикаторот по равенката:

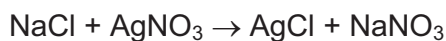


Се образува слабо растворлив талог од Ag_2CrO_4 кој е црвено-кафено обоен. Добивање на обоениот талог ја означува завршната точка на титрацијата.

Определување на хлориди по метода на Мор се базира на различната растворливост на талозите од AgCl и Ag_2CrO_4 . Поради поголема растворливост сребро хроматот се талози подоцна, дури откако целосно ќе се исталожат хлоридите во форма на AgCl .

Определување на хлориди и бромиди по метода на Мор не се врши во кисела средина затоа што доаѓа до растворање на талогот од сребро-хромат и негово преминување во сребро дихромат. Определувањето не се врши ниту во силно базна средина, бидејќи се образува сребро хидроксид кој е непостојан и лесно преминува во сребро оксид. Поради тоа завршната точка на титрација не може точно да се определи.

Пресметувањето се врши по равенката:



Однос на моловите со кои реагираат NaCl и AgNO₃ е:

$$n(\text{NaCl}) : n(\text{AgNO}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{AgNO}_3)$$

$$\frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)$$

$$m(\text{NaCl}) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{Cl}^-)$$

Задача: Да се пресмета маса на хлориди, изразена во милиграми, во 10 cm³ раствор од натриум хлорид ако за титрација се потрошени 4,3 cm³ стандарден раствор од сребронитрат со $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$.

$$V(\text{NaCl}) = 10 \text{ cm}^3 = 0,010 \text{ dm}^3$$

$$V(\text{AgNO}_3) = 4,3 \text{ cm}^3 = 0,0043 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$n(\text{NaCl}) : n(\text{AgNO}_3) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{AgNO}_3)$$

$$\frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3)$$

$$m(\text{NaCl}) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{NaCl})$$

$$m(\text{Cl}^-) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{Cl}^-)$$

$$m(\text{Cl}^-) / 10 \text{ cm}^3 = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0043 \text{ dm}^3 \cdot 35,5 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cl}^-) / 10 \text{ cm}^3 = 0,00763 \text{ g} = 7,63 \text{ mg}$$

Определување на хлориди по метода на Волард (Volhard)

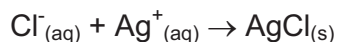
Методата на Волард се користи за определување на хлориди во кисела средина. (Со неа се определуваат хлориди во урина).

Определувањето се врши со индиректна титрација. Се користат два стандардни раствори.

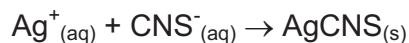
I стандарден раствор од AgNO₃

II стандарден раствор од KCNS

На испитуваниот раствор што содржи хлориди се додава стандарден раствор од AgNO₃, во вишок, при што целосно се исталожуваат хлоридните јони во облик на слабо растворлив талог од AgCl.



Во растворот се става индикатор $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$ а потоа, од бирета, се додава вишок од вториот стандарден раствор од калиум роданид KCNS . Тој реагира со неизреагираните Ag^+ јони според равенката:



Се добива бел талог од AgCNS . Вишокот од CNS^- јони реагира со Fe^{3+} јони од индикаторот при што се гради комплексен јон $[\text{Fe}(\text{CNS})]^{2+}$ кој претставува црвено обоен раствор. Со тоа се означува завршната точка на титрацијата.

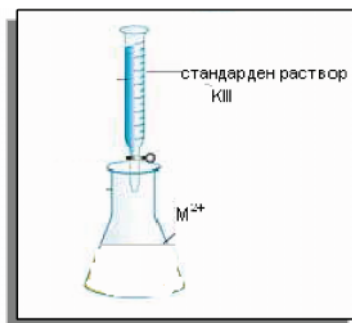
Прашања и задачи за повторување:

1. На кои реакции се базираат таложните волуметриски методи?
2. Кои јони се определуваат со овие методи?
3. Во каква средина се врши определување на хлориди по метода на Мор: а) кисела б) силно базна в) неутрална г) слабо базна
4. Објасни на што се должи завршната точка на титрација при определување на хлоридите по метода по Мор и методата на Волард
5. Дали определувањето на хлориди по двете методи се врши со ист вид на титрација?
6. За титрирање на 20 cm^3 раствор од NaCl се потрошени $8,5 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од сребронитрат со $c(\text{AgNO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$.
Да се пресмета: а) маса на хлоридите б) концентрација на хлоридите
($m = 0,015 \text{ g}$ $c = 0,0497 \text{ mol/dm}^3$)

3.22. Комплексометриски методи

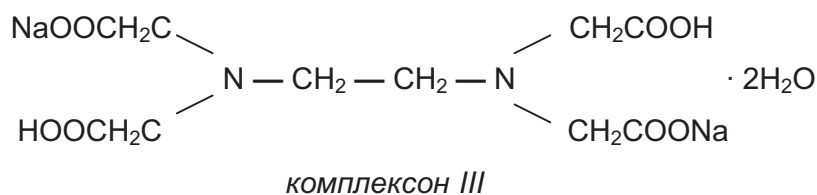
Во поново време за волуметриски определувања се поголема примена наоѓаат комплексометриските методи.

Комплексометриските методи се засноваат на реакции при кои се образуваат стабилни комплексни соединенија меѓу метален јон, како испитувана супстанција и стандарден раствор (Сл. 66) Во овие методи се користат повеќе стандардни раствори, наречени комплексоци.



Сл. 66 Комплексометриска титрацијана метални јони со комплексон III

За волуметриската анализа најголемо значење имаат титрациите што се изведуваат со комплексон III, (K_{III}) кој по хемиски состав претставува динатриумова сол на етенсидаминтетраоцетна киселина и ја има следната формула:



Ова соединение се сретнува и под кратенката од името, EDTA.

Стандардниот раствор од комплексон III се користи со концентрација $c(K_{III}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$ и претставува примарен стандарден раствор.

За да се одржи стабилноста на комплексните соединенија што се образуваат при титрацијата, треба да се внимава на повеќе фактори и тоа: температура, pH вредност на средината, присуство на други органски супстанции во испитуваниот раствор и друго.

За одржување на pH вредноста на титрираниот раствор се користат соодветни пуфери.

Со оглед на тоа што растворот од комплексон III е безбоен, при комплексометриските титрации се користат таканаречени металохромни индикатори. Најчесто се употребуваат: ериохромцрноТ, мурексид, сулфосалицилна киселина и др. Тоа се органски соединенија со сложена структура кои со металниот јон градат обоени комплексни соединенија.

Ериохромцрно Т и мурексид се користат за титрации во базна средина, додека сулфосалицилната киселина се користи за титрации во кисела средина.

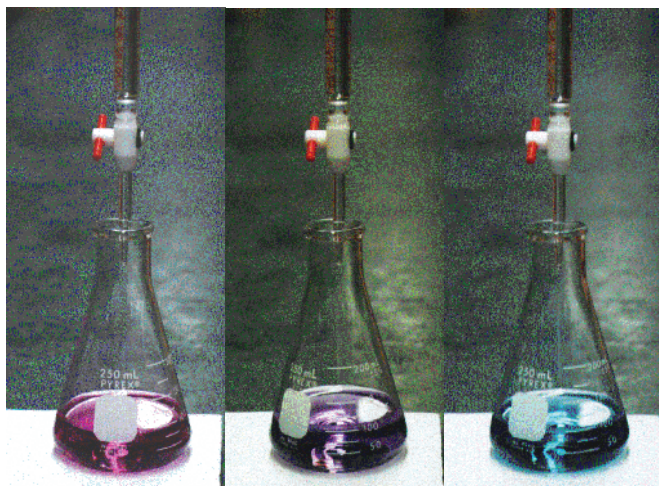
Металохромните индикатори се нестабилни во воден раствор, па затоа при титрациите се користат како цврсти смеси со NaCl во однос 1 : 100.

При титрација испитуваниот метален јон со индикаторот гради нестабилен комплекс со една боја. Со додавање на стандарден раствор од комплексон III нестабилниот комплекс се разложува и се образува нов, многу стабилен комплекс од метал и стандарден раствор. Во растворот се појавува друга боја од недисоцираните молекули на индикаторот. Промена на бојата на растворот ја означува завршната точка на титрацијата.

Тоа може да се објасни со следната општа равенка:



Ако, на пример, при титрацијата се користи индикатор ериохром-црно Т, завршна точка настанува во моментот кога се променува бојата на растворот од виолетова во сино, бидејќи комплексот $M - Ind$ е виолетово обоен, а недисоцираните молекули на индикаторот $H-Ind$ го обојуваат растворот сино.



Сл. 67 Комплексометричка титрација со индикатор ериохромцрно Т

Со овие индикатори се определуваат повеќе метални јони: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} и други.

Комплексометричките титрации имаат голема практична примена како за определување на тврдина (бигорливост) на водата, така и во медицината за определување присуство на отрови во човечкиот организам и други научноистражувачки цели.

■ 3.23. Примена на квантитативни методи – определување на тврдината на водата

Присуството на калциумови и на магнезиумови јони во природната вода ја дава нејзината тврдина, односно бигорливоста. Таа може да биде променлива и постојана.

Променливата или карбонатна тврдина доаѓа од присуство на карбонати и хидроген карбонати (бикарбонати) на калциум $Ca(HCO_3)_2$ и магнезиум $Mg(HCO_3)_2$, а понекогаш и железо(II) бикарбонат $Fe(HCO_3)_2$. Со загревање бикарбонатите се разложуваат и преминуваат во карбонати кои се таложат како нерастворливи супстанции.



Постојаната или некарбонатна бигорливост ја даваат хлоридите и сулфатите на калциум и магнезиум. Тие не се разложуваат при загревање.

Тврдината на водата, во природата, се движи во широки граници. Различна е во различни води, а може да се менува и во различни периоди од годината.

Тврдината на водата се изразува со масена концентрација. Во практиката таа најчесто се изразува во германски степени на тврдина.

Еден германски степен (1°D) на тврдината на водата изнесува 10 mg CaO во 1 dm³ вода.

$$1^\circ D = 10 \text{ mg CaO} / 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ mg CaO} / 100 \text{ cm}^3$$

Тврдината на водата може да се изрази и во француски степени.

Еден француски степен (1°F) на тврдината на водата изнесува 10 mg CaCO₃ во 1 dm³ вода.

$$1^\circ F = 10 \text{ mg CaCO}_3 / 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ mg CaCO}_3 / 100 \text{ cm}^3$$

Табела бр. 11 Тврдина на вода изразена преку содржина на CaCO₃.

Тврдина на вода	mg/dm ³ / CaCO ₃
мека	до 200
средно тврда	200 – 400
тврда	400 – 600
многу тврда	над 600

Добрата вода за пиење треба да содржи 250 – 300 mg/dm³ CaCO₃. Поголемото количество од магнезиум на водата дава горчлив вкус, па затоа неговото присуство не треба да биде поголемо од 100 mg/dm³.

Определување на карбонатната (променлива) тврдина

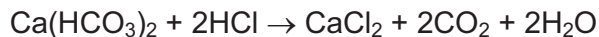
Карбонатната тврдина на водата се определува со метода на неутрализација. Проба за анализа претставува испитуваната вода, а како стандарден раствор се користи раствор од хлороводородна киселина. Титрирањето се врши во присуство на соодветен индикатор, обично метилоранж, со кој се определува завршната точка на титрацијата.

За да се разложат карбонатите и бикарбонатите, по промена на бојата на индикаторот при титрацијата, до светлорозово (боја на бело вино) пробата се загрева до вриење и се остава да врие 2 до 3 минути при што се отстранува ослободениот CO₂. Потоа се продолжува со титрација сè додека се добие повторно светлорозово обојување.





При титрацијата настанува следната реакција:



За да се пресмета карбонатната тврдина на водата се зема целиот волумен од хлороводородна киселина потрошен при титрацијата. Маса на CaO во земената проба се пресметува на следниот начин:



Од двете равенки следува однос на моловите од CaO и HCl.

$$n(\text{CaO}) : n(\text{HCl}) = 1 : 2$$

$$n(\text{CaO}) = \frac{1}{2} n(\text{HCl})$$

$$m(\text{CaO}) / 100\text{cm}^3 = \frac{1}{2} c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{CaO})$$

Задача: Да се определи и да се изрази во германски степени карбонатната тврдина на водата, ако за титрирање на 100 cm^3 вода земена за анализа се трошат $3,2 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 0,1025 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

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

$$V(\text{HCl}) = 3,2 \text{ cm}^3 = 0,0032 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{HCl}) = 0,1025 \text{ mol/dm}^3$$

$$m(\text{CaO}) / 100 \text{ cm}^3 = \frac{1}{2} c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{CaO})$$

$$m(\text{CaO}) / 100 \text{ cm}^3 = \frac{1}{2} \cdot 0,1025 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0032 \text{ dm}^3 \cdot 56 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CaO}) / 100 \text{ cm}^3 = 0,00915 \text{ g} = 9,15 \text{ mg}$$

Карбонатна тврдина на водата изразена во германски степени се пресметува според формулата:

$$^{\circ} \text{D} = \frac{1}{2} c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{CaO}) \cdot 1000 / \text{g}$$

$$^{\circ} \text{D} = \frac{1}{2} \cdot 0,1025 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0032 \text{ dm}^3 \cdot 56 \text{ g/mol} \cdot 1000 / \text{g}$$

$$^{\circ} \text{D} = 9,15$$

Во француски степени таа изнесува

$$^{\circ} \text{F} = \frac{1}{2} c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{CaCO}_3) \cdot 1000 / \text{g}$$

$$^{\circ} F = \frac{1}{2} \cdot 0,1025 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0032 \text{ dm}^3 \cdot 100 \text{ g/mol} \cdot 1000 / \text{g}$$

$$^{\circ} F = 16,4$$

Подготвување на раствор од комплексон III

Комплексон III се смета за примарна примарна супстанција иако содржи мала количина на влага која се одстранува со сушење во сушилница на 80°C околу 2 до 3 часа. Стандардниот раствор се подготвува со **точно** мерење на супстанцијата колку што е добиено со пресметување по формулата:

$$m(K_{III}) = c(K_{III}) \cdot V(K_{III}) \cdot M(K_{III})$$

За комплексометриски определувања најчесто се користи раствор со концентрација $c(K_{III}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$. Моларна маса на комплексон III е 372,2 g/mol. За подготвување на 1 dm³ раствор потребно е на вага, на саатно стакло, да се измерат 3,72 g иситнет комплексон III. Потоа преку инка супстанцата се сипува во одмерна колба од 1 dm³, се додаваат 200-300 cm³ дестилирана вода, се затвора колбата, се протресува да се растворти супстанцата, а потоа се дополнува со дестилирана вода до марката. Растворот се префрла во пластично или стаклено шише. Концентрацијата на подготвениот раствор се пресметува според дадената формулата ако се потребни многу точни резултати при работа со него:

$$c(K_{III}) = \frac{m(K_{III})}{M(K_{III}) \cdot V_{p-p}}$$

На етикетата од шишето се запишува точната концентрација на растворот.

Определување на вкупната тврдина на водата

Вкупната тврдина на водата може да се определи со повеќе методи. Наједноставна и најчесто употребувана е комплексометриската метода.

Според оваа метода вкупна тврдина на водата се определува со титрација на вкупното количество од Ca²⁺ и Mg²⁺ јони присутни во испитуваната вода. Титрацијата се врши со стандарден раствор од комплексон III во базна средина при pH = 10, во присуство на индикатор.

При титрирањето калциумовите и магнезиумовите јони стапуваат во реакција со стандардниот раствор и образуваат стабилни комплексни соединенија.

Пресметување на вкупната тврдина на водата се врши по равенката:

$$\text{mg (CaO) / 100 cm}^3 = V(\text{K}_{\text{III}}) \cdot c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{CaO})$$

изразена во германски степени ќе биде:

$$1^\circ \text{ D} = V(\text{K}_{\text{III}}) \cdot c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{CaO}) \cdot 1000 / \text{g}$$

изразена во француски степени е:

$$1^\circ \text{ F} = V(\text{K}_{\text{III}}) \cdot c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{CaCO}_3) \cdot 1000 / \text{g}$$

Задача: Да се определи вкупна тврдина на вода земена за анализа ако за титрирање на 100 cm^3 од неа се потрошени $2,5 \text{ cm}^3$ стандарден раствор од K_{III} со $c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

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

$$V(\text{K}_{\text{III}}) = 2,5 \text{ cm}^3 = 0,0025 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{mg (CaO) / 100 cm}^3 = V(\text{K}_{\text{III}}) \cdot c(\text{K}_{\text{III}}) \cdot M(\text{CaO})$$

$$\text{mg (CaO) / 100 cm}^3 = 0,01 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,0025 \text{ dm}^3 \cdot 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{mg (CaO) / 100 cm}^3 = 0,0014 \text{ g} = 1,4 \text{ mg}$$

Прашања и задачи за повторување:

1. Што се определува најчесто со комплексометриската метода?
2. Од која супстанција се приготвува стандарден раствор за комплексометриските титрации?
3. При кои услови се вршат комплексометриските определувања?
4. Кои индикатори се користат за определување на завршна точка на титрација?
5. Објасни како настанува промена на бојата на титрираниот раствор во завршната точка на титрација.
6. За титрација на 50 cm^3 вода за пиење потрошени се $7,10 \text{ cm}^3$ раствор од комплексон K_{III} со $c(\text{K}_{\text{III}}) = 0,01 \text{ mol/dm}^3$.
 - а) Да се пресмета маса на CaO во пробата за анализа.
 - б) Да се изрази тврдината во германски степени.
 - в) Да се изрази тврдината во француски степени.
($m = 0,00397 \text{ g}$ $D^\circ = 3,97$ $F^\circ = 7,1$)
7. Колку изнесува променливата тврдина на водата ако за титрирање на 100 cm^3 вода за анализа се потрошени 11 cm^3 стандарден раствор од хлороводородна киселина со $c(\text{HCl}) = 0,102 \text{ mol/dm}^3$?
($m(\text{CaO}) = 0,0628 \text{ g}$)
8. Како се определува постојаната тврдина на водата?

■ 3.24.Физичко - хемиски методи (инструментална анализа)

Физичко-хемиските или инструменталните методи во денешно време наоѓаат сè поголема примена во квалитативната и квантитативната хемиска анализа. Овие методи се базираат на мерење некои физички својства на испитуваната супстанција кои се менуваат во тек на хемиската реакција, со цел да се определи нејзиниот хемиски состав. Во зависност од тоа кои својства се мерат во овие методи се користат соодветни мерни инструменти од каде го добиле името.

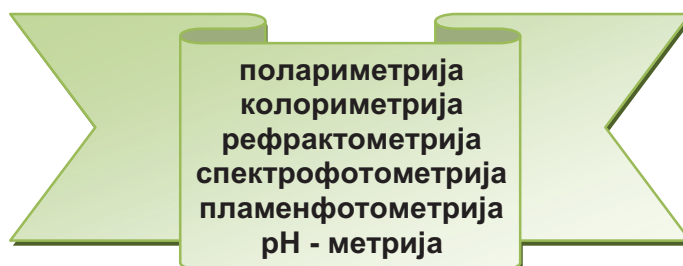
Физичко-хемиските методи имаат повеќе предности над класичните методи, и тоа:

- со нив се добиваат информации до кои многу тешко се доаѓа со класичните методи,
- доста се брзи и осетливи,
- доволна е мала количина од проба за анализа,
- се анализираат повеќе компоненти без нивно претходно одделување,
- се постигнува голема точност на резултати за супстанции застапени во пробата и помалку од 1%.

Треба да знаеш дека при изведување на инструменталните анализи:

- Мерењата се вршат со соодветни инструменти кои треба да се одржуваат во исправна состојба.
- Определувањата се вршат со мали количества од супстанцијата, а осетливоста на инструментот е голема, поради што лицето кое работи со нив треба да биде добро оспособено за тоа.
- Испитуваната проба треба да биде правилно подготвена.
- Величините потребни за определување на испитуваната супстанција се отчитуваат директно од инструментот или се наоѓаат од график кој се конструира од вредности добиени при мерењата.

Најчесто употребувани инструментални методи се:



Полариметрија

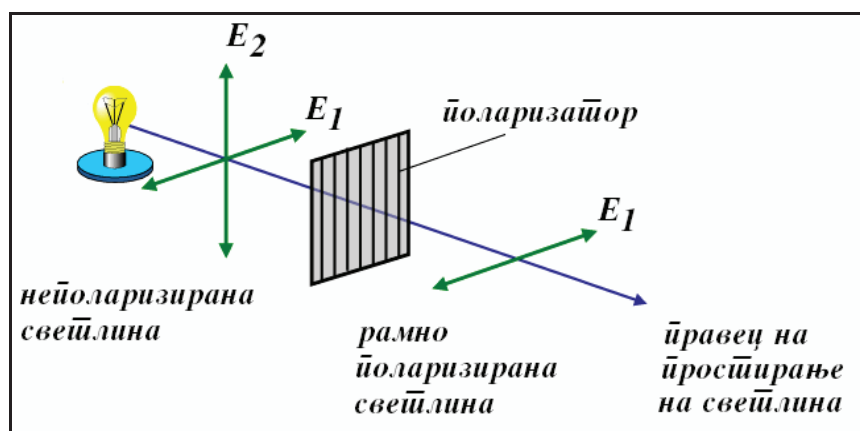
Со оваа метода се определуваат оптички активни супстанции. Тоа се супстанции што содржат хирален или асиметричен C атом. *Хирален C атом е оној атом што е сврзан со четири различни атоми или атомски групи.* Тој во молекулите на соединенијата се означува со C* (со ѕвездичка). Оптички активните супстанции имаат својство да ја вртат рамнината на поларизирана светлина која поминува низ нив за ист агол, но во спротивна насока. Затоа секоја оптички активна супстанција постои во две различни форми кои се означуваат како D и L изомер. Тие се однесуваат како предмет и лик во огледало. Вртењето на рамнината на поларизираната светлина зависи од: температурата, оптичката активност на супстанцијата, брановата должина на светлината, концентрацијата и дебелината на слојот низ кој поминува светлината.

Оптички активни органски супстанции се: сахароза, винска киселина, млечна киселина и др. Од неоргански супстанции (само во цврста состојба), оптички активни се кварц (SiO_2), калиум хлорат (KClO_3) и други.

Светлината која се користи во полариметријата мора да биде поларизирана.

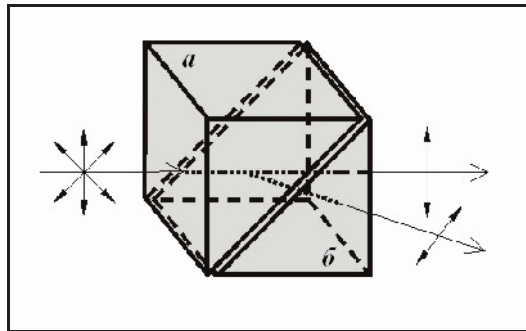
Како се добива поларизирана светлина?

Електромагнетно зрачење (светлината) се претставува со вектори на магнетно (E_1) и електрично (E_2) поле, поставени под прав агол кои се менуваат на синусоиден начин. Светлосните вибрации кои се протегаат во правец нормален на овие два вектора го опишуваат светлосниот бран. Рамно-поларизираната светлина ги содржи сите електромагнетни осцилации кои лежат во една рамнина нормално на правецот на простирање на светлината (Сл. 68).



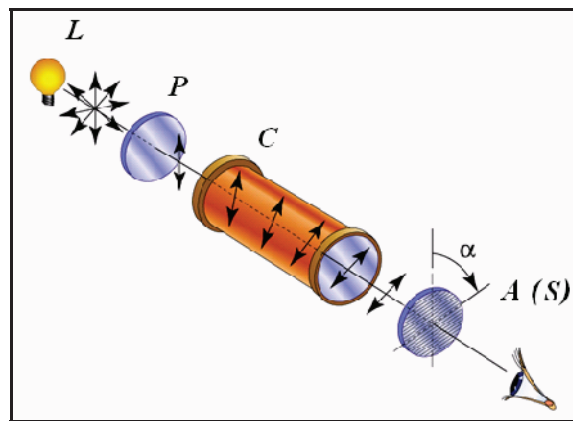
Сл. 68. Добивање на поларизирана светлина

За добивање на поларизирана светлина најчесто се користи Николова призма која е направена од кристалот калцит. Инструментите со кои се вршат мерењата во полариметријата се викаат полариметри. Полариметрите содржат две Николови призми (Сл. 69), од кои првата е фиксирана и служи како поларизатор (а), а втората е подвижна и претставува анализатор (б). Со полариметарот се мери агол на свртување на поларизираната светлина.



Сл. 69. Николови призми

Едноставен шематски приказ на полариметарот е прикажан на (Сл. 70).



Сл. 70. Шематски приказ на полариметар
L- извор на светлина; P- поларизатор; C-полариметрискa цевка;
A- анализатор; S- кружна скала

Принцип на работа на полариметарот:

Светлината од изворот (L) поминува низ поларизаторот (P) при што се создава поларизирана светлина чија рамнина на осцилација е вертикална. Потоа светлината поминува низ полариметарската цевка (C) наполнета со оптички активната супстанција. Интензитетот на ротација

ќе зависи од карактеристиките на супстанцијата и од нејзината концентрација. Излезниот светлосен зрак од цевката влегува во анализаторот (A) кој може да се врти. На излезот од анализаторот, рамнината на осцилација е вертикална. При вртење на анализаторот, интензитетот на светлината е максимален кога призмите се паралелно поставени со рамнината на поларизираната светлина, и минимален кога призмите се нормално поставени. Разликата во положбата на анализатор при максимален интензитет на светлината, со и без примерок за анализа во цевката, претставува аголот (α) на оптички активната супстанција која се чита на кружната скала (S). Ротацијата на светлината во насока на стрелките на часовникот се обележува со (+), а во спротивна насока со (-).

Мерењата обично се изведуваат на температура од 20°C, при што се користи светлина со бранова должина која одговара на жолтата натриумова D линија (589,3 nm). Оваа ротација се означува како специфична ротација и се обележува со изразот $[\alpha]_D^{20}$.

Концентрацијата на испитуваната супстанција се пресметува со равенката:

$$c = \frac{\alpha \cdot 100}{L \cdot [\alpha]_D^{20}}$$

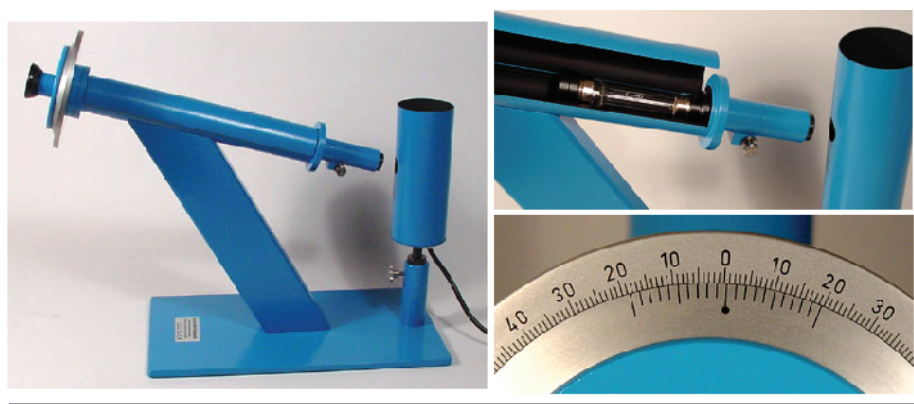
α – измерен агол на ротација

$[\alpha]_D^{20}$ – специфичен агол на ротација

L – должина на цевката

c – концентрација на растворот

Современ тип на полариметар е прикажан на (Сл.71).



Сл. 71. Полариметар со полариметриска цевка и кружна скала

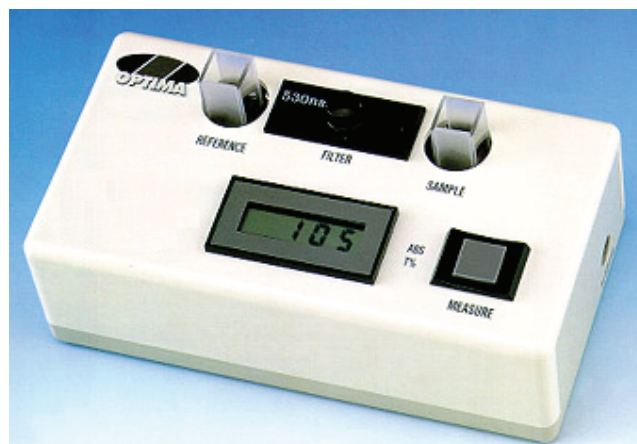
Колориметрија

Колориметрија е физичка метода која се темели на визуелно споредување на интензитетот на бојата на обоените раствори.

Ако во вода се растворот калиум перманганат (KMnO_4), бакар сулфат ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), или метиленско сино ќе се добијат обоени раствори. Бојата на растворот е пропорционална со концентрацијата на супстанцијата во растворот. Кога растворот е поконцентриран низ него поминува помалку светлина и интензитетот на бојата е поголем.

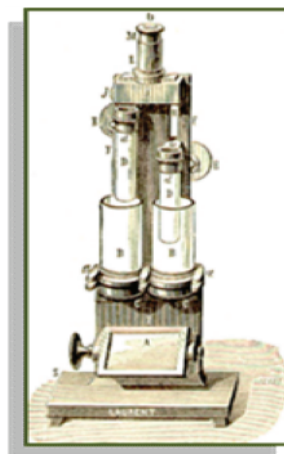
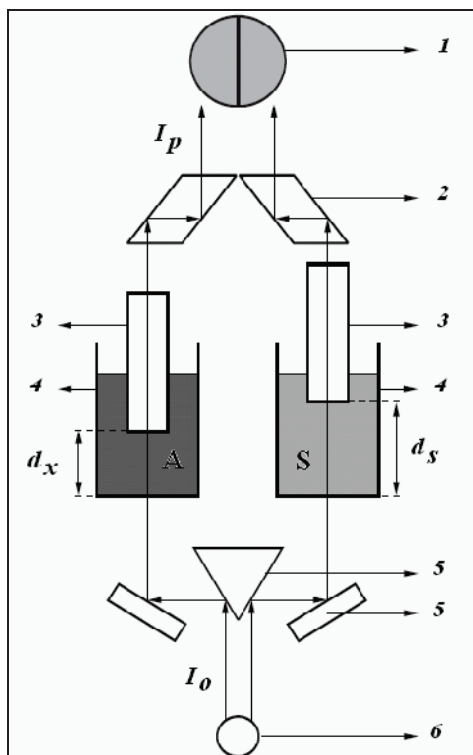
Постапката се врши со споредување на интензитетот на бојата добиена со растворање на испитуваната супстанција, со растворот од таа супстанција со позната концентрација. Ако постои разлика во интензитетот на бојата, таа е последица од различните концен-трации на супстанцијата.

Определувањата во колориметријата се вршат со помош на апарати наречени колориметри (Сл. 72).



Сл. 72. Колориметар

Познати се повеќе видови колориметри. Еден од наједноставните за изведување на квантитативна анализа по методата на визуелна споредба е колориметарот на Duboscq со кој се добиваат точни резултати (Сл. 73).



- 1 - окулар
- 2 - рефлектирачки призми
- 3 - цилиндрични призми
- 4 - кивета (сад)
- 5 - огледала
- 6 - извор на светлина
- A - испитуван раствор
- S - стандарден раствор

Сл. 73. Дибосков (Dubosq) колориметар

Овој инструмент работи на следниот принцип:

Извор на светлина може да биде дневна светлина или спектрална ламба. Од изворот на светлина (6) поминуваат зраци низ цилиндричните садови (A) и (S). Левиот сад (A) се полни со обоениот примерок за анализа. Десниот сад (S) се полни со обоениот раствор со позната концентрација, односно стандарден раствор. По поминување низ растворите, светлосните зраци поминуваат низ цилиндричните призми (3), а потоа се рефлектираат од призмите (2) и влегуваат во окуларот (1). Едната половина од окуларот е осветлена со светлина која поминува низ непознатиот раствор, а втората половина со светлина која поминува низ стандардниот раствор. Бидејќи, интензитетот на светлината во растворите е различна поради нееднаквата концентрација, интензитетот на осветленоста на полињата во окуларот ќе биде различен. Двете полиња треба да бидат подеднакво осветлени. За таа цел со определена завртка прво се поткрева десниот сад (S), сè додека десното поле во окуларот (1) не биде посветло од левото. Во таа положба, на мерната скала се чита височината на столбот (d_s) од растворот со позната концентрација c_1 (читањето е со точност до десети дел од милиметарот). Потоа, со поместување на левиот сад (A), со завртка се дотерува левото поле да биде исто осветлено како и десното, и на мерната скала се чита височина на столбот (d_x) на растворот со непозната концентрација c_2 . Со тоа се добиваат сите податоци (c_1 , c_2 , d_s , d_x) потребни за пресметување на непознатата концентрација.

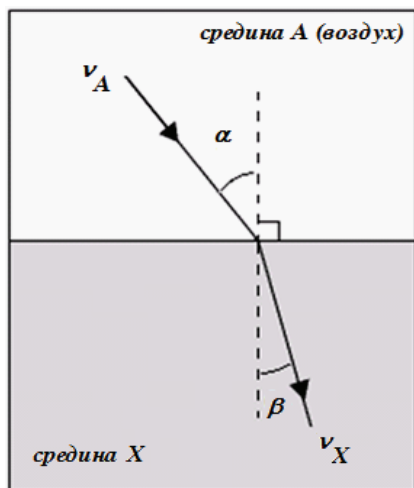
Во моментот кога интензитетот на светлината од двата раствори ќе биде еднаков може да се пресмета концентрацијата на непознатиот раствор:

$$c_1 \cdot d_s = c_2 \cdot d_x ; \quad \text{оттука} \quad c_2 = \frac{c_1 \cdot d_s}{d_x}$$

Рефрактометрија

Рефрактометрија е метода која се темели на мерење индекс на прекршување на светлината, преку што се определува концентрацијата на испитуваната супстанција во раствор.

Индекс на прекршување на светлина претставува однос на брзина на движење на светлината во вакуум и брзина на движење на светлината низ испитуваната супстанција (Сл. 74). Бидејќи брзината на движењето на светлината во вакуум е поголема отколку во друга средина доаѓа до прекршување на светлосниот зрак при преминување од една во друга средина. Индексот на прекршување n се претставува како однос на аголот што го образува упадниот зрак (α) и аголот на прекршениот светлосен зрак (β).



v_A - брзина на светлина во средина А (воздух)
 v_X - брзина на светлина во средина X
 α - упаден агол на светлина во средина А
 β - агол на прекршување на светлина во средина X

Сл. 74. Прекршување на светлината на гранична површина на две средини

Индексот на прекршување n се претставува со изразот:

$$n = \frac{\sin \alpha}{\sin \beta}$$

Индексот на прекршување зависи од природата на супстанцијата, температурата, притисокот, и концентрација на растворената супстанција во растворот. Од практични причини индексот на прекршување се прикажува во однос на воздух, а не на вакуум.

Рефрактометријата наоѓа голема примена во аналитичките испитувања.

Таа се одликува со следните карактеристики:

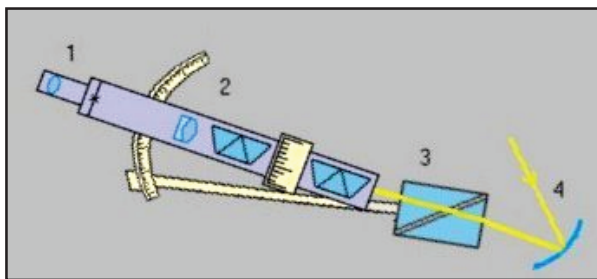
- како проба се користи една до две капки од испитуваниот раствор, а ако пробата е во цврста состојба се зема околу 10^{-3} g (1mg) во раствор
- постапката на мерење е едноставна и дава многу прецизни резултати за кусо време
- индексот на прекршување се чита директно од скалата.

Инструментите што се користат за мерење се викаат рефрактометри (Сл. 75).



Сл. 75. Рефрактометри

Познати се повеќе видови рефрактометри, а најупотребуван е Абеовиот рефрактометар (Сл. 76). Со него може да се вршат квалитативни и квантитативни определувања. Индексот на прекршување е специфична константа која може да се употреби за идентификација на супстанциите, и за определување на нивниот степен на чистота. Најмногу се користи за испитување масти и масла од животинско и растително потекло, за анализа на мед и други прехранбени производи. Може да се употреби за определување на концентрацијата на алкохолот и шеќерот во водени раствори или екстракти на различни прехранбени производи.



Сл. 76. Шематски приказ на Абе-ов рефрактометар
1-окулар; 2-скала; 3-призми; 4-огледало (извор на светлина)

Определување на индексот на прекршување на супстанциите во раствор со Абеовиот рефрактометар се врши на многу едноставен начин. Една капка од испитуваниот раствор се става помеѓу призмите (3), а на скалата (2) се чита вредноста на индексот на прекршување на светлината добиена од изворот на светлина или со рефлектирање на дневната светлина од огледалото (4).

Спектрофотометрија

Спектрофотометрија е аналитичка метода која се базира на мерење интензитет на електромагнетно зрачење пропуштено низ испитуваната супстанција.

Постои емисиска и апсорпциска спектрофотометриска метода (анализа).

Апсорпциска спектроскопска анализа се темели на проучување на видот и количеството на енергија на зрачење кое анализираната супстанција го апсорбира. Супстанцијата ја апсорбира само онаа светлина (енергија) која може да предизвика промени во енергетските состојби на атомот, односно молекулот.

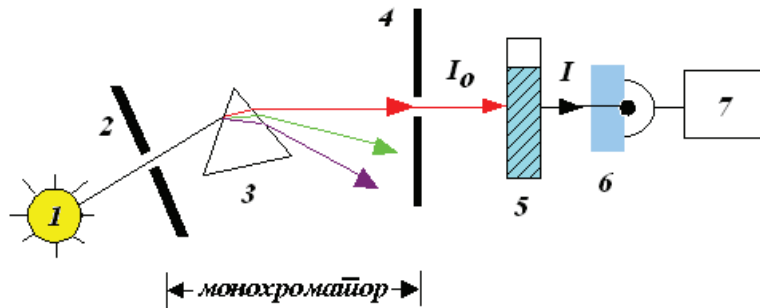
Емисиска спектроскопска анализа се темели на проучување на видот и интензитетот на енергијата на зрачењето кое анализираната супстанција го емитира. Количеството на апсорбираната светлина односно интензитетот на емитираното зрачење може да се примени за квантитативна анализа.

Мерењата во спектрофотометријата се вршат со инструменти наречени спектрофотометри (Сл. 77).



Сл. 77. Спектрофотометри

На Слика 78 е даден шематскиот приказ на спектрофотометарот.



Сл. 78. Шематски приказ на спектрофотометар:

1-извор на светлина; 2-влезен отвор на светлината; 3-оптичка призма; 4-излезен отвор; 5-сад со примерок; 6-детектор; 7-читач (евиденција на сигналот); I_0 -интензитет на влезна светлина; I -интензитет на излезна светлина

Како извори на светлина во спектрофотометријата се користат извори кои емитураат електромагнетни зраци со континуиран спектар. Изборот на изворот на светлина се врши според спектралното подрачје, видливо (Vis) или ултравиолетово (UV), во кое се врши определувањето, со цел да се добие светлосен сноп со најголем интензитет.

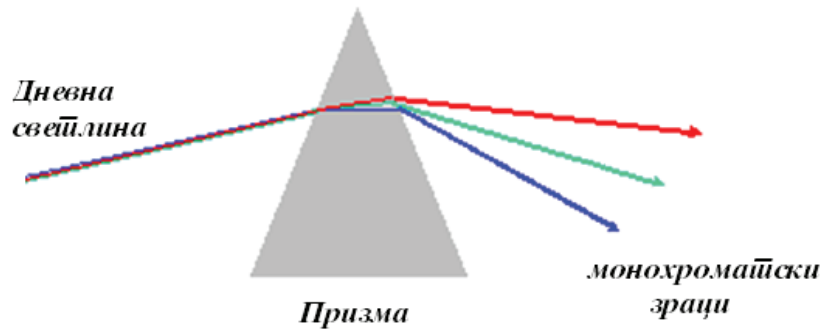
Најчесто се применуваат следните ламби (Сл. 79):

- ламба со волфрамово влакно мошне слична на обичната сијалица; емитура светлина во видливо спектрално подрачје од 400-800 nm
- D_2 ламба или UV ламба се применува за мерење во ултравиолетово подрачје од 200-400 nm; овозможува добивање на континуиран спектар со електрична екситација на деутериум (изотоп на водород) под низок притисок.



Слика 79. а / ламба со волфрамово влакно, за мерење во видливо (Vis) спектрално подрачје
б/ ламба за мерење во ултравиолетово (UV) подрачје

Во квантитативната спектрофотометрија најчесто се користи монохроматска светлина. *Монохроматска светлина е светлина со точно определена бранова должина (фреквенција)*. Се добива со разложување на дневната светлина со дисперзни системи, како што се оптички филтри, призми и дифракциони решетки.



Сл. 80. Добивање на монохроматска светлина

Принцип на работа на спектрофотометар е прикажан на Слика 78. Светлината добиена од изворот на светлина (1) поминува низ отворот (2) и се разложува со оптичка призма (3) на монохроматска светлина. Еден зрак од разложената светлина со точно определена бранова должина поминува низ вториот отвор (4), а потоа низ садот (5) со примерокот за анализа. Делот од светлината кој не е апсорбиран од супстанцијата во растворот паѓа на детекторот (6) со кој се мери интензитетот на пропуштената светлина. Истовремено механичкиот читач (7) ќе го евидентира сигналот.

Со спектрофотометарот се определува концентрацијата на испитуваната супстанција.

Пламенфотометрија

Испарливите соли на некои метали, внесени во пламен, го бојат пламенот со карактеристична боја. На пример: натриум пламенот го бои жолто, бариум – залено, калиум – виолетово итн. Ова својство се користи за квантитативно определување на алкални и на земноалкални метали.

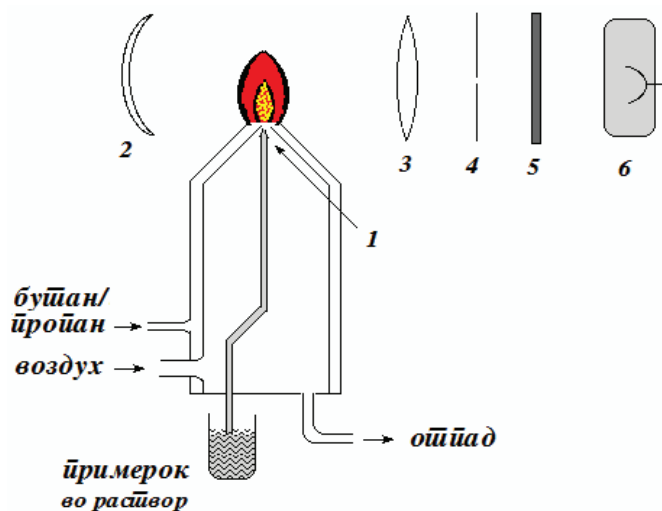
Инструментите кои се употребуваат за мерење во оваа метода се викаат пламенфотометри (Сл. 81).



Сл. 81. Пламенфотометри

Определувањата во пламенфотометријата се темелат на мерење интензитет на карактеристична светлина, која ја емитираат атомите на испитуваниот елемент распрскан во облик на магла (аеросол). Ако се одржуваат константни протокот на растворот и температурата на пламенот, интензитетот на емитираната светлина ќе биде пропорционален со концентрацијата на испитуваниот елемент во растворот.

Принцип на работа на пламенфотометарот е прикажан на Сл. 82.



Сл. 82. Шематски приказ на пламенфотометар:
1-пламен во кој се уфрла примерокот; 2-огледало; 3-леќа;
4-процеп; 5-филтер; 6- фотоќелија

Супстанцијата (во облик на сол или смеса од соли) се раствора, а потоа растворот со посебен систем (со вакуум или притисок) се внесува во пламенот. Во пламенот растворувачот испарува, супстанцијата се атомизира и атомите веднаш се ексцитираат (возбудуваат) поради температурата на пламенот. Бидејќи оваа возбудена состојба на атомите е нестабилна, доаѓа до моментално враќање на атомите во основна (невозбудена) состојба, при што вишокот на енергија се ослободува во вид на зрачење со определена бранова должина. Се добива карактеристично обојување на пламенот (емисионен спектар) кој ги содржи сите карактеристични линии (монохроматски зраци) на испитуваниот елемент. Карактеристичните линии на елементот се одвојуваат со соодветни филтри (за секој елемент се применува посебен филтер), кои ги пропуштаат и насочуваат зраците кон фотокелијата каде генерираат струја чиј интензитет се мери и регистрира на скалата од инструментот. Интензитетот на струјата е пропорционален со бројот на атомите кои се наоѓаат во пламенот во единица време, односно со концентрацијата на испитуваната супстанција во растворот.

рН–метрија

рН–метрија е аналитичка метода со која се определува киселоста или базноста на средината, првенствено на водените раствори.

За да се дефинира киселоста на средината во 1909 година данскиот хемичар Соренсон го вовел поимот рН вредност која се дефинира како негативен логаритам од концентрацијата на водородните јони $c(\text{H}^+)$ во растворот:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)$$

Поимот концентрација на водородните јони во растворот $c(\text{H}^+)$ во првичната дефиниција за рН вредноста, подоцна е заменет со поимот термодинамички активитет $a(\text{H}^+)$ на водородните јони:

$$\text{pH} = -\log a(\text{H}^+)$$

Помеѓу активитетот (a) и концентрацијата (c) на водородните јони постои односот: $a = f c$

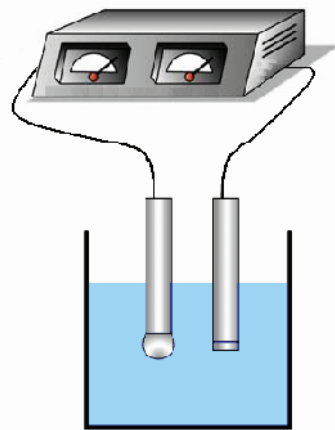
f е коефициент на активитет. Во концентрирани раствори има вредност помала од единица (<1). Со разредување на растворот бројната вредност на коефициентот се приближува кон единица. Во силно разредени раствори активитетот на водородните јони е еднаков на нивната концентрација, $a = c$.

Инструментите за непосредно мерење на рН вредноста на растворите се нарекуваат рН-метри (Сл. 83).



Сл. 83. pH-метри

pH-метриските мерења се вршат со употреба на две електроди, индикаторска и референтна електрода кои се вронети во испитуваниот раствор. Напонот кој се создава помеѓу електродите е пропорционален на pH вредноста на растворот (Сл. 84).



Сл. 84 pH-мерење на раствор

Потенцијалот на референтната електрода не зависи од активитетот (ефикасната концентрација) на јоните во ќелијата. Затоа потенцијалот на референтната електрода не се менува за време на мерењето.

Потенцијалот на индикаторската електрода зависи од активитетот на јоните во ќелијата.

За определување на активитетот на водородните јони во растворот, односно определување на pH вредноста на растворите, се применуваат неколку вида индикаторски електроди, како што се водородна, хинхидронска, антимоно-антимоноксид и стаклена електрода. Како референтна електрода при поголем број потенциометриски определувања се користи каломелова електрода.

Како се врши мерењето?

На почетокот се мери потенцијалот на ќелијата со стандардни раствори со позната рН вредност. На тој начин системот се калибрира, а потоа се мери потенцијалот на ќелијата со раствор со непозната рН вредност. На скалата на инструментот може да се прочита рН вредноста на растворот.

Во практиката многу често се применуваат раствори со постојана и точно определена рН вредност, кои се нарекуваат пуферни смеси или пуфери. Пуферите имаат особина да ја одржуваат својата рН вредноста при разредување на растворот и рН вредноста на средината (до одредени граници).


Прашања и задачи за повторување:

1. Што е суштината на инструменталната метода?
2. Кои се предностите на инструменталните методи над класичните?
3. Со кој инструмент се мери аголот на вртење на поларизираната светлина?
4. Која физичка величина се мери при колориметриските определувања?
5. Што претставува индекс на прекршување на светлина и како се мери?
6. Објасно што претставува апсорпциска, а што емисишка спектрална анализа.
7. Која светлина се нарекува монохроматска и како се добива?
8. Како се мери рН на некоја средина?


За да провериш колку си научил за инструменталните методи пополни ја Табелата бр. 12 што е дадена подолу.

Физичко – хемиска метода	Инструмент што се користи	Величина што се мери
полариметрија	полариметар	
	колориметар	интензитет на пропуштена светлина
	рефрактометар	индекс на прекршување
спектрофотометрија		интензитет на електромагнетно зрачење
	пламенфотометар	интензитет на емитирана светлина
рН метрија		разлика на потенцијал на две електроди

■ ПРИЛОЗИ



Во овој дел од учебникот се дадени податоци и содржини што треба да се знаат при изведување на практичната настава по аналитичка хемија која е тесно поврзана со теоретскиот дел од предметот.



■ Подготвување на некои карактеристични реагенси

Индикатори

- Метилоранж:* Во 100cm^3 врела дестилирана вода се раствораат $0,02\text{g}$ цврст метилоранж. Се остава да се излади, а потоа се филтрира. (на $10 - 15\text{cm}^3$ титриран раствор се додава една капка метилоранж).
- Фенолфталеин:* Во 100cm^3 96% алкохол се раствора 1g фенолфталеин (на 5cm^3 титриран раствор се додава една капка фенолфталеин).
- Раствор од скроб:* Скробот како индикатор се користи во јодометријата. Тој е полисахарид кој се раствора во студена вода, а во топла набобрува. Како индикатор се употребува 1% раствор од скроб кој се подготвува на следниот начин: 1g скроб се меша со малку студена вода и се сипува во 100cm^3 врела вода. Откако ќе проврие $2 - 3$ минути се остава да се излади при што растворот се избиструва. Се употребува свежо подготвен. На $20 - 25\text{cm}^3$ титриран раствор се додава $1 - 2\text{cm}^3$ скроб.
- 5% Раствор од K_2CrO_4 :* Во 95cm^3 вода се раствораат 5g калиум хромат. Растворот има жолта боја и се додава во капки.
- Металохромни индикатори:* Во комплексометријата најчесто се употребуваат Ериохром црно Т и мурексид. Тие во раствор се непостојани и затоа се користат во цврста смеса со NaCl . Во порцалански аван се става 1g индикатор и 99g NaCl . Се меша додека се добие изедначена смеса. На 100cm^3 титриран раствор се додава на врв од лажичка индикатор.

Подготвување на раствор од пуфер со $\text{pH} = 10$

Во чаша се ставаат 57cm^3 концентриран амонијак и 7g NH_4Cl . Се меша додека супстанцијата се раствори, а потоа растворот се префрла во одмерна колба од 100cm^3 која се дополнува со дестилирана вода до марката. Се чува во пластично шише.

Подготвување на раствори од:

- Диметил глиоксим:* $1,2\text{g}$ диметил глиоксим се раствораат во 100cm^3 95% алкохол.
- Дифенил амин:* $0,5\text{g}$ дифенил амин се раствораат во 100cm^3 концентрирана H_2SO_4 .
- Натриум кобалти нитрит:* 1g натриум кобалти нитрит се раствора во 6cm^3 вода. Растворот се употребува свежо подготвен.
- Ализарин S:* $0,2\text{g}$ од супстанцијата се раствора во 100cm^3 вода.
- H_2SO_4 1:4:* Во чаша се ставаат 40cm^3 дестилирана вода. Со автоматска пипета се пипетираат 10cm^3 концентрирана H_2SO_4 и по сидовите од чашата внимателно се додаваат во водата. Растворот се употребува откако ќе се излади.

■ **Формули што се применуваат за решавање на задачи од удели и концентрации**

$$M = \frac{m}{n} \text{ (g/mol)} \quad - \text{ моларна маса}$$

$$m = n \cdot M \text{ (g)} \quad - \text{ маса}$$

$$n = \frac{m}{M} \text{ (mol)} \quad - \text{ количество супстанција}$$

w_{p-c} - масен удел на растворена супстанција

$$w_{p.c} = \frac{m_{p-c}}{m_{p-p}} \quad m_{p-c} \text{ - маса на растворената супстанција}$$

m_{p-p} - маса на растворот

$$c(A) = \frac{n(A)}{V} \text{ (mol/dm}^3\text{)} \quad - \text{ количинска (молска) концентрација}$$

$$\gamma(A) = \frac{m(A)}{V} \text{ (g/dm}^3\text{)} \quad - \text{ масена концентрација}$$

$$\rho = \frac{m_{p-p}}{V_{p-p}} \text{ (g/cm}^3\text{)} \quad - \text{ густина на растворот}$$

$$\gamma = w \cdot \rho \quad \gamma = c \cdot M \quad c = \frac{\gamma}{M}$$

$$c = \frac{m}{V \cdot M} \quad c = \frac{w \cdot \rho}{M}$$

Разредување на раствори

$$\gamma_1 \cdot V_1 = \gamma_2 \cdot V_2 \quad c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \quad w_1 \cdot m_1 = w_2 \cdot m_2$$

Мешање на раствори

$$c_3 = \frac{c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} \quad c_3 \text{ - концентрација на добиениот раствор}$$

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = (V_1 + V_2) \cdot c_3 \quad c_1 \text{ - концентрација на раствор 1}$$

V_1 - волумен на раствор 1

c_2 - концентрација на раствор 2

V_2 - волумен на раствор 2

Табели

Табела бр. 13 Масен удел и релативна густина на 25°C

Раствор	Масен удел (%)	Густина (g/cm ³)	Моларна маса (g/mol)
HCl	37	1,19	36,5
H ₂ SO ₄	96	1,84	98
HNO ₃	65	1,4	63
NH ₄ OH	25	0,91	35

Табела бр. 14 Карактеристики на некои индикатори

индикатор	хемиски карактер	интервал на промена на бојата	боја на индикаторот		
			Кисела средина	Неутрална средина	Базна средина
лакмус	Слаба киселина	5,0 – 8,0	црвен	Светло виолетово	син
метил портокалово	Слаба киселина	3,1 – 4,4	црвен	портокалов	жолт
метил црвено	Слаба база	4,2 – 6,2	црвен	црвен	жолт
фенолфталин	Слаба киселина	8,0 – 9,8	безбоен	безбоен	црвено-виолетов

■ Речник на помалку познати изрази

А

<i>аналитичка хемија</i>	дел од хемијата како наука
<i>анјон</i>	негативно наелектризирана честичка
<i>анода</i>	позитивна електрода
<i>аква (лат. aqua)</i>	вода
<i>аква дестилата</i> <i>(лат. aqua destilata)</i>	дестилирана (пречистена вода)
<i>алкални метлаи</i>	елементи од I ^A група во периодниот систем
<i>алкалиметрија</i>	определување на киселина со стандарден раствор од бази
<i>амфотермна супстанца</i>	супстанца што се однесува и како киселина и како база
<i>амониум катјон</i>	позитивен јон кој не се добива од метал
<i>апсорпција</i>	впивање
<i>апсорпциона спектрална анализа</i>	го проучува видот и количеството на енергијата на зрачење која испитуваната супстанција ја апсорбира
<i>апсорпционен спектар</i>	графички приказ на апсорбација на испитувана супстанција во функција на бранова должина
<i>аргентометрија</i>	таложна волуметриска метода во која стандарден раствор е сребро нитрат AgNO ₃
<i>ацидимерија</i>	определување база со стандарден раствор од киселина

Б

<i>бирета</i>	стаклена градуирана цевка (служи за мерење на волумен на течности)
<i>броматометрија</i>	волуметриска метода во која како стандарден раствор се користи калиум бромат KBrO ₃
<i>база</i>	воден раствор од хидроксид

В

<i>волуметрија</i>	метода која се темели на мерење волумен на раствор со позната концентрација
--------------------	---

Г

<i>гравиметрија</i> <i>гранула</i>	метода што се базира на мерење маса зрно
---------------------------------------	--

Д

<i>дифузија</i>	ширење, распростирање, меѓусебно мешање
<i>дифракција</i>	расејување на светлина
<i>дисперзен</i>	расејан, растурен
<i>дисоцијација</i>	разложување

Е

<i>емулзија</i>	дисперзен систем од две течности
<i>електролиза</i>	разложување на некоја супстанца на составни делови под дејство на електрична струја
<i>електролит</i>	супстанција што се разложува на јони во раствор и спроведува електрична струја
<i>електроден потенцијал</i>	разлика во наелектризирање меѓу метал и раствор, на гранична површина метал / раствор
<i>емисиона спектрална анализа</i>	го проучува видот и интензитетот на енергијата на зрачењето кое го емитува испитуваната супстанција
<i>енантиомери</i>	оптичко ротирачки супстанции

З <i>земноалкални метали</i>	елементи од I ^A група од периодниот систем
И <i>индикатори</i> <i>интензитет</i> <i>идентификација</i> <i>индекс</i> <i>индекс на прекршување на светлината</i>	супстанции што ја менуваат бојата во зависност од киселоста и базноста на средината јачина, сила препознавање, утврдување покажувач однос помеѓу синусите на упадниот и прекршениот агол
Ј <i>јони</i> <i>јонизација</i> <i>јодометрија</i>	наелектризираны честички образување на јони волуметриска метода во која како стандарден раствор се користи натриум тиосулфат или раствор од јод
К <i>квалитативна анализа</i> <i>квантитативна анализа</i> <i>константа</i> <i>катода</i> <i>катјон</i> <i>колориметрија</i> <i>комплексони</i> <i>крива на титрација</i>	одредување составни делови на испитувана супстанција одредување на количество на составните делови во испитуваната супстанција постојана величина негативна електрода позитивно наелектризирана честичка физичка метода со која се мери интензитет на бојата на обоени раствори стандардни раствори што се користат во комплексометриските методи го покажува текот на реакцијата при титриметриските методи
Л <i>лакмус</i> <i>лиофобни</i> <i>лиофилни</i>	индикатор за одредување рН на средината честички што ги одбиваат од својата површина честичките на растворувачот честички што ги привлекуваат на својата површина честичките на растворувачот
М <i>меркурометрија</i> <i>метода</i> <i>моларна спроводливост</i>	волуметриска метода во која стандарден раствор е жива(I) нитрат односно, меркуро нитрат секоја постапка, практична или мисловна, со чија примена можат да се добијат информации за супстанцијата што се испитува однос меѓу спроводливоста на растворот и моларната концентрација на јоните
О <i>оптимален</i> <i>операција</i> <i>окулар</i> <i>оксидационо средство (оксиданс)</i>	дозволен дејство, изведување леќа во дурбин или микроскоп, која е свртена кон окото супстанција која може да оксидира друга супстанција, а самата да се редуцира

П

пропорционалност
 пропорционални
 величини
 пуфер

перманганометрија

поларизатор

протолит

протолитичка реакција

сразмерност

величини кои стојат во некој однос
 една спрема друга

раствор кој служи како регулатор
 на рН на средината

волуметриска метода во која како стандарден раствор
 се користи калиум перманганат $KMnO_4$

дел од поларизациониот апарат кој дава
 поларизирана светлина

супстанција која учествува во протолитичка реакција
 реакција при која доаѓа до размена на протони

Р

ротација

рефракција

роданидометрија

вртење

прекршување на светлина

волуметриска метода во која стандарден раствор е
 калиум роданид $KCNS$ или амониум роданид NH_4CNS

С

седиментација

стандарден раствор

сублимат $HgCl_2$

спектрофотометрија

таложeње

раствор со позната концентрација

најотровно соединение на живата

инструментална метода која се темели на меѓусебна
 интеракција на молекулите, атомите или јоните
 на супстанциите и енергијата на електромагнетното
 зрачење (светлината)

Т

титрација

Тиндалов ефект

транспаренција

постапка на определување маса или концентрација

на супстанција со мерење волумен на раствор

ресејување на светлина низ колоидни раствори

дел од влезната светлина која останала неапсорбирана
 од супстанцијата

Х

хидролиза

хомогени

хетерогени

хирален

хемиска анализа

хидратација

разложување на супстанци под дејство на вода

истородни

разнородни

асиметричен (јаглероден атом кој за сите четири

валенции е сврзан за различни атоми или атомски групи)

збир од постапки и методи со која се утврдуваат својства

или карактеристики на супстанцијата

процес на сврзување на молекули од вода со честички на
 некоја супстанција

■ Користена литература

1. Georgi R.Čopin, Bernard Džafi: Hemija, nauka o materiji, energiji i promenama, Vuk Karadžić, Beograd, 1972
2. Rikovski I., Đamic M., Rajković., *Praktikum iz analitičke hemije*, III imenjeno i dopunjeno izdanje, Građevinska knjiga, Beograd, 1997
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. Мишковиќ Ј, Т. Аст: Инструменталне методе хемијске анализе, Технолошко – металуршки факултет Универзитета у Београду, Београд 1987
7. Д-р Саво Цветковиќ, Д-р Димче Тошев: Хемија за I клас средно образование, Просветно дело, Скопје 1986
8. Вељановски А. Инструментални методи, Александар&Александра, Скопје 1994.
9. Robinson J. W., Frame Eileen S. M. Undergraduate instrumental analysis, Sixth Edition, Marcel Dekker, 2005
10. Rouessac F., Rouessac A. Chemical Analysis, Modern Instrumentation Methods and Techniques, Second Edition, John Wiley&Sons Ltd, 2007
11. Тодоровски Т., Василева Љ., Тороманова В.. Квантитативна аналитичка хемија, III изменето и дополнето издание, Просветно дело, Скопје, 1991

Содржина

1. Вовед.....	4
1.1. Поделба и значење на аналитичката хемија.....	4
Основачи на аналитичката хемија како наука.....	4
Примена на аналитичката хемија.....	5
1.2. Аналитичка хемиска лабораторија.....	6
Хемикалии со кои се работи во аналитичка лабораторија.....	6
За сигурносна и безопасна работа во аналитичката лабораторија.....	7
1.3. Лабораториски прибор.....	8
1.4. Методи во аналитичката хемија.....	10
Поделба на методите.....	10
Поделба според начинот на изведување.....	10
Поделба според количество супстанција.....	10
1.5. Подготовка на примерок и земање проба за анализа.....	11
Земање проба за анализа.....	11
Прашања и задачи за повторување.....	13
2. Квалитативна анализа.....	15
2.1. Видови реакции во квалитативната анализа.....	15
2.2. Реагенси што се користат во квалитативна анализа.....	16
2.3. Комплексни соединенија.....	17
Прашања и задачи за повторување.....	19
2.4. Квалитативна анализа на катјони.....	20
Поделба на катјони на аналитички групи.....	20
2.5. Катјони од прва аналитичка група.....	21
Прашања и задачи за повторување.....	23
2.6. Катјони од втора аналитичка група.....	24
Прашања и задачи за повторување.....	28
2.7. Катјони од трета аналитичка група.....	29
Прашања и задачи за повторување.....	32

2.8. Катјони од четврта аналитичка група.....	33
Прашања и задачи за повторување.....	37
2.9. Катјони од петта аналитичка група.....	37
Прашања и задачи за повторување.....	41
2.10. Катјони од шеста аналитичка група.....	41
Прашања и задачи за повторување.....	44
2.11. Квалитативна анализа на анјони.....	45
Поделба на анјоните.....	45
2.12. Анјони од прва група.....	46
2.13. Анјони од втора група.....	48
2.14. Анјони од трета група.....	51
Прашања и задачи за повторување.....	53
3. Квантитативна анализа.....	55
3.1. Дисперзни системи.....	55
Прашања и задачи за повторување.....	57
3.2. Раствори.....	58
Прашања и задачи за повторување.....	60
3.3. Состав на раствори.....	61
Удел на супстанција во раствор.....	61
Концентрација на растворена супстанција во раствор.....	62
Количинска концентрација.....	62
Масена концентрација.....	63
Разредување и мешање на раствори.....	66
Разредување на раствори.....	66
Мешање на раствори.....	67
3.4. Хемиска рамнотежа и константа на хемиска рамнотежа.....	70
Прашања и задачи за повторување.....	72
3.5. Електролитна дисоцијација.....	72
Како настанува електролитна дисоцијација.....	73
Што треба да знаеш за електролитната дисоцијација.....	74
3.6. Степен на електролитна дисоцијација.....	75
Прашања изадачи за повторување.....	77

3.7. Константа на дисоцијација на слаби електролити.....	78
3.8. Јонски реакции.....	79
Прашања изадачи за повторување.....	81
3.9. Јонски производ на водата.....	82
3.10. Водороден показател.....	84
Прашања и задачи за повторување.....	86
3.11. Индикатори.....	87
3.12. Хидролиза на соли.....	89
3.13. Пуферни раствори.....	90
3.14. Производ на растворливост.....	92
Прашања и задачи за повторување.....	93
3.15. Основи на квантитативните определувања.....	94
Методи во квантитативната анализа.....	94
Гравиметриски методи.....	94
Волуметриски методи.....	95
Прашања и задачи за повторување.....	97
3.16. Стандардни раствори.....	97
Приготвување на стандардни раствори.....	98
Прашања и задачи за повторување.....	100
3.17. Пресметување во волуметрија.....	100
Пресметување маса на испитувана супстанција.....	101
Пресметување концентрација на стандарден раствор.....	101
3.18. Методи во волуметрија.....	102
3.19. Методи на неутрализација.....	103
3.19.1.Ацидиметрија.....	105
Подготвување на стандарден раствор од хлороводородна киселина.....	105
Подготвување на стандарден раствор од натриум карбонат.....	107
Ацидиметриско определување маса на NaOH.....	107
3.19.2.Алкалиметрија.....	108
Приготвување на стандарден раствор од натриум хидроксид.....	108
Алкалиметриско определување маса на CH ₃ COOH.....	110
Прашања и задачи за повторување.....	111
3.20. Оксидационо – редукциони методи.....	111
Перманганометрија.....	112

Подготвување на стандарден раствор од калиум перманганат.....	113
Перманганометриско определување на Fe^{2+} јони.....	114
Јодометрија.....	115
Подготвување на стандарден раствор од натриум тиосулфат.....	116
Јодометриско определување на Cu^{2+} јони.....	117
Прашања и задачи за повторување.....	119
3.21. Таложни волуметриски методи.....	119
Подготвување на стандарден раствор од сребро нитрат.....	120
Аргентометриско определување на хлориди по метода на Мор.....	121
Определување на хлориди по метода на Волард.....	122
Прашања и задачи за повторување.....	123
3.22. Комплексометриски методи.....	123
3.23. Примена на квантитативни методи- определување тврдина....
на водата.....	125
Определување на карбонатната тврдина.....	126
Подготвување на раствор од комплексон III.....	128
Определување на вкупната тврдина на водата.....	128
Прашања и задачи за повторување.....	129
3.24. Физичко – хемиски методи (инструментална анализа).....	130
Полариметрија.....	131
Колориметрија.....	134
Рефрактометрија.....	136
Спектрофотометрија.....	138
Пламенфотометрија.....	140
pH – метрија.....	142
Прашања и задачи за повторување.....	144
Прилози.....	145
Подготвување на некои карактеристични реагенси.....	146
Формули што се применуваат.....	147
Табели.....	148
Речник на помалку познати изрази.....	149
Користена литература.....	152