



МИРЈАНА С. ЈАНКУЛОВСКА

АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

за II година

ЗДРАВСТВЕНА СТРУКА
медицински техничар
фармацевтски техничар
лабораториско-санитарен техничар

МИРЈАНА С. ЈАНКУЛОВСКА

**АНАЛИТИЧКА
ХЕМИЈА**

за II година

ЗДРАВСТВЕНА СТРУКА
медицински техничар
фармацевтски техничар
лабораториско-санитарен техничар

АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА

за II година

ЗДРАВСТВЕНА СТРУКА медицински техничар фармацевтски техничар
лабораториско-санитарен техничар

Автор:

Мирјана С. Јанкуловска

Рецензенти:

Виолета Иванова-Петропулос

Валентина Јовева

Неше Салих

Илустратор:

Мирјана С. Јанкуловска

Лектор:

Бисерка Токовска-Стевчевска

Стручна редакција:

Неше Салих

Уредници:

Елена Стефановска

Тамара Јовановиќ Нешовска

Графичко и техничко уредување:

Владанка Колева,

Евгенија Павлова – АРС СТУДИО

Место и година на издавање: Скопје, 2022

Издавач:

Министерство за образование и наука на Република Северна македонија, ул. „Св. Кирил и Методиј“ бр. 54, 1000 Скопје. Со одлука за одобрување на учебникот по предметот Аналитичка хемија за II година СТРУКА/СЕКТОР: ЗДРАВСТВЕНА/ЗДРАВСТВО И СОЦИЈАЛНА ЗАШТИТА Образовни профили/квалификации: Медицинско-лабораториски, санитарен техничар, фармацевтски техничар, средно стручно четиригодишно образование бр. 26-1113/1 од 14.9.2022 година, донесена од Националната комисија за учебници.

ЦИП каталогизација во публикација на Народната и универзитетска библиотека
„Св. Климент Охридски“ - Скопје

ПРЕДГОВОР

Учебников е наменет за учениците од средно стручно образование, здравствена струка за образовен профил медицински, лабораториско-санитарен и фармацевтски техничар, кои во втора година го изучуваат предметот **Аналитичка хемија**. Содржините на учебников се во согласност со наставната програма за модуларно дизајнирана аналитичка хемија. Преку него учениците ќе се запознаат со основните поими од аналитичката хемија и ќе стекнат знаење кое подоцна ќе им биде од голема помош при изучување и разбирање на сродните научни дисциплини.

Во учебников се опфатени три модуларни единици: цел, поделба и значење на аналитичката хемија, квалитативна анализа и квантитативна хемиска анализа.

Преку содржините дадени во првата модуларна единица учениците ќе се запознаат со основните поими од аналитичката хемија, нејзиниот развој како наука, поделбата на аналитичката хемија, како и нејзиното значење и придонес во науката и практиката. Во првата модуларна единица се опишани основните карактеристи и дизајнот на аналитичката хемиска лабораторија, правилата, приборот, хемикалиите кои се користат, како и основните аналитички постапки за земање и подготовка на примерок за анализа. Опишан е и начинот на правилно користење на приборот во лабораторија, како и потребата од примена на правилата за внимателно ракување со реагенсите.

Втората модуларна единица содржи опис на начинот на изведување на хемиски реакции во квалитативна хемиска анализа. Дадена е поделба на катјоните и анјоните по аналитички групи, како и критериумите за нивна поделба. Преку бројни примери е објаснет начинот на изведување на хемиски реакции по сув и воден пат кои се основа на квалитативната анализа. Дадени се голем број на формули и имиња на соединенија кои ќе им овозможат на учениците полесно разбирање и користење на хемиската номенклатура која е основа на сите хемиски дисциплини.

Основите на квантитативната хемиска анализа и начинот на изведување со помош на класични и инструментални методи на анализа се дадени во третата модуларна единица. Преку содржините од оваа модуларна единица учениците ќе може да ги разберат и разликуваат методите кои се користат во аналитичката хемија. За таа цел детално се опишани и објаснети чекорите кои се неопходни за избор на метода за анализа, планирање, изведување на анализата, како и толкување на добиените резултати. Исто така, детално е објаснет начинот на кој се прават пресметки поврзани со квантитативниот состав на растворите. Во делот инструментални методи на анализа со помош на конкретни примери на анализа се објаснети основните принципи на работа на дел од инструментите што се користат во квантитативната анализа.

Основните поими, теоретските основи, законитостите и експериментите опфатени со овој учебник се презентирани на начин што е соодветен за возраста на учениците. Текстот е збогатен со голем број на слики, цртежи, шеми и табели со чија помош полесно ќе се совладаат предложените содржини. Дадени се голем број на решени задачи со објаснување на постапката на решавање. Преку прашањата и задачите кои се застапени низ текстот и на крајот од секоја тема, учениците се поттикнуваат да размислуваат критички и самостојно да решаваат проблеми.

На крајот од учебникот е даден азбучникот ќе им помогне на учениците лесно да најдат на која страна во учебникот е воведен и објаснет одреден поим.

Авторот

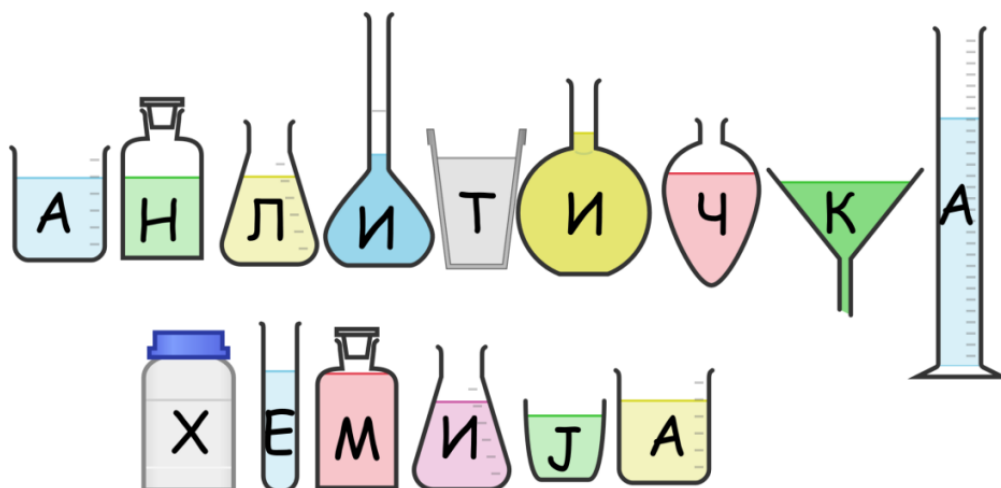
СОДРЖИНА

1. АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА – ЦЕЛ, ПОДЕЛБА И ЗНАЧЕЊЕ	1
1.1. Вовед во аналитичка хемија	1
1.2. Поделба на аналитичката хемија	1
1.3. Примена на аналитичката хемија	4
1.4. Аналитичка хемиска лабораторија.....	5
1.4.1. Основни карактеристики.....	5
1.4.2. Прибор и постапки во хемиска лабораторија	6
1.5. Хемикалии во аналитичка лабораторија	13
1.6. Методи во аналитичката хемија	14
1.7. Подготовка на примерок за анализа.....	17
2. КВАЛИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА	22
2.1. Видови реакции во квалитативната анализа	22
2.1.1. Видови реагенси.....	22
2.1.2. Реакции по сув пат	24
2.1.3. Реакции по воден пат	24
2.1.4. Јонски реакции	29
2.1.5. Комплексни соединенија во квалитативната анализа	28
2.2. Квалитативна анализа на катјони	34
2.2.1. Поделба на катјони	34
2.2.2. Реакции на катјоните од прва аналитичка група	35
2.2.3. Реакции на катјоните од втора аналитичка група.....	39
2.2.4. Реакции на катјоните од трета аналитичка група	44
2.2.5. Реакции на катјоните од четврта аналитичка група	49
2.2.6. Реакции на катјоните од петта аналитичка група	53
2.2.7. Реакции на катјоните од шеста аналитичка група	56
2.3. Квалитативна анализа на ањјони	61
2.3.1. Поделба на ањјони.....	61
2.3.2. Реакции на ањјоните од прва аналитичка група	62
2.3.3. Реакции на ањјоните од втора аналитичка група	66
2.3.4. Реакции на ањјоните од трета аналитичка група.....	69
2.4. Загадување на животната средина и примена на јоните и нивните соединенија.....	71
3. КВАНТИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА.....	76
3.1. Раствори	76
3.1.1. Поим за раствор	76

3.1.2. Изразување на составот на раствори	82
3.1.3. Разредување и мешање раствори	89
3.2. Раствори од електролити.....	98
3.2.1. Електролити и степен на електролитна дисоцијација	98
3.2.2. Константа на дисоцијација на слаби електролити.....	103
3.2.3. Јонски производ на вода.....	107
3.2.4. Водороден показател	109
3.2.5. Индикатори.....	111
3.2.6. Хидролиза на соли	112
3.2.7. Пуфери	116
3.2.8. Производ на растворливост	118
3.3. Основи на квантитативната анализа	126
3.3.1. Гравиметрија – основни принципи	126
3.3.2. Волуметрија – принципи и методи	129
3.3.3. Инструментални методи на анализа	162
3.3.3.1. Колориметрија и спектрофотометрија - основни принципи....	162
3.3.3.2. Пламенфотометрија	169
3.3.3.3. Полариметрија.....	171
3.3.3.4. Рефрактометрија.....	173
3.3.3.5. рН-метрија.....	175
4. ТЕСТОВИ ЗА ПРОВЕРКА НА ЗНАЕЊЕТО.....	184
5. АЗБУЧНИК.....	194
6. КОРИСТЕНА ЛИТЕРАТУРА.....	198

АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА – ЦЕЛ, ПОДЕЛБА И ЗНАЧЕЊЕ

Вовед во аналитичката хемија
Поделба на аналитичката хемија
Примена на аналитичката хемија
Аналитичка хемиска лабораторија
 Основни карактеристики на хемиската лабораторија
 Прибор и операции во хемиската лабораторија
Хемикалии во аналитичка лабораторија
Методи во аналитичка хемија
Подготовка на примерок за анализа



Аналитичката хемија е експериментална наука со која се определува квалитативниот и квантитативниот состав на примероците. Од почетокот на деветнаесеттиот век па наваму, аналитичката хемија еволуирала од вештина во наука чии методи се користат во сите полиња на природните науки, во медицината, фармацијата, индустријата, земјоделските науки, некои општествени науки и др. Многу хемичари, биохемичари и медицински хемичари посветуваат значаен дел од своето време во аналитички хемиски лаборатории собирајќи квалитативни и квантитативни информации за системите што ги анализираат. На пример, физиолозите ја проучуваат улогата на некои катјони и анјони при пренесувањето на нервните сигнали, мускулните контракции и олабавување, преку мерење на количеството на овие јони во телесните течности.

1. АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА – ЦЕЛ, ПОДЕЛБА И ЗНАЧЕЊЕ

1.1. Вовед во аналитичка хемија

Кога треба да се даде вовед во аналитичка хемија се започнува со едноставно прашање: Што е аналитичка хемија? Прашањето е едноставно, но тешко е да се даде едноставен одговор бидејќи станува збор за широка научна дисциплина. Аналитичката хемија е област од хемијата која се занимава со опишување на составот на материјата квалитативно (Дали има натриум во пробата?) и квантитативно (Колку има натриум во пробата?), односно со определување што е материја и колку има од неа. Поради тоа, таа е едно од најпопуларните полиња на работа.

Аналитичката хемија користи различни методи и инструменти за раздвојување, идентификација и квантитативно определување на супстанците. Нејзина цел не е само изведување рутински анализи, туку и подобрување на веќе воспоставените аналитички методи, како и развивање на нови аналитички методи.

Методите што се применуваат во аналитичката хемија придонесле во голема мера за развојот на сите области од хемијата. Таа е тесно поврзана со многу научни дисциплини. Во медицината, аналитичката хемија им помага на докторите да дијагностицираат некоја болест и да го следат процесот на оздравување на пациентот. Во индустријата се користи за определување на квалитетот на суровините и готовите производи, како и за следење на целиот производствен процес. Мониторингот на животната средина не е можен без аналитичка хемија. Исто така квалитетот на храната и пијалаците се определува и се следи со примена на повеќе различни аналитички методи. Накратко може да се каже дека аналитичката хемија е неопходна алатка која се користи во сите области на науката и индустријата.

Кога ќе стигнеш на крајот од овој учебник ќе имаш појасна претстава за аналитичката хемија и можеби ќе можеш да дадеш одговор на прашањето што е аналитичка хемија, и тогаш сигурно ќе знаеш дека одговорот не е едноставен.



Аналитичката хемија е област од хемијата која се занимава со квалитативно и квантитативно опишување на составот на материјата.

1.2. Поделба на аналитичката хемија

Во зависност од тоа дали се определува идентитетот на испитуваниот примерок или неговото количество, аналитичката хемија е поделена на **квалитативна** и **квантитативна** аналитичка хемија. Квалитативната аналитичка хемија се занимава со определување на составните делови (компоненти) на испитуваниот примерок, додека пак со квантитативната аналитичка хемија се определува количеството на секој составен дел. Со други зборови кажано, квалитативната анализа дава одговор на прашањето: кои се составните делови на некој примерок, а квантитативната анализа го определува нивното количество. Една комплетна хемиска анализа ги вклучува и квалитативната и квантитативната анализа.



Слика 1.1 Шематски приказ на поделбата на аналитичката хемија

Примерок или проба е материја чиј состав се анализира. Како пример може да се наведе вода од река, почва, парче од животинско ткиво, крв, урина и др. **Аналит** е составен дел од примерокот, а неговиот состав се определува со методите на аналитичката хемија. На пример, доколку се определува олово во вода, водата е примерок, оловото е аналит. Друг пример е определување на железо во крв, крвта е примерок, железото е аналит. Понатаму во учебников има многу конкретни примери за примерок и аналит.

Аналитичката хемија не е ограничена само на анализа на неоргански примероци. Таа исто така се применува за квалитативна и квантитативна анализа на примероци од органско потекло. Некои примери се елементарна анализа на новосинтетизирани органски соединенија, испитување на присуството на допинг-супстанции во урината на спортисти, определување на содржината на алкохол во крв, определување на количеството на глукоза во крв и др. Во овој учебник се изучуваат методите на неорганската аналитичка хемија.

▶ Развој на аналитичката хемија како наука



Слика 1.2 Бојл

Почетоците на аналитичката хемија како наука се поврзани со работата на Роберт Бојл (Robert Boyle, 1627 – 1691) кој за првпат го вовел терминот аналитичар во 1661 година кога ја објавил книгата *Скептичен хемичар* во која се обидел да воведо научни идеи и ги поставил основите на хемијата што ние денес ја познаваме. Бојл се нарекува татко на хемијата.

Во седумнаесеттиот век Фридрих Хофман (Friedrich Hoffmann, 1660 – 1742) ја основал гравиметриската анализа. Подоцна Берцелиус (Joens Jakob Berzelius, 1779 – 1848) го вовел поимот за стехиометрија, додека пак Торбен Бергман (Torben Bergman, 1735 – 1784) ги воспоставил основите на квалитативната и квантитативната анализа.



Слика 1.3 Лавоазје

Лавоазје (Antoine Lavoisier, 1743 – 1794), со помош на аналитичка вага, го докажал законот за запазување на масата, поради што бил наречен татко на квантитативната анализа. Пристли (Joseph Priestley, 1733-1804), Кевендиш (Henry Cavendish, 1731-1810), Лавоазје и Шеле (Carl Wilhelm Scheele, 1742-1786) во осумнаесеттиот век и Бунзен (Robert Wilhelm Eberhard Bunsen, 1811-1899) во деветнаесеттиот век се познати по тоа што вовеле многу значајни аналитички техники.

Титриметриските методи се применувале уште од 1874 година. Во тоа време како индикатори биле користени природни бои.



Слика 1.4 Геј-Лисак

Геј-Лисак (Louis-Joseph Gay-Lussac, 1778 – 1850) развил титриметриски метод за определување на сребро со точност од 0,05 %. Главниот напредок на титриметриските методи во дваесеттиот век се смета откривањето на комплексометриските методи.

Талбот (William Henry Fox Talbot, 1800 – 1877), Кирхоф (Gustav Robert Kirchhoff, 1824 – 1887) и Бунзен ја изучувале емисијата на светлина од некои хемиски елементи и ја вовеле спектроскопијата која претставува многу значајна алатка во аналитичката хемија. Таа се смета за првиот инструментален метод.

Во 1834 година Фарадеј (Michael Faraday, 1791 – 1867) ги вовел поимите за електрода, анода, катода, анјон и катјон.

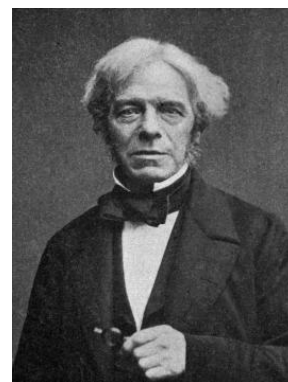
Нернст (Walther Nernst, 1864 – 1941) во 1891 година ја објавил равенката што е позната како Нернстова равенка и претставува основа за потенциометрија, потенциометриски титрации и други електрохемиски методи. Поради неговите откритија Нернст се смета за татко на модерната електроаналитичка хемија.

Оствалд (Wilhelm Ostwald, 1853 – 1932) во 1894 година објавил многу важен текст за научната основа на аналитичката хемија, со што ја признал улогата на аналитичката хемија во развојот на хемијата како наука.

Колтхов (Izaak Maurits Kolthoff, 1894 – 1993) се смета за основач на модерната аналитичка хемија затоа што меѓу другото значително го подобрил начинот на кој научниците ги раздвојувале, идентификувале и го определувале количеството на хемиските супстанции.

Повеќето значајни откритија во аналитичката хемија се случиле после 1900 година.

Со текот на времето, во аналитичката хемија доминантни станале инструменталните методи на анализа.



Слика 1.5 Фарадеј



Слика 1.6 Колтхов

1.3. Примена на аналитичката хемија

Аналитичката хемија има значаен придонес во развојот на многу научни дисциплини. Во многу истражувачки области на хемија, биохемија, биологија, геологија, физика, медицина, екологија и други науки, аналитичките мерења играат важна улога. Секојдневно се прават огромен број анализи на различни примероци. За илустрација се наведени само неколку примери:

- определување на концентрацијата на кислород и јаглерод диоксид во примероци од крв. Резултатите од овие анализи потоа се користат за дијагноза и третирање на болести;
- квантитативна анализа на глукоза и сахароза;
- квантитативна анализа на калциум во серум, со цел следење на функцијата на паратиroidната жлезда;
- квалитативно и квантитативно определување на метали во вода и почва;
- определување на концентрацијата на киселини и бази;
- анализа на минерална и водоводна вода;
- квалитативна и квантитативна анализа на масти и масла.

Од овие примери може да се види дека хемиските анализи имаат интердисциплинарен карактер и дека аналитичката хемија е неопходна алатка со која се служат многу научни области и индустриски гранки. Има и многу други примери кои ја покажуваат поврзаноста на аналитичката хемија со другите науки.



Слика 1.7 Поврзаноста на аналитичката хемија со другите науки



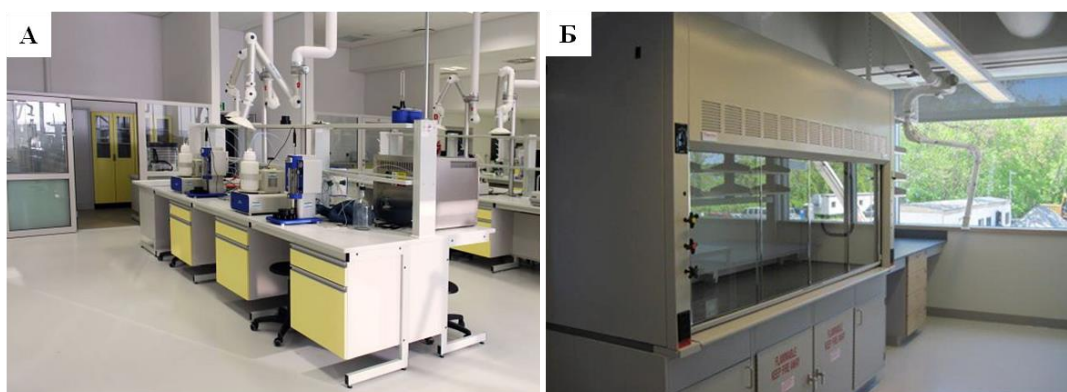
Аналитичката хемија е експериментална наука чии методи се користат во сите полиња на природните науки, во медицината, индустријата и во некои општествени науки.

1.4. Аналитичка хемиска лабораторија

1.4.1. Основни карактеристики

Аналитичка хемиска лабораторија е специјално опремена просторија во која се реализира квалитативна и квантитативна анализа на различни примероци (слика 1.8, А). Лабораторијата треба да е пространа, добро осветлена и со соодветен систем за вентилација. Површината на масите кои се користат во лабораторијата треба да биде отпорна на хемикалии. Лесно испарливи, запалливи и корозивни хемикалии се чуваат во шкафови кои се специјално дизајнирани за вакви супстанции. На масите има довод на струја и гас, како и довод и одвод на вода. На краевите на масите има корпи за отпадоци.

Основните лабораториски операции, како што се подготвување раствори, декантација, филтрирање, изведување хемиски реакции, и др. се изведуваат на работните места на масите. Доколку супстанцата со која се ракува или пак продуктите на некоја хемиска реакција се испарливи, како и при ракување со отровни и корозивни хемикалии, тогаш се работи во специјално дизајнирана витрина снабдена со вентилација која се нарекува **дигестор** (слика 1.8, Б). Во дигесторот исто така се чуваат шишињата со лесно испарливи реагенси со кои секојдневно се работи.



Слика 1.8 Аналитичка хемиска лабораторија (А) и дигестор (Б)

▶ Правила за работа во аналитичка хемиска лабораторија

За успешно реализирање на експерименталната работа и што е уште поважно, за да се избегнат незгоди при работата, неопходно е да се следат основните правила за работа во лабораторија.

При работа во аналитичка хемиска лабораторија:

- задолжително е носење заштитна опрема (мантил, очила и ракавици);
- треба да се носи удобна облека и обувки;
- не е дозволено внесување храна и пијалаци;
- пред почетокот со експериментот треба да се направи план за работа и да се подготви основниот лабораториски прибор што е потребен за работа;
- треба да се следи детално постапката на работа;

- не треба одеднаш да се употреби целото количество на испитуваната супстанца, се остава еден дел за проверка на резултатите доколку има потреба;
- на работната маса се става само потребниот прибор за експериментот што се изведува, заедничките хемикалии не се чуваат на работното место;
- експериментите се изведуваат во дигестор доколку се работи со испарливи, корозивни и токсични супстанции;
- во случај на истурање на хемикалии или доколку се скрши дел од приборот за работа, треба да се побара помош од одговорното лице;
- треба многу внимателно да се ракува со испарливи, корозивни и токсични хемикалии;
- отпадните хемикалии се истураат во шише за отпадоци, на кое има ознака во зависност од типот на хемикалиите;
- приборот треба да се измие по употребата и да се остави да се суши;
- работното место и заедничкиот простор во лабораторијата треба да се остават чисти пред да се напушти лабораторијата;
- секој експеримент треба да се евидентира во лабораторискиот дневник и да се запишат резултатите од набљудувањето и мерењето.

1.4.2. Прибор и постапки во хемиска лабораторија

Приборот што се користи во аналитичка хемиска лабораторија најчесто е изработен од стакло, порцелан и пластика. Исто така има и помошен прибор изработен од метал, дрво или некој огноотпорен материјал каков што е азбестот.

Во аналитичка хемиска лабораторија се користат многу различни постапки за кои се потребни различен прибор и инструменти. Нивната функција и намена се опишуваат заедно со аналитичкиот метод за кој се користат. Основни постапки кои се користат, не само во текот на анализата туку и при подготовката на примероците за анализа се:

- мерење маса;
- сушење;
- мерење волумен;
- загревање;
- центрифугирање;
- декантација;
- филтрација.

► Мерење маса

Мерењето маса (вагање) во аналитичка хемиска лабораторија се врши со помош на **електронска аналитичка вага** со еден тас. Во зависност од капацитетот и прецизноста на вагите тие се поделени во три групи:

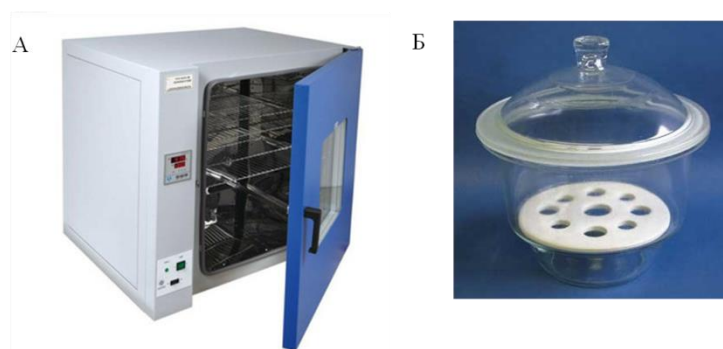
- *макроаналитички ваги* – имаат максимален капацитет од 160 до 200 g и прецизност од $\pm 0,1$ mg;

- *семимикро ваги* – имаат максимален капацитет од 10 до 30 g и прецизност од $\pm 0,01\text{mg}$;
- *микроаналитички ваги* – имаат капацитет од 1 до 3 g и прецизност од $\pm 0,001\text{ mg}$.

За вагање се користат **мерни сатчиња** со поклопка изработени од стакло. На ваков начин примерокот е заштитен од надворешни влијанија. Мерното сатче со примерокот се става на тасот од вагата и се мери, при што се забележува неговата маса. Откако ќе се испразни сатчето, повторно се мери неговата маса. Масата на примерокот се наоѓа како разлика од овие две вредности.

Сушење

Многу цврсти супстанции апсорбираат влага од атмосферата, при што се менува нивната маса. Ваквото влијание од атмосферата врз резултатите од мерењето може да се избегне со сушење на примерокот. Сушењето во **лабораториска сушилица** е најчесто употребуван начин за отстранување на влагата од цврстите супстанции (слика 1.9, А). Исушените супстанции се чуваат во стаклен сад со капак кој се нарекува **ексикатор**. Ексикаторот (слика 1.9, Б) е составен од два дела. Во долниот дел се става супстанца која лесно апсорбира вода. Примери за вакви супстанции се безводен калциум сулфат, магнезиум перхлорат, фосфор(V) оксид и др. Супстанцата за сушење е одделена од останатиот дел од ексикаторот со помош на стаклена или порцеланска решетка. На горниот дел ексикаторот има шлифована површина врз која се става капакот. Оваа површина се подмачкува со маст. Затворањето и отворањето на ексикаторот се прави така што капакот се лизга по површината, тој не треба да се подигнува.

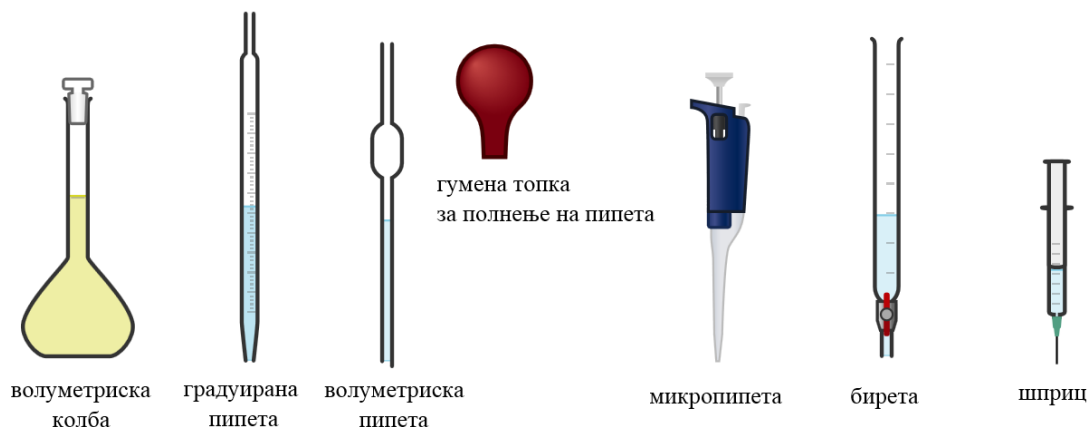


Слика 1.9 Уреди за сушење – лабораториска сушилица (А) и ексикатор (Б)

Мерење волумен

При мерење на волуменот во аналитичката хемија треба да се има предвид дека волуменот на супстанците зависи од температурата. Доколку се работи со загреани раствори треба да се почека тие да се изладат за да им се измери волуменот. Волуметрските садови се направени од стакло кое има мал коефициент на ширење. Најчесто сатовите се направени од борсиликатно стакло (Pyrex), тие се инертни, освен на многу силни бази и со нив може да се работи на висока температура.

Постојат и волуметриски садови изработени од пластика кои се користат во случај кога се работи со хемикалии што се корозивни за стаклото, како што е флуороводородната киселина. Пластичните садови се направени од различни полимери (полиетилен, тефлон, политетрафлуороетилен, полипропилен, поливинил хлорид и др.). Видот на употребениот прибор за мерење на волумен зависи од потребната точност при мерењето. Прецизно мерење на волумен се врши со пипета, волуметриска колба и бирета. Во некои случаи се користат и шприцеви (слика 1.10).



Слика 1.10 Прибор за прецизно мерење волумен

Со помош на **пипета** се префрла определен волумен на течност од еден сад во друг. Постојат неколку видови на пипети, како што се: волуметриски пипети, градуирани пипети и микропипети. Со *волуметриските пипети* се пренесува само точно определен волумен од растворот. Овие пипети уште се нарекуваат мешести пипети. *Градуирани пипети* се употребуваат за пренесување на различни волумени. За многу мал волумен од неколку микролитри се употребуваат *микропипети* или *шприцеви*.

Пипетите се полнат со вшмукување на растворот. За таа цел на горниот крај од пипетата се става гумена топка. Откако ќе се наполни пипетата, топката се заменува со показалецот и постепено се испушта од растворот додека не се добие потребниот волумен. Мал дел од течноста останува на врвот од пипетата и тој волумен не треба да се отстранува со дување во пипетата.



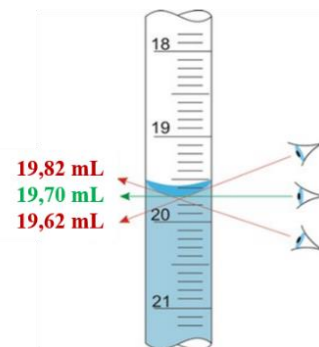
Никогаш не се пипетира со уста, затоа што може да дојде до голтање на дел од растворот, а повеќето раствори се корозивни или отровни.

Волуметриските колби се користат за подготвување и за разредување раствори. Тие се познати и како одмерни колби или тиквички. Волуметриска колба е стаклен сад со рамно дно и тесен долг завршеток нагоре (врат) на кој се става стаклен или пластичен затворац (тапа). На вратот има ознака во вид на линија до која се полни колбата. Оваа ознака се нарекува уште и марка. Површината на течноста кога се наоѓа во стаклена цефка е закривена, т.е се формира *менискус* (закривена површина на течност што се формира кога течноста е во контакт со воздух). Волуметриската колба е правилно наполнета кога долниот дел од меникусот лежи на ознаката. За да се види убаво положбата на

менискусот, волуметриската колба се подига во висина на очите. Капацитетот на волуметриските колби може да биде од 5 mL до 5 L. Кога ќе се наполни до марката, волуметриската колба го содржи означениот волумен само доколку температурата изнесува 20 °C. При подготвување на раствори, дополнувањето на колбата до ознаката се врши со помош на капалка.

Биретата е калибрирана цевка која што на долниот дел има славина преку која се испушта растворот со кој е наполнета. Славината може да биде стаклена или тefлонска. Доколку славината е стаклена треба да се премачка со парафин за да се обезбеди контакт кој нема да пропушта од растворот и ќе може лесно да се движи. По секоја употреба на биретата, славината треба убаво да се измие.

Биретите се користат во квантитативната аналитичка хемија за волуметриски анализи. Исто како и кај волуметриските колби, отчитувањето на волуменот се врши на таков начин што се забележува нивото на долниот дел од менискусот. Очите на аналитичарот што го отчитува волуменот треба да се во рамна линија со положбата на менискусот (слика 1.11). Доколку очите се повисоко од менискусот, отчитаниот волумен ќе биде помал, и обратно доколку менискусот се гледа одоздола, вредноста на волуменот ќе биде поголема.



Слика 1.11 Отчитување на волумен од бирета



При работа со волуметриските садови за прецизно мерење на волумен треба да се има предвид дека сатовите мора да бидат убаво исчистени, затоа што присуството на маснотии го спречува правилното полнење и рамномерното истекување на растворот и на сидовите од садот може да останат капки. Волуменот се определува така што волуметрскиот сад се поставува во висина на очите.



Лабораториски чаши и мензури се многу често користени за приближно мерење на волумен во хемиска лабораторија.

Загревање

За загревање, концентрирање и испарување на раствори во аналитичка хемиска лабораторија се користат грејна плоча, Бунзенов пламеник, шпиртна ламба и водена бања.



грејна плоча

Бунзенов пламеник

шпиртна ламба

водена бања

Слика 1.12 Уреди за загревање

- *Грејна плоча* – чашата со растворот може да се стави директно на плочата или преку азбестна мрежа.
- *Бунзенов пламеник* – се користи за директно загревање на епрувети. Епруветата се држи со помош на дрвена штипка. За да не дојде до кршење на епруветата, таа треба да е сува однадвор. Отворот на епруветата не смее да биде насочен кон лицето што го врши загревањето или некое друго лице во хемиската лабораторија;
- *Шпиртна ламба* – се користи за загревање на помала количина на раствор.
- *Водена бања* – претставува метален сад со електрични грејачи. Се користи за загревање на пониски температури. Обично се користи за загревање раствори при хемиските реакции на таложење или пак за растворање цврсти супстанции кои потешко се раствораат на собна температура.

▶ Центрифугирање

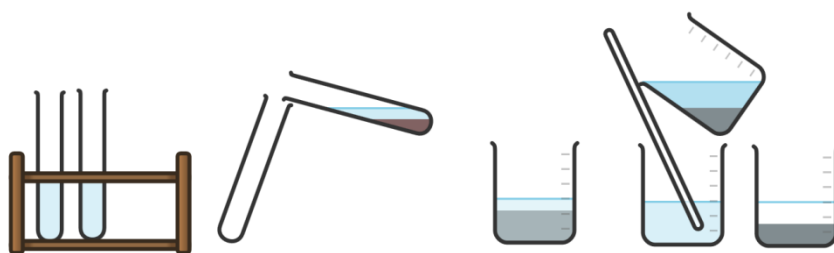
Центрифугирање е постапка со која се врши одделување на талогот од растворот. Оваа постапка најчесто се користи во квалитативната анализа кога се изведуваат хемиски реакции за докажување на катјони и анјони. Доколку по центрифугирањето талогот и растворот не се раздвоени убаво, постапката се повторува. Епруветите се поставуваат во лежиштата од центрифугата едни спроти други за да има рамнотежа. Доколку се центрифугира само една епрувета, спроти неа треба да се постави друга епрувета која се полни со ист волумен на вода. Центрифугирањето е поефикасно ако наместо обични епрувети се користат епрувети со конусно дно кои се нарекуваат кивети.



Слика 1.13 Центрифуга

▶ Декантација

Декантацијата е постапка на одвојување на растворот од цврста супстанца (слика 1.14).

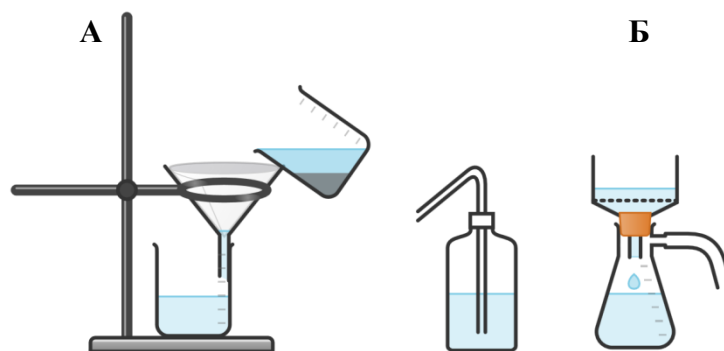


Слика 1.14 Декантација

Во квалитативната аналитичка хемија со декантација се одделуваат растворот и талогот кои понатаму се користат за изведување на карактеристични реакции на катјони и анјони. Во квантитативната анализа со декантација се одделува раствор од талог кога талогот не е потребен за понатамошна анализа. Доколку анализата се врши преку талогот, тогаш за одвојување се користи постапката филтрација.

Филтрирање

Филтрирање е постапка на одвојување на талогот од растворот (слика 1.15, А). Оваа постапка се користи кај многу класични квантитативни методи на анализа. Истовремено со одвојувањето на талогот од растворот се врши и промивање на талогот. Филтрирањето се врши со помош на филтерна хартија со различна големина на пори. Доколку талогот е образуван од многу ситни честички, филтрирањето може да е неефикасно и бавно. Во таков случај филтрирањето се изведува со вакуум со помош на порцеланска Бихнер инка (слика 1.15, Б).



Слика 1.15 Филтрирање

Дополнителен прибор во аналитичка хемиска лабораторија

Во аналитичка хемиска лабораторија многу често се користи и приборот прикажан на слика 1.16.

- *ерленмаер* – се користи за изведување титрација;
- *епрувета* – за квалитативна анализа на катјони и анјони;
- *стаклена инка* – за филтрирање;
- *Бихнер инка* – за филтрирање со вакуум;
- *порцеланска здела* – се користи за испарување на растворите;
- *порцеланско лонче* – за жарење на талозите;
- *ишице со прскалка* – за промивање на талозите и дополнување на волуметриските колби;
- *капалка* – за додавање на мала количина од реагенс;
- *порцелански триаголник* – како држач за порцеланско лонче при спалување на талог;
- *порцелански аван со толчник* – за ситнење на цврстите супстанции;
- *дрвена штипка* – за држење на епруветите при загревање;

- азбестна мрежа – како подлога при загревање во стаклена чаша;
- реагенс шише – се користи за чување на реагенси. Најчесто се користат стаклени реагенс шишиња. Пластични реагенс шишиња се користат за чување на реагенски кои се корозивни за стаклото;
- метална маша – се користи за придржување на загреани порцелански лончиња;
- држач за епрувета – се користи за држење на епрувети при загревање;
- дрвен сталак – се користи за чување на епрувети;
- spatula – за земање на мали количини на хемикалии во цврста агрегатна состојба;
- платинска игла – се користи за изведување на хемиски реакции по сув пат во кои дел од растворот или цврстата супстанца се става во Бунзенев пламен.
- пинцета – за придржување и преместување на филтерна хартија, лакмусова хартија и др.



ерленмаер



епрувета



стаклена
прачка



инка



саатно стакло



порцеланска
Бихнер инка



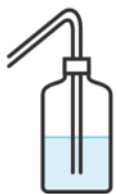
порцеланска
здела



аван со
толчник



порцеланско
лонче



шише со прскалка



реагенс шише



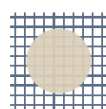
пластично
реагенс шише



капалка



порцелански
триаголник



азбестна мрежа



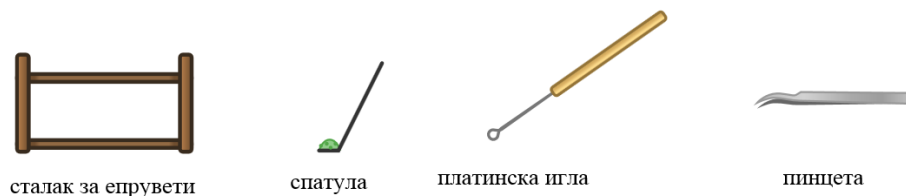
маша за лончиња



дрвена штипка



држач за епрувети



Слика 1.16 Дополнителен прибор во аналитичка хемиска лабораторија

Чистење и означување на лабораторискиот прибор

Лабораторискиот прибор се мие со вода и со детергент. Потоа се плакне со големо количество вода од чешма и на крај се користи дестилирана вода за плакнење на приборот. Приборот се остава да се исуши на работната маса. Доколку има потреба, стаклениот и порцеланскиот прибор може да се сушат во лабораториска сушилница.

Кога приборот е извалкан со масти, за негово чистење се користат бензен и ацетон или други органски растворувачи. Во случај кога стаклениот прибор не може да се измие со вода, се користи концентрирана хлороводородна киселина за миење, а понекогаш се користи и хромсулфурна киселина. Оваа киселина се добива доколку се раствори калиум дихромат во концентрирана сулфурна киселина (10 g се растворот во 250 mL). Киселината се чува во стаклено шише. Нечистите садови се полнат со хромсулфурна киселина и се оставаат неколку часа или до наредниот ден. Потоа сатовите се мијат со вода од чешма и на крај со дестилирана вода.

При анализа на даден примерок во аналитичката хемија секогаш се прават повеќе мерења. Приборот што се користи треба да биде соодветно означен за да не дојде до погрешно толкување на мерењето. Волуметриските колби, чашите и ерленмаерите имаат мала шлифувана површина на која може да се означат. Понекогаш се користат и налепници од хартија. По завршената анализа етикетите треба да се отстранат од приборот.

1.5. Хемикалии во аналитичка лабораторија

Точноста и прецизноста на добиените резултати при една хемиска анализа, во голем степен зависи од чистотата на употребените реагенси. Во зависност од намената, комерцијално се достапни реагенси со различен степен на чистота, кој се наведува на амбалажата.

- **технички реагенси** (techn) – се користат во индустрија, во лабораторија за чистење на прибор и понекогаш за квалитативна хемиска анализа. Нивната чистота не е доволна за прецизно квантитативно определување.
- **чисти реагенси** (purum) – најчесто се користат во квалитативна хемиска анализа.
- **особено чисти реагенси** (purissimum) – ги исполнуваат условите за примарни стандарди и се употребуваат во квантитативни анализи.
- **реагенси за специјални цели** (pro analysis, p.a) – се користат за инструментални анализи каде што степенот на чистота е многу важен.

На амбалажата на секоја хемикалија има етикета на која има податоци за името и формулата на хемикалијата, дадена е вредноста на моларната маса, наведен е степенот на чистота и доколку хемикалијата е во течна агрегатна состојба наведени се податоци за густината. Исто така, на амбалажата со специјални симболи се означени супстанциите кои што се експлозивни (А), запаливи (Б), оксидациски средства (В), корозивни (Г), токсични (Д) и штетни за животната средина (Ѓ) (слика 1.17).



Слика 1.17 Предупредувачки знаци за опасност

▶ Правила за ракување со хемикалии

- изборот на реагенс со определена чистота зависи од намената. Така на пример, за квалитативна анализа нема потреба да се користат хемикалии со голем степен на чистота, но за квантитативна анализа и особено кај инструментални методи на анализа се користат хемикалии со висок степен на чистота.
- земањето на реагенс зависи од неговата агрегатна состојба. Цврсти супстанции се земаат со пластична, стаклена или порцеланска лажичка. Течните супстанции се земаат со пипета, но не се пипетира директно од шишето. Се прави проценка колку количество ќе биде потребно од даден реагенс и внимателно се префрла од шишето во чаша. Од чашата потоа се зема со пипета, мензура или капалка.
- садот со реагенсот треба веднаш да се затвори откако е земено потребното количество. Посебно треба да се внимава кога хемикалијата е хигроскопна (апсорбира влага од околината), садот брзо да се затори.
- вишокот од реагенс не треба да се враќа во садот. Затоа е потребно да се направи добра проценка за потребното количество или постепено да се земаат мали порции додека не се постигне потребното количество.

1.6. Методи во аналитичката хемија

▶ Класификација на методите според видот на измерениот сигнал

Во зависност од видот на **сигналот** што се мери, методите во аналитичката хемија се поделени на:

- класични методи на анализа;
- инструментални методи на анализа.

И едните и другите се користат и за квалитативна и за квантитативна анализа.

Сигнал е физичка или хемиска промена што е пропорционална со некое својство на анализот. Оваа промена настанува како резултат на интеракција на анализот со некој реагенс, со електромагнетно зрачење, со електрична струја и др. Така на пример, при определување на квалитативниот состав со помош на класичните методи, сигнал е појава на талог, боја на талог, добивање на гас и др. Во случајот на инструментални методи кај кои се мери апсорпција на електромагнетно зрачење, апсорбанцата е сигнал кој е пропорционален со концентрацијата на анализот.

Класични методи на анализа

Во класичните методи се користат хемиски реакции за квалитативна и квантитативна анализа. Тие уште се нарекуваат и **хемиски методи**. Најчесто се применуваат хемиските реакции на образување на талог, реакциите во кои се добиваат комплексни соединенија, оксидационо-редукционите реакции и киселинско-базните реакции. Класичната квалитативна анализа се заснова врз набљудување на промена на бојата во реакциониот систем, образување талог, појава на меурчиња од гас, промена на киселоста на растворот и појава на карактеристичен мирис. Во класичната квантитативна анализа, количеството на испитуваната супстанца се определува преку мерење маса или волумен. Овие методи не користат никакви механички или електронски уреди. Единствен уред што се користи е аналитичката вага.

Класичните методи за квантитативна анализа се поделени во две групи:

- гравиметриски методи;
- волуметриски методи.

Постојат повеќе видови на гравиметриски методи. Во овој учебник се опфатени таложните гравиметриски методи кај кои количеството на анализот се определува со таложење. Со гравиметриските методи се определува масата на некое соединение, преку чија вредност подоцна, со помош на стехиометриски пресметки, може да се определи масата на анализот. Целта на овој тип на анализа е анализот да се претвори во форма чија маса е стабилна и лесно може да се измери.

Кај волуметриските мерења количеството од анализот се определува врз база на мерење на волуменот на реагенсот кој целосно реагира со анализот. Потоа, со помош на стехиометриски пресметки се определува количеството на анализот. Во зависност од основната реакција, постојат различни волуметриски методи:

- киселинско–базни методи на анализа;
- оксидационо–редукциони методи на анализа;
- таложни волуметриски методи;
- комплексометриски методи на анализа.

Инструментални методи на анализа

Со помош на инструменталните методи на анализа се мерат физичките својства на анализот, затоа се нарекуваат и **физички методи**. Овие методи, како што кажува

нивното име, користат аналитички инструменти со кои се анализираат примероците. Инструменталните методи се поделени во две групи:

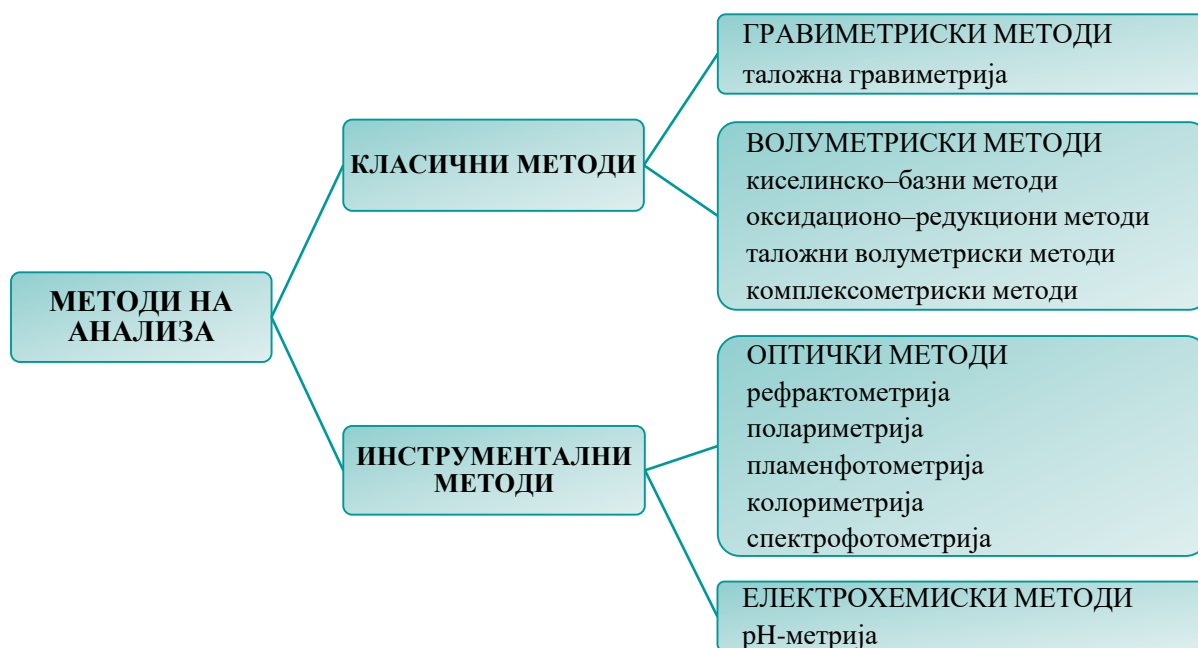
- оптички методи;
- електрохемиски методи.

Оптичките методи се базирани на размена на енергија меѓу електромагнетното зрачење и аналитот што се определува. Во оваа група спаѓаат:

- рефрактометрија;
- полариметрија;
- пламенфотометрија;
- колориметрија;
- спектрофотометрија.

Со **електрохемиските методи** се мери промената на некои електрични величини, како што се струја, полнеж и потенцијална разлика што настанува како резултат на некоја хемиска промена во системот. Од електрохемиските методи во овој учебник се изучува мерењето на рН.

Класификацијата на методите во аналитичката хемија е прикажана на слика 1.18.



Слика 1.18 Класификација на аналитичките методи според видот на сигналот

► Класификација на методите според количеството на примерок што се мери

Во зависност од **количеството на примерокот** што се анализира, методите на анализа можат да бидат методи на:

- макроанализа,
- семимикроанализа и
- микроанализа.

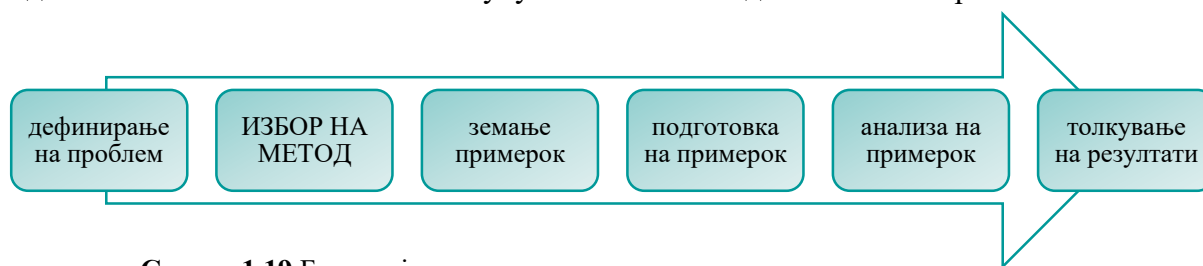
Табела 1.1 Класификација на аналитичките методи во зависност од количеството на анализиран примерок

Метод	Количество примерок	
	маса (g)	волумен (mL)
макроанализа	> 0,1	> 10
семимикроанализа	0,1 – 0,01	1 – 10
микроанализа	0,01 – 0,001	0,1 – 1

Основни чекори на една хемиска анализа

Аналитичкиот процес секогаш започнува со прашање на кое треба да се даде одговор. Откако е дефиниран проблемот се избира соодветен метод за анализа. Потоа, според точно определен план се зема примерок за анализа. Следен чекор е изведување експерименти кои се дел од аналитичкиот процес. На крај, резултатите се интерпретираат и се презентираат доколку има потреба.

Една типична хемиска анализа вклучува повеќе последователни чекори.



Слика. 1.19 Блок-дијаграм на чекорите при една хемиска анализа

Кога се прави избор на метод за анализа треба да се има предвид степенот на бараната точност, но притоа да се има предвид дека големата точност секогаш е поврзана со вложување на повеќе време и пари за анализата. Исто така изборот на методот зависи од тоа колку компоненти ќе се определуваат.

1.7. Подготовка на примерок за анализа

Земањето на примерок (проба) за анализа и неговото подготвување има големо влијание врз точноста и прецизноста на добиените резултати. Доколку е земен погрешен примерок или дел од аналитот се изгубил за време на подготовката на примерокот, резултатот добиен со анализата нема да ја отсликува реалната состојба. Исто така, бројот на земени примероци има големо влијание врз прецизноста на анализата. Погрешното земање на примерок може да доведе до грешки кои подоцна не може да се коригираат за време на анализата. Затоа е многу важно да се направи план за земање примерок. При дизајнирањето на планот треба да се земат предвид неколку работи:

- од каде треба да се земат примероците;
- како треба да се земат примероците;
- кое е минималното количество што е потребно за анализата;
- колку примероци да се земат;
- дали има потреба од конзервирање на примероците.

Начинот на кој се зема примерокот зависи од типот на анализата што треба да се направи. Во квалитативна анализа единствено е важно да се обезбеди доволно примерок за да може со помош на хемиски реакции да се идентификуваат компонентите на примерокот.

Спроведувањето на планот за земање примероци се одвива во три фази:

- земање примерок за анализа;
- конзервирање на примерокот;
- подготовка на примерокот за анализа;

Почетниот примерок се нарекува основен или груб примерок и во многу случаи не може да се анализира без претходна обработка. При земањето на примерок секогаш треба да се има предвид дека примерокот мора да го одразува хемискиот состав на целокупната материја што се анализира. Начинот на кој се зема примерокот за анализа зависи од неговата агрегатна состојба и хомогеноста.

Доколку примерокот што се анализира е во раствор (пијалаци, млеко, минерални води, телесни течности и др.), примерок се зема со помош на пипета, шприц или шише. Хемискиот состав на течниот примерок може да се промени како резултат на хемиски, физички или биолошки процеси. Затоа многу често е потребно примерокот да се конзервира. Конзервирањето се постигнува со контрола на рН и температурата, заштита на примерокот од атмосферски влијанија или со додавање на хемикалии за конзервирање. Откако ќе се конзервира примерокот се чува се додека не се анализира. Повеќето методи за анализа се дизајнирани за примероци во течна агрегатна состојба. При анализа на течни примероци нема потреба од дополнителна обработка на примерокот.

Примери за гасовити примероци за анализа се издвнните гасови од автомобилите, гасовите што се испуштаат од оцаците, атмосферските гасови и др. Земањето на гасовит примерок за анализа се прави со полнење на специјално дизајнирани садови. Понекогаш примероците се втечнуваат под притисок или пак се атсотбираат на цврсти супстанции.

Цврстите примероци за анализа се хетерогени смеси составени од повеќе компоненти. Типични примери се руди, почви, таблети, капсули, примероци од биолошки матерјал и др. Земањето на репрезентативен примерок се прави според точно дефинирани инструкции. После серија чекори се зема примерок кој се нарекува средна проба. Освен тоа, за разлика од примероците во течна и во гасовите агрегатна состојба, кај цврстите примероци подготовката на примерокот за анализа може да биде долготраен и сложен процес. Цврстиот примерок пред да се анализира треба да се преведе во раствор. За таа цел претходно примерокот треба да се иситни и да се хомогенизира.

Неорганските соли се раствораат во дестилирана вода, додека пак органските супстанции се раствораат во органски растворувачи, како што се метанол, хлороформ и толуен. Понекогаш е потребно загревање за да се раствори примерокот. Доколку примерокот не се раствора во вода, растворањето се врши со минерални киселини и бази. Некои примероци не се раствораат ниту во киселини ниту во бази и во таков случај тие се преведуваат во растворлива форма, со топење со соли или хидроксида од алкални

метали кои се нарекуваат топители. Најчесто користени топители се натриум карбонат, калиум хидроксид и натриум хидроксид. Топењето се врши така што примерокот се меша со топителот во порцеланско лонче и смесата се загрева сè додека не се преведе во течна агрегатна состојба (растоп). Потоа откако растопот ќе се излади се раствора во вода или во разредени минерални киселини.

Останатите чекори од хемиската анализа се објаснети кај конкретните примери на квалитативна и квантитативна анализа.

РЕЗИМЕ

Аналитичката хемија е експериментална наука со чија помош се определува составот на анализираниот примерок.

Квалитативната анализа го открива идентитетот на различните супстанции во примерокот, додека пак со *квантитативната анализа* се определува неговата содржина.

Примерок (проба) е материја чиј состав се анализира.

Аналит е составен дел од примерокот, супстанца чиј состав се определува.

Методите на аналитичката хемија се користат во сите полиња на природните науки, во медицината, индустријата и во некои општествени науки.

Аналитичка хемиска лабораторија е специјално опремена просторија во која се изведува квалитативна и квантитативна анализа на различни примероци.

Незгодите при работата во аналитичка хемиска лабораторија, можат да се избегнат ако се следат основните правила за работа во лабораторија.

Лабораторискиот прибор е изработен од стакло, порцелан, пластика и дрво.

Видот на употребениот *прибор за мерење на маса и волумен* зависи од потребната точност при мерењето.

Мерењето на маса се врши со електронска аналитичка вага со различна прецизност: макроаналитичка вага, семимикро вага или со микроаналитичка вага.

Сушењето е аналитичка операција со која се отстранува влагата од цврстите супстанции.

Волуменот на течности се мери со волуметриски садови: волуметриска колба, пипета, мензура, бирета, капалка и шприц.

Загревањето во хемиска лабораторија се врши со различни уреди: грејна плоча, Бунзенев пламеник, шпиртна ламба и водена бања.

Декантирање, филтрирање и центрифугирање се постапки за одвојување на талог од раствор.

Според *степенот на чистота* реагенсите можат да бидат: технички, чисти реагенси, особено чисти и реагенси со висок степен на чистота.

Методите во аналитичката хемија според видот на *сигналот* што се мери можат да бидат *класични и инструментални*. *Класични методи* на анализа се волуметрија и гравиметрија.

Сигнал е физичка или хемиска промена што е пропорционална со некое својство од аналитот.

Волуметриските мерења се користат за определување на количеството од аналитот врз база на мерење на волуменот на реагенсот кој целосно реагира со аналитот.

Инструменталните методи може да бидат оптички (рефрактометрија, полариметрија, пламенфотометрија, колориметрија и спектрофотометрија) и електрохемиски методи (рН-метрија).

Чекори во кои се изведува една хемиска анализа се: дефинирање на проблем, избор на метод, земање примерок, подготовка на примерок, анализа на примерок и толкување на резултатите.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

1. Како е поделена аналитичката хемија?
2. Кои научници имаат значаен придонес во развојот на аналитичката хемија?
3. Наведи неколку конкретни примери за значењето на аналитичката хемија.
4. Кои правила важат за работа во аналитичка хемиска лабораторија?
5. Што е дигестор? Дали во секоја лабораторија мора да има дигестор?
6. Со кој уред се мери маса на цврста супстанца?
7. Кој прибор се корист за мерење цврста хигроскопна супстанца?
8. Како се отстранува влагата од цврстите супстанции?
9. Каде се чуваат супстанции што апсорбираат влага од воздухот?
10. Со што може точно да се измери 22,5 mL раствор?
11. Како може да се измери 2-3 mL раствор?
12. Кој волуметриски сад се користи за подготовка на раствор?
13. Какви пипети има? Дали е сеедно која пипета се користи?
14. Кои уреди за загревање се користат во аналитичка лабораторија?
15. Како се загрева течност во епрувета со воден раствор? Објасни.
16. Како може да се исчисти прибор што не може да се измие со вода?
17. Со каква чистота треба да е реагенсот за подготовка на раствор за квалитативна анализа?
18. Кои податоци треба да ги има на етикетите од реагенсите?
19. Наброј неколку правила за ракување со хемикалии.
20. Како се поделени методите во аналитичката хемија ако како критериум се користи видот на сигналот?
21. Кои методи се оптички методи на анализа?
22. Како се поделени методите ако како критериум се користи количеството на испитуваниот примерок?
23. Кои се основните чекори на една хемиска анализа?
24. Дали процесот на земање примерок има влијание врз резултатот од анализата? Зошто мислиш така?
25. Опиши го процесот на земање примерок од цврста супстанца.

КВАЛИТАТИВНА АНАЛИЗА

Видови реакции во квалитативната анализа

Видови реагенси

Реакции по сув пат

Реакции по воден пат

Комплексни соединенија во квалитативната анализа

Јонски реакции

Квалитативна анализа на катјони

Поделба на кајони

Реакции на катјоните од прва аналитичка група

Реакции на катјоните од втора аналитичка група

Реакции на катјоните од трета аналитичка група

Реакции на катјоните од четврта аналитичка група

Реакции на катјоните од петта аналитичка група

Реакции на катјоните од шеста аналитичка група

Квалитативна анализа на анјони

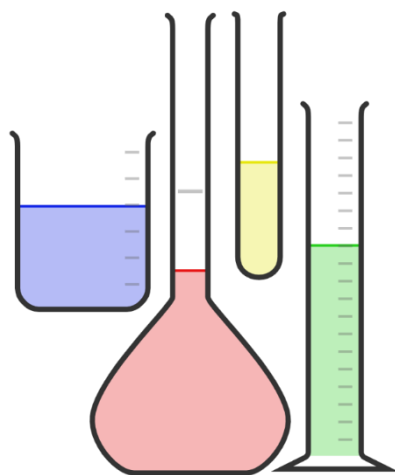
Поделба на анјони

Реакции на анјоните од прва аналитичка група

Реакции на анјоните од втора аналитичка група

Реакции на анјоните од трета аналитичка група

Освен модерните аналитички инструменти со кои за многу кратко време и со голема точност може да се направи една квалитативна анализа, во многу лаборатории се применуваат и методите на класичната квалитативна анализа. Станува збор за едноставни



методи за идентификација на катјоните и анјоните во непозната проба. За таа цел се користат различни реагенси со кои јоните образуваат продукти, кои може лесно да се идентификуваат. Продукти во реакциите за идентификација се талози, комплексни соединенија со карактеристична боја, или пак гасови со карактеристичен мирис. Бидејќи бројот на реакции во кои учествуваат катјоните и анјоните е голем, за полесно одвојување и нивна идентификација, тие се класифицирани во повеќе аналитички групи.

2. КВАЛИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

2.1. Видови реакции во квалитативната анализа

2.1.1. Видови реагенси

Со квалитативна хемиска анализа може да се докаже присуството на катјони и ањони во различни примероци. Со оваа анализа се докажува само нивното присуството, но не се зема предвид количеството на супстанца со кое се изведува анализата, ниту пак количеството на образуваните продукти. Земените количества супстанца за анализа се произволни.

Раздвојувањето и докажувањето на катјоните и ањоните се врши со помош на хемиски реакции при кои се образуваат продукти кои се докажуваат според некое физичко својство, како што е боја, мирис или растворливост. Продуктите може да бидат талози или комплексни соединенија со различна боја која лесно може да се забележи, гасови чие присуство може да се забележи како резултат на појавата на меурчиња, или пак се добива некој продукт со карактеристичен мирис.



Секоја промена во реакцискиот систем има некое значење, затоа треба внимателно да се набљудува и правилно да се протолкува.

За изведување на реакциите во квалитативната хемиска анализа се користат различни реагенси кои можат да се класифицираат на следниов начин:

- реагенси (општи реагенси);
- групни реагенси;
- карактеристични реагенси (реагенси за идентификација);
- специфични реагенси;

Реагенси (општите реагенси) се водни раствори од супстанции што се користат за растворање на цврсти супстанции, подесување на киселоста на средината, миење на талозите и др. Во табелата се дадени најчесто користените општи реагенси и нивната примена.

Табела 2.1 Некои примери на реагенси и нивна примена

Реагенс	Примена
HCl хлороводородна киселина	Закиселување на средината, растворање на нерастворливи хидроксида (OH ⁻), карбонати (CO ₃ ²⁻), хромати (CrO ₄ ²⁻) и некои сулфиди (S ²⁻)
NaOH натриум хидроксид	Зголемување на базноста на средината и образување на комплексни соединенија
NH ₄ OH амониум хидроксид	Зголемување на базноста на средината, образување на растворливи комплексни соединенија и образување на амонијачен пуфер (за одржување на киселоста на средината)
HNO ₃ азотна киселина	Закиселување на средината, растворање на нерастворливи хидроксида (OH ⁻), хромати (CrO ₄ ²⁻) и сулфиди (S ²⁻), оксидациско средство

Групни реагенси се раствори од киселини, бази или соли со кои определена група од јони (катјони и ањони) образува слабо растворливо соединение наречено талог (s, solid). На ваков начин се врши одделување на јоните и со тоа се овозможува нивна квалитативна анализа. На пример, доколку кон раствор што содржи смеса од катјони се додаде хлороводородна киселина (HCl), катјоните на сребро (Ag^+), олово (Pb^{2+}) и жива (Hg_2^{2+}) ќе образуваат талози од хлориди (AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2), кои не се растворливи во вода, додека останатите катјони нема да учествуваат во реакција со HCl.

Карактеристични реагенси се реагенсите кои се користат за идентификација на катјони и ањони во испитуваниот раствор. Поради тоа, тие се нарекуваат уште и **реагенси за идентификација**. Овие реагенси се водни раствори од супстанции со кои даден катјон или ањон образува продукти со карактеристична боја или мирис, и на тој начин се докажува неговото присуство кога е во смеса со други катјони или ањони. На пример, калиум хроматот (K_2CrO_4) е карактеристичен реагенс за катјонот на сребро, бидејќи овој реагенс со Ag^+ образува темноцрвен талог. Калиум јодид (KI) е карактеристичен реагенс за катјоните на двовалентна жива (Hg^{2+}) со кои образува портокалов талог. Друг пример е калиум тиоцијанат (KSCN) кој со катјонот на тровалентното железо (Fe^{3+}) образува комплексно соединение со интензивна црвена боја. Дифенил амин ($\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH-C}_6\text{H}_5$) е карактеристичен реагенс кој образува комплексни соединенија со интензивна сина боја со нитратните (NO_3^-), нитритните (NO_2^-) и хроматните (CrO_4^{2-}) ањони. Поради тоа се користи за нивна идентификација во испитуван раствор.

Специфични реагенси се реагенсите кои образуваат продукт само со еден катјон. Специфичен реагенс е диметилглиоксим кој при реакцијата со катјоните на никел (Ni^{2+}), образува талог со боја на малина. Овој реагенс не реагира со водните раствори на солите од другите катјони од четвртата аналитичка група, во која припаѓа Ni^{2+} .

Супстрат е аналитичкиот примерок на кој се додаваат различните видови реагенси и како резултат на промената што настанува се изведува квалитативна и квантитативна анализа на примерокот. Пример, за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag^+) која е објаснета подолу во текстот, испитуван раствор (супстрат) е сребро нитрат.

Во квалитативната аналитичка хемија, при анализа на катјони и ањони, се користат различни **хемиски реакции** со помош на кои се одвојуваат јоните едни од други и се докажува нивното присуство во испитуваниот раствор. Според начинот на кој се изведуваат, хемиските реакции се делат на:

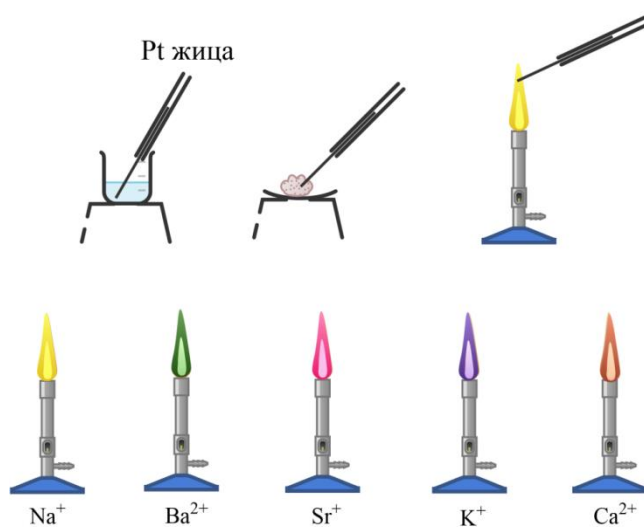
- реакции по сув пат;
- реакции по воден пат.



За квалитативна хемиска анализа се користат општи реагенси, групни реагенси, специфични реагенси и карактеристични или реагенси за идентификација.

2.1.2. Реакции по сув пат

Реакциите по сув пат се прелиминарни реакции со кои се докажува присуството на некој катјон, во испитуваниот раствор. Овие реакции се изведуваат на таков начин што дел од испитуваниот раствор со помош на инертна жица се внесува во безбојниот дел (оксидациска зона) од пламенот на Бунзеновиот пламеник. Солите на некои метали кога се внесени во пламенот го обојуваат со карактеристична боја. Појавата на одредена боја укажува на присуство на даден катјон, но конечниот заклучок се донесува врз база на хемиски реакции за идентификација по воден пат. Внесувањето на солите во пламенот се врши со помош на платинска жица или со жица од легура на железо, никел и хром. Исто така може да се користи и графитна прачка. Со жицата се зема мала количина од испитуваниот примерок. Може да се земе директно од солта во цврста агрегатна состојба или од раствор.



Слика 2.1 Реакција по сув пат за докажување на катјони

Пред употреба жицата треба убаво да се исчисти. Чистењето се врши на таков начин што жицата се потопува во концентрирана хлороводородна киселина, а потоа се внесува во безбојниот дел од пламенот. Постапката се повторува се додека не се обезбои пламенот.



Пламенот се состои од три зони со различна температура. Внатрешната зона има температура од 350°C , потоа следува редуциска зона со температура од 1550°C , и на периферијата е оксидациската зона чија температура изнесува 1540°C . Треба да се внимава жицата да не се внесе во редуциската зона, затоа што ќе се оштети.

2.1.3. Реакции по воден пат

Повеќето хемиски реакции во квалитативната аналитичка хемија се изведуваат во водни раствори. Ваквите хемиски реакции се нарекуваат **реакции по воден пат**. Доколку супстанцата во испитуваниот раствор е во цврста агрегатна состојба таа прво се раствора, па потоа се изведуваат хемиските реакции.

Хемиски реакции по воден пат кои најчесто се користат за квалитативна анализа на катјони и ањони се:

- таложни реакции;
- оксидационо-редукционите реакции;
- киселинско-базни реакции;
- реакции на образување на комплексни соединенија.



Киселинско-базните реакции подетално се изучуваат во модуларната единица 3.

Таложни реакции

Можеби едни од најзначајните хемиски реакции во квалитативната хемиска анализа се реакциите на образување на соединение нерастворливо во вода кое се нарекува **талог** (s, solid). Поради тоа, овие хемиски реакции се нарекуваат **таложни реакции**. Таложните реакции спаѓаат во групата на хемиски реакции со двојна замена (замена во две насоки). Образованите талози се јонски супстанции, кои во зависност од нивниот состав можат да бидат обоени во различни бои. Талозите исто така се разликуваат и според растворливоста. Некои примери за растворливи и нерастворливи јонски соединенија се дадени во табела 2.2.

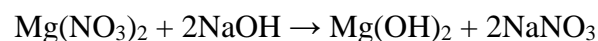
Табела 2.2 Растворливи и нерастворливи јонски соединенија

Растворливи јонски соединенија		Исклучоци
нитрати	NO_3^-	нема
ацетати	CH_3COO^-	нема
хлориди	Cl^-	соединенија на Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
бромиди	Br^-	соединенија на Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
јодиди	I^-	соединенија на Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}
суфати	SO_4^{2-}	соединенија на Hg_2^{2+} , Pb^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}
Нерастворливи јонски соединенија		Исклучоци
сулфиди	S^{2-}	соединенија на алкални метали (Li, Na, K,...) и на NH_4^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}
хидроксиди	OH^-	
карбонати	CO_3^{2-}	соединенија на алкални метали (Li, Na, K,...) и NH_4^+
фосфати	PO_4^-	

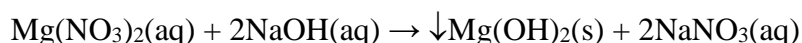
За да се предвиди дали при една хемиска реакција ќе се обрзува талог, всушност треба:

- 1) да се предвидат продуктите на реакцијата;
- 2) да се знае дали некој од нив е талог.

При реакција помеѓу магнезиум нитрат ($\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$) и натриум хидроксид (NaOH) се добиваат магнезиум хидроксид ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) и натриум нитрат (NaNO_3).



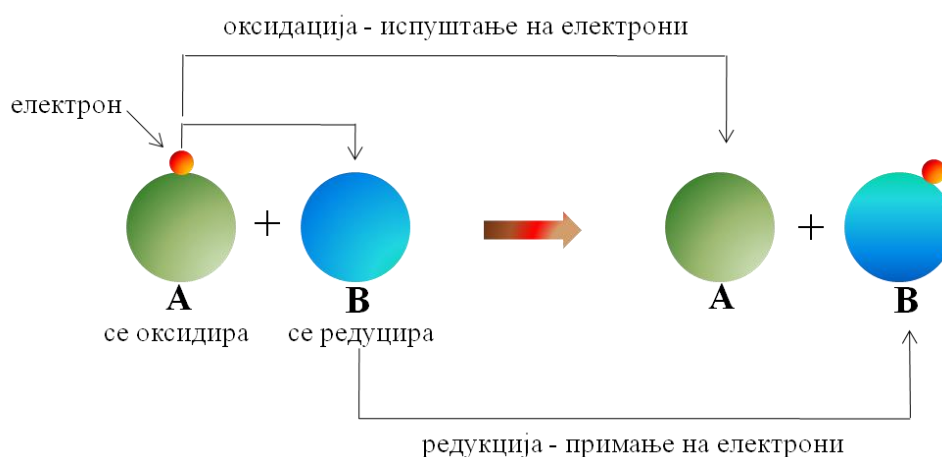
Од табелата 2.2 може да се види дека $\text{Mg}(\text{OH})_2$ не се раствора во вода. Земајќи го тоа предвид равенката на реакцијата може да се напише на поинаков начин, каде што е означена состојбата на учесниците во реакцијата.



До формулата на $\text{Mg}(\text{OH})_2$ се става (s), со што се означува дека станува збор за талог, ознаката (aq) кај другите учесници се однесува на водни раствори.

► Оксидационо-редукциони реакции

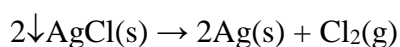
Хемиските реакции во кои доаѓа до размена на електрони се нарекуваат оксидационо-редукциони или скратено **редокс-реакции**. Доколку некоја супстанца испушти електрони, тие мора да бидат примени од друга супстанца. Процесот на испуштање на електрони се нарекува **оксидација**, додека пак процесот на примање на електрони се нарекува **редукција**.



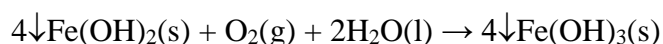
Слика 2.2 Шематски приказ на оксидационо-редукциона реакција

Супстанцата што испушта електрони се оксидира. Таа супстанца е редукционо средство, бидејќи електроните што ги испушта предизвикуваат редукција на супстанцата што ги прима. Додека пак, супстанцата што ги прима електроните се редуцира. Таа супстанца е оксидационо средство, затоа што предизвикува оксидација на супстанцата чии што електрони ги прима.

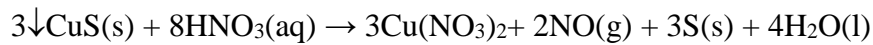
Оксидационо-редукционите реакции имаат големо значење за аналитичката хемија. Хемиските реакции за докажување на многу катјони и анјони се базирани на редокс-реакции. Некои примери на оксидационо-редукциони реакции се дадени со равенките што следат. Под дејство на светлина од белиот талог на сребро хлорид (AgCl) се образува колоидно сребро (Ag). Поради тоа талогот од AgCl со стоење потемнува.



Талогот од железо(II) хидроксид има светлозелена боја. При стоење со кислородот од воздухот се оксидира и притоа се добива железо(III) хидроксид ($\text{Fe}(\text{OH})_3$).



Катјоните на двовалентен бакар (Cu^{2+}) со H_2S образуваат црн талог од бакар(II) сулфид (CuS). Со растворање на CuS во азотна киселина (HNO_3) се добива раствор од бакар(II) нитрат ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$).



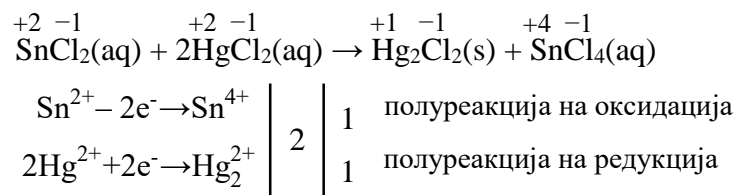
Во равенките со кои се прикажани реакциите за квалитативна анализа на катјони и анјони има голем број примери на оксидационо-редукциони реакции.

Оксидационо-редукционите равенки се израмнуваат со помош на електронска шема во која се вклучени елементите кои си го менуваат оксидациониот број од реактанти во продукти. Во шемата е дадено кој елемент испушта електрони (e^-), а кој елемент прима електрони. Исто така од шемата може да се види и точниот број на разменети електрони. За да се определи кој елемент испушта, а кој елемент прима електрони и по колку, на почетокот треба да се определат оксидационите броеви на елементите.



Правилата за определување на оксидационите броеви на елементите и израмнувањето на оксидационо-редукциони равенки се учат по предметот Хемија во прва година.

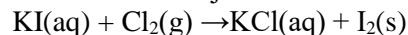
Пример, при реакцијата со жива(II) хлорид, катјоните на двовалентниот калај (Sn^{2+}) се оксидираат до Sn^{4+} (SnCl_4). Како продукт на реакцијата се образува жива(I) хлорид, поради редукција на двовалентната жива (Hg^{2+}) до едновалентна (Hg_2^{2+}). Израмнувањето на оваа равенка е прикажано со електронската шема:



Од примерот може да се види дека оксиданс е Hg^{2+} од HgCl_2 , додека редуктор е катјоните на калај Sn^{2+} од SnCl_2 . Всушност, оксиданс е тој што се редуцира, а редуктор е тој што се оксидира.



При хемиска реакција со хлорна вода, јодидните анјони (I^-) се оксидираат до елементарен јод (I_2) со темновиолетова боја.

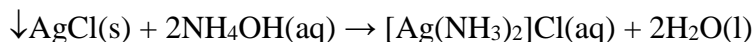


Израмни ја равенката со помош на електронска шема, определи кој учесник во реакцијата се редуцира, а кој се оксидира? Кој е оксиданс, а кој редуктор?

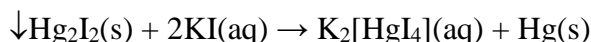
▶ Реакции на образување на комплексни соединенија

Во некои од реакциите кои се користат во квалитативната анализа се образуваат комплексни соединенија. Образувањето на комплексните соединенија е проследено со растворање на даден талог, добивање на обоен раствор, или пак добивање на талог. Станува збор за физички промени кои лесно се забележуваат и затоа наоѓаат примена во квалитативната анализа. Некои примери за образување на комплексни соединенија се дадени со равенките што следат.

Белиот талог од сребро хлорид (AgCl) се раствора во вишок од реагенсот амониум хидроксид (NH_4OH), и притоа се образува безбоен раствор кој е комплексно соединение ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$).



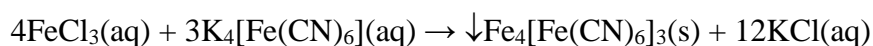
Жолтиот талог од жива(I) јодид (Hg_2I_2), се раствора во вишок од реагенсот (KI), притоа се образува безбојно комплексно соединение ($\text{K}_2[\text{HgI}_4]$).



Бакар(II) дихидроксидсулфат е синозелен талог кој се раствора во амониум хидроксид (NH_4OH). Притоа добиениот продукт е сино обоен раствор од комплексно соединение $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.



При реакција на катјоните на тровалентно железо (Fe^{3+}) со $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, се образува син талог од продукт, кој исто така е комплексно соединение ($\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$).



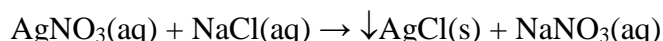
2.1.4. Јонски реакции

Јонските реакции, како што кажува нивното име, се реакции помеѓу јони кои се одвиваат во водни раствори. За прикажување на јонските реакции се користат следниве равенки:

- молекулска равенка;
- полна јонска равенка;
- скратена јонска равенка.

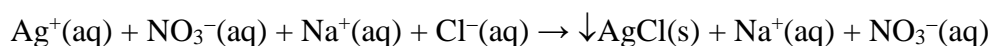
Во молекулската равенка, сите јонски соединенија, киселини и хидроксида се претставени како неутрални соединенија, со помош на молекулска формула. Состојбата на секоја супстанца е означена во загради веднаш по формулата: раствор во вода (*aq-aqua*), течност (*l-liquid*), цврста супстанца (*s-solid*) и гас (*g-gas*). Ваквиот начин на означување го олеснува пишувањето на јонските равенки. Во случај кога не е означено во равенката во која состојба се наоѓаат учесниците во реакцијата, треба да се знаат правилата за растворливост.

Молекулската равенка на реакцијата помеѓу водни раствори од сребро нитрат (AgNO_3) и натриум хлорид (NaCl), при што се добива талог од сребро хлорид (AgCl) и раствор од натриум нитрат (NaNO_3), може да се напише на следниов начин:



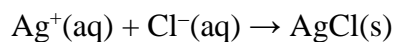
Равенка напишана на овој начин (со молекулските формули на учесниците во реакцијата), се нарекува **молекулска равенка**. Откако ќе се напише молекулската равенка на јонската реакција, таа треба да се израмни.

Растворливите соли, силните киселини и силните бази во вода се разложуваат на јони, односно скоро целосно дисоцираат, поради тоа во равенката се пишуваат јоните:



Хемиската равенка запишана на овој начин се нарекува **полна јонска равенка**. Од полната јонска равенка може да се видат сите јони кои се присутни во растворот во текот на реакцијата. Талогот од AgCl во полната јонска равенка се прикажува со молекулска формула, исто како во молекулската равенка, бидејќи е слабо растворливо соединение и неговата дисоцијација на јони е занемарливо мала. Исто така, со молекулска формула во полната јонска равенка се прикажуваат и слабите киселини и бази доколку се присутни, бидејќи се незначително дисоцирани.

Од полната јонска равенка може да се види дека некои од јоните (во овој пример, Na⁺ и NO₃⁻) се присутни од двете страни на равенката, односно не учествуваат во образувањето на талогот од AgCl. Поради тоа тие се нарекуваат *јони набљудувачи*. Ако ги изоставиме овие јони, хемиската равенка ќе го добие следниот облик:



Ваквата хемиска равенка се нарекува **скратена** или **ефективна јонска равенка**. Од скратената јонска равенка може да се види дека талогот од AgCl се образува од јоните Ag⁺ и Cl⁻, независно од каде потекнуваат. При пишувањето на равенките за јонските реакции треба да се внимава бројот на јоните од левата страна да биде еднаков со бројот на јоните од десната страна на равенството.



Пред да се пишува полна јонска равенка и скратена јонска равенка треба да се израмни молекулската равенка.



Напиши ги: молекулската равенка, полната јонска равенка и скратената јонска равенка на реакцијата помеѓу водни раствори од бариум хлорид (BaCl₂) и сулфурна киселина (H₂SO₄), во која се добива талог од бариум сулфат (BaSO₄) и раствор од натриум хлорид (NaCl).

За прикажување на реакциите кои се значајни за квалитативната анализа на катјони и анјони, во овој учебник главно се користат молекулски равенки. Кај поедноставните примери се прикажани и скратените јонски равенки.



Растворливоста на соединенијата, како и нивната дисоцијација на јони се изучува подетално во модуларната единица 3.

2.1.5. Комплексни соединенија во квалитативната анализа

► Структура на комплексните соединенија

Комплексните соединенија (комплекси) се составени од внатрешна сфера (комплексен јон) и надворешна сфера која може да биде катјон на некој метал, или анјон од киселински остаток. Атомот или јонот, кој го образува комплексното соединение и има централна положба се нарекува **централен атом** (јон) или **комплексобразувач**. Централниот атом е најчесто катјон, но може да биде и анјон, електронеутрален атом или молекула. Како централни атоми најчесто се јавуваат атомите на преодните метали (*d* елементите). Тие имаат тенденција да образуваат комплексни соединенија, бидејќи

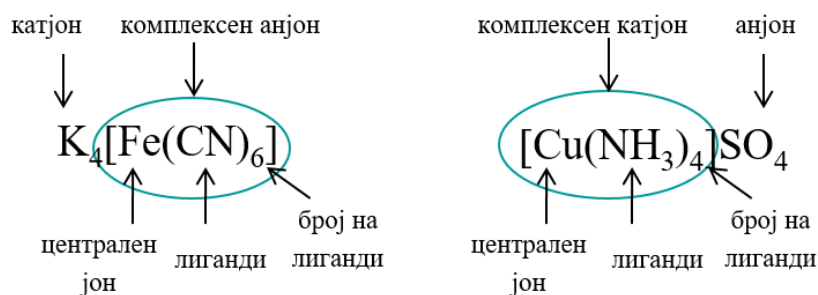
немаат целосно пополнети d потслоеви (орбитали). Лиганди се најчесто анјони или неутрални молекули кои имаат еден или повеќе неподелени електронски парови (несврзувачки електрони). Најчесто како лиганди се сретнуваат водата, амонијакот и анјоните на халогените елементи. Хемиската врска меѓу централниот атом и лигандите се остварува преку електронскиот пар на лигандите. Ваквата хемиска врска се нарекува *координативно-ковалентна врска*. Бројот на координативно-ковалентни врски кои ги образува еден метален катјон со лигандот се нарекува **координационен број**.

Формулата на комплексниот јон (внатрешна сфера) се пишува во аглести загради. Во неа прво се пишува симболот на централниот атом, потоа лигандите во мали загради, а со индекс се става нивниот број.

Во зависност од тоа дали комплексниот јон е катјон или анјон, постојат два типа на комплексни соединенија:

- комплексни соединенија кај кои комплексниот јон е катјон;
- комплексни соединенија кај кои комплексниот јон е анјон.

Конкретни примери на комплексни соединенија со комплексен јон анјон ($[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$) и катјон ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$) се прикажани на слика 2.3.



Слика 2.3 Комплексни соединенија



Комплексните соединенија се всушност комплексни соли составени од внатрешна сфера (комплексен катјон) и надворешна сфера (анјон).

Номенклатура

Табела 2.3 Номенклатура на лиганди (анјони)

Лиганд	Киселински остаток	Име
SO_4^{2-}	сулфат	сулфато
H^-	хидрид	хидридо
HSO_3^-	хидрогенсулфит	хидрогенсулфито
SCN^-	тиоцијанат	тиоцијанато
NO_3^-	нитрат	нитрато
NO_2^-	нитрит	нитрито
CN^-	цијанид	цијано
Cl^-	хлорид	хлоро
OH^-	хидроксид	хидроксо
O^{2-}	оксид	оксо
Br^-	бромид	бромо

Именувањето на комплексните соединенија зависи од тоа дали комплексниот јон е катјон или анјон. Според правилата за номенклатура прво се именува катјонот, а потоа анјонот. Имињата на лигандите кои се анјони (киселински остатоци) завршуваат на **-о**. На името на киселинскиот остаток што завршува на наставка **-ат** или **-ит** се додава наставката **-о**. Додека пак ако името на киселинскиот остаток завршува на наставка **-ид**, тогаш се отфрла наставката **-ид** и се додава наставката **-о**. Имињата на електронеутралните лиганди кои најчесто се користат се аква (H_2O) и аммин (NH_3).

Комплексни соединенијата кај кои комплексниот јон е анјон

Кај овие комплексни соединенија именувањето започнува со надворешната сфера (катјон), а потоа се именува комплексниот јон (анјон). Во името на анјонот прво се наведува бројот на лигандите (за таа цел се користат грчки префикси), потоа нивните имиња и на крај се додава името на централниот атом. Централниот атом се именува така што од неговото латинско име се отфрла наставката **-ум** или **-иум**, и се додава наставката **-ат**. Постои исклучок од ова правило кога живата се јавува како централен атом. Во овој случај се користи нејзиното англиско име (меркурат) наместо латинското (хидраргат). Доколку централниот атом има променлива валентност, во заграда слеано со неговото име се додава неговата валентност. Некои примери на комплексни соединенија во кои комплексниот јон е анјон, се дадени во табела 2.4.

Табела 2.4 Комплексни соединенија во кои комплексниот јон е анјон

Формула	Име
$\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$	калиум хексахлороплатинат(IV)
$\text{Na}[\text{AlCl}_4]$	натриум тетрачлороалуминат
$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$	железо(II) хексацијаноферат(III)
$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	бакар(II) хексацијаноферат(II)
$\text{K}[\text{BiI}_4]$	калиум тетрајодобизмутат(III)
$(\text{NH}_4)_2[\text{CuBr}_4]$	амониум тетрабромocupрат(II)
$\text{K}[\text{AgF}_4]$	калиум тетрафлуороаргентат(III)
$\text{Ca}[\text{CuF}_4]$	калциум тетрафлуорокупрат(II)

Комплексни соединенијата кај кои комплексниот јон е катјон

Кај овие комплексни соединенија именувањето започнува со комплексниот јон (катјон), а потоа се именува надворешната сфера (анјон). Именувањето на комплексниот јон се одвива на ист начин, со таа разлика што централниот атом се именува на македонски јазик без никаква наставка. Во табелата 2.5 се дадени примери на комплексни соединенија во кои што комплексниот јон е катјон.

Валентноста на комплексниот јон се добива како алгебарски збир на оксидационите броеви на централниот атом и лигандите. Така, валентноста на комплексниот анјон $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ во комплексната сол $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ се пресметува како збир на оксидациониот број на Fe (+2) и оксидациониот број на елементите од цијанидниот јон CN^- (-1) помножен со соодветниот координационен број (6).

Табела 2.5 Комплексни соединенија во кои комплексниот јон е катјон

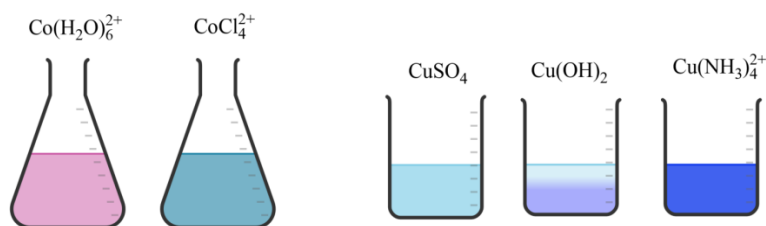
Формула	Име
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	тетрааминбакар(II) сулфат
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	хексааквахром(III) хлорид
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$	хексаамминкадмиум(II) хидроксид
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$	тетрааквадихлорохром(III) нитрат
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$	хексаамминникел(II) хидроксид
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	хексаакважелезо(III) хлорид



Кај кои од од следниве комплексни соединенија внатрешната сфера е катјон, а кај кои е анјон: $(\text{NH}_4)_2[\text{CuBr}_4]$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $\text{Na}[\text{AlCl}_4]$ и $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$? Именувај ги комплексните соединенија.

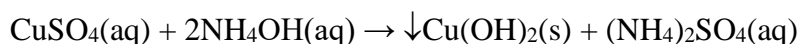
► Примена на комплексните соединенија во квалитативната анализа

Комплексните соединенија имаат големо значење за многу хемиски и биолошки процеси. Во аналитичката хемија посебно внимание се посветува на нивното влијание врз бојата на растворите и растворливоста на некои тешко растворливи соли. На пример, поради присуството на комплексните јони $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, растворот од кобалт(II) хлорид (CoCl_2) има розова боја. Ако кон овој раствор се додаде HCl се образува нов комплексен јон $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, поради што растворот се обојува сино.

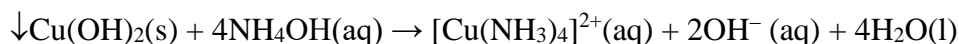


Слика 2.4 Боја на некои соединенија и комплексни јони

При хемиска реакција меѓу бакар(II) сулфат (CuSO_4) и амониум хидроксид (NH_4OH) се образува светло син талог од бакар(II) хидроксид ($\text{Cu}(\text{OH})_2$).



Доколку во реакциониот систем се додаде вишок од NH_4OH , талогот од $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ќе се раствори и притоа ќе се образува темносин раствор од присутните комплексни катјони $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.



Кај хемиските реакции за докажување на катјони и анјони (подолу во текстот) има голем број примери во кои се вклучени комплексни соединенија.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

1. Што се подразбира под квалитативна анализа?
2. Како се поделени реагенсите кои се користат во квалитативната анализа на катјони и ањјони? Дефинирај ги и наведи по неколку примери.
3. Како се делат хемиските реакции според начинот на кој се изведуваат? Напиши по еден пример.
4. Зошто се значајни реакциите по сув пат? Како се изведуваат? Објасни ја постапката.
5. Кои реакции по воден пат најчесто се користат во квалитативната анализа на катјони и ањјони? Напиши по еден пример.
6. Кои од следните јонски соединенија се растворливи во вода? Напиши ги нивните формули и означи го соединението што е растворливо во вода: сребро сулфат, натриум фосфат, бакар(II) сулфид, цинк нитрат, калиум јодид, олово(II) сулфат, бариум сулфат, калциум хлорид, железо(III) хидроксид, амониум хидроксид, алуминиум сулфат.
7. Дали ќе се образува талог доколку се измешаат раствори од:
 - а) сребро хлорид и натриум нитрат;
 - б) железо(II) сулфат и олово(II) нитрат;
 - в) натриум ацетат и хлороводородна киселина;
 - г) натриум сулфид и кадмиум сулфат.
 Напиши ги и израмни ги равенките на хемиските реакции.
8. Што се комплексни соединенија? Објасни ја нивната структура.
9. Напиши ги имињата/формулите на комплексните соединенија дадени во табелата. Кај кои од нив комплексниот јон е катјон, а кај кои ањјон?

Формула	Име	Комплексен јон
	хексаакваникел(II) сулфат	
$[\text{Co}(\text{Cl})_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$		
	калиум тетрахидроксиаурат(III)	
$\text{K}_3[\text{MnCl}_6]$		
$\text{K}_2[\text{NiF}_6]$		
	калиум тетрајодомеркурат(II)	
$\text{Cu}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$		
	калиум хексахлороманганат(III)	

10. Напиши ги молекулската, полната јонска равенка и скратената јонска равенка за следниве хемиски реакции кои се одвиваат помеѓу водни раствори на:
 - а) натриум карбонат и магнезиум сулфат;
 - б) олово(II) нитрат и натриум сулфид;
 - в) амониум фосфат и калциум хлорид;
 - г) бариум нитрат и калиум сулфат;
 - д) железо(II) нитрат и калиум хидроксид.

За да определиш кој од продуктите е талог(s) користи ја табелата 2.2.

2.2. Квалитативна анализа на катјони

2.2.1. Поделба на катјони

Најшироко прифатената класификација на катјони била предложена од страна на Фрезениус (Remigius Fresenius), во 1841 година. Оваа класификација со текот на времето претрпела извесни промени, но сеуште се користи. Според неа, катјоните се групирани во шест аналитички групи. Како критериум за поделбата се користи различната растворливост на соединенијата на катјоните, добиени при хемиска реакција на некоја нивна растворлива сол со даден реагенс, кој се нарекува групен реагенс. Само шестата група на катјони нема групен реагенс.

Како групни реагенси се користат хлороводородна киселина (HCl), сулфуроводородна киселина (H₂S), амониум хидроксид (NH₄OH), амониум сулфид ((NH₄)₂S) и амониум карбонат ((NH₄)₂CO₃). Поделбата на катјоните е направена во зависност од растворливоста во вода на нивните хлориди (Cl⁻), сулфиди (S²⁻) и карбонати (CO₃²⁻).

Табела 2.6 Поделба на катјони

Група	Катјони	Групен реагенс	Талог
I	Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Hg ₂ ²⁺	HCl	хлорид
II	Cu ²⁺ , Hg ²⁺ , Pb ²⁺ , Bi ³⁺ , Cd ²⁺ , As ³⁺ , Sb ³⁺ , Sn ²⁺	H ₂ S	сулфид
III	Fe ²⁺ , Fe ³⁺ , Al ³⁺ , Cr ³⁺	NH ₄ OH	хидроксид
IV	Ni ²⁺ , Co ²⁺ , Zn ²⁺ , Mn ²⁺	(NH ₄) ₂ S	сулфид
V	Ca ²⁺ , Ba ²⁺ , Sr ²⁺	(NH ₄) ₂ CO ₃	карбонат
VI	Na ⁺ , K ⁺ , Mg ²⁺ , NH ₄ ⁺	/	/

Редоследот на групите е многу важен кога се прави анализа на смеса од катјони (систематска анализа), затоа што додавањето на реагенсите по определен редослед ќе овозможи успешно да се одвојат катјоните и да анализираат.



Систематска анализа на катјони е анализа на испитуван раствор што содржи смеса од повеќе катјони. Според наставната програма по предметот аналитичка хемија не е предвидено да се изведува.

► Номенклатура

Имињата на катјоните се образуваат на тој начин што кон името на елементот од кој е образуван катјонот се додава зборот катјон. Доколку елементот образува повеќе катјони со различна оксидациона состојба во заграда која се пишува слеано со името на елементот, се става вредноста на оксидациони број и се додава зборот катјон. Така на пример, бакарот образува два катјони со различна оксидациона состојба: Cu⁺ и Cu²⁺.

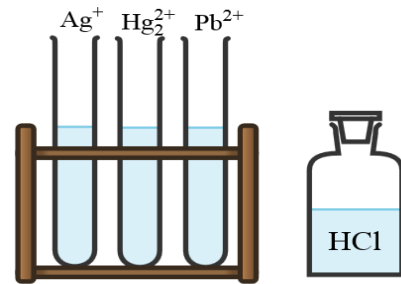
Некои катјони имаат тривијални имиња. Катјонот на едновалентната жива (Hg₂²⁺) е познат како меркуро јон, додека пак катјонот на двовалентната жива (Hg²⁺) е познат како меркури јон. Исто така и катјоните на бакар и железо имаат тривијални имиња (Fe²⁺ – феро, Fe³⁺ – фери, Cu⁺ – купро, Cu²⁺ – купри).

2.2.2. Реакции на катјоните од прва аналитичка група

Во првата аналитичка група спаѓаат катјоните:

- сребро, (Ag^+);
- жива(I), (Hg_2^{2+});
- олово(II), (Pb^{2+}).

Групен реагенс за катјоните од прва аналитичка група е хлороводородна киселина (HCl). Се нарекува групен реагенс бидејќи сите катјони од групата со HCl образуваат талози *хлориди*. За таложеење на катјоните се користи разредена HCl .



Слика 2.5 Катјони од прва аналитичка група

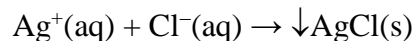
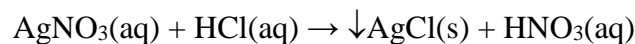
Со HCl катјоните од прва аналитичка група образуваат хлориди, кои не се растворливи во вода. За нивно целосно таложеење се додава HCl во вишок. Сепак, не треба да се додаде многу големо количество од HCl затоа што може се образуваат растворливи комплексни соединенија како резултат на растворање на талозите.

▶ Реакции на катјонот на сребро, Ag^+

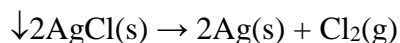
За изведување на реакциите за докажување на Ag^+ катјонот се користат водни раствори од сребро нитрат (AgNO_3). Катјоните на сребро во водни раствори се безбојни.

Реакција со групен реагенс, HCl

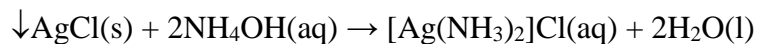
Катјоните на сребро со HCl образуваат бел сирест талог од сребро хлорид (AgCl).



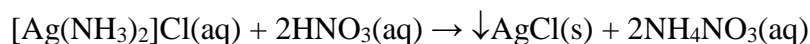
Под дејство на светлина, образуваниот талог од AgCl потемнува, бидејќи се разложува и притоа се образува колоидно сребро.



Талогот од AgCl се раствора во амониум хидроксид (NH_4OH), притоа се образува безбоен раствор од комплексното соединение диамминсребро хлорид.



Доколку добиениот раствор се закисели со разредена азотна киселина (HNO_3), повторно се образува белиот талог од сребро хлорид.

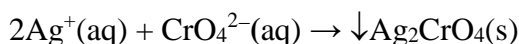
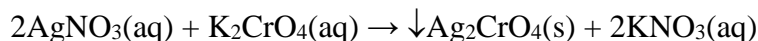


Киселоста на средината се проверува со сина лакмусова хартија.

Оваа хемиска реакција е карактеристична само за Ag^+ катјоните, поради тоа се користи за нивна **идентификација**.

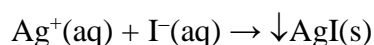
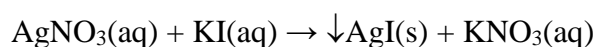
Реакција со алкални хромати, Na_2CrO_4 , K_2CrO_4

Катјоните на сребро со калиум хромат (K_2CrO_4) образуваат талог со црвенокафена боја од сребро хромат (Ag_2CrO_4). Талог од Ag_2CrO_4 е растворлив во силно кисела средина (на пример, HNO_3), а во базна средина се образува сребро хидроксид (AgOH).



Реакција со калиум јодид, KI

Катјоните на сребро со KI , образуваат светло жолт талог од сребро јодид (AgI). Талогот од AgI за разлика од талогот на сребро хлорид (AgCl), не се раствора во амониум хидроксид (NH_4OH).



Реакциите за квалитативна анализа на другите катјони од прва аналитичка група (Hg_2^{2+} и Pb^{2+}) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag^+).

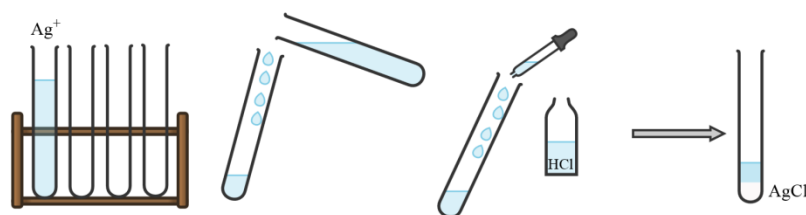
Постапка на квалитативна анализа на раствор што содржи Ag^+ катјони

Прибор: Сталак со епрувети

Хемикалии: AgNO_3 (испитуван раствор), HCl , NH_4NO_3 , HNO_3 , K_2CrO_4 и KI

Постапка: Испитуваниот раствор (AgNO_3) се наоѓа во епрувета. Во чиста епрувета се зема мал волумен од испитуваниот раствор (околу 1 mL) за изведување на секоја хемиска реакција. Не смее да се додаваат реагенсите директно во испитуваниот раствор што е добиен за анализа. Од тој раствор се зема одново во друга епрувета за одделно изведување на секоја хемиска реакција.

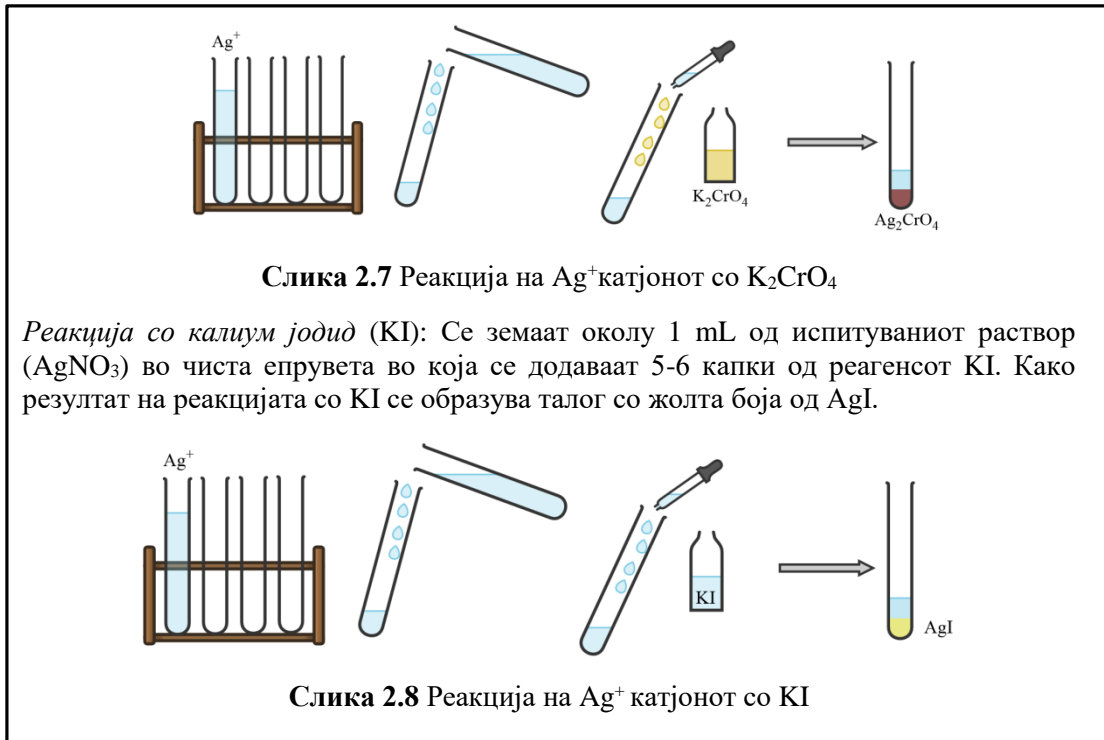
Реакција со групниот реагенс (HCl): Се земаат околу 1 mL од испитуваниот раствор (AgNO_3) во чиста епрувета во која се додаваат 5-6 капки од групниот реагенс HCl , пришто се образува бел талог од AgCl .



Слика 2.6 Реакција на Ag^+ катјонот со HCl

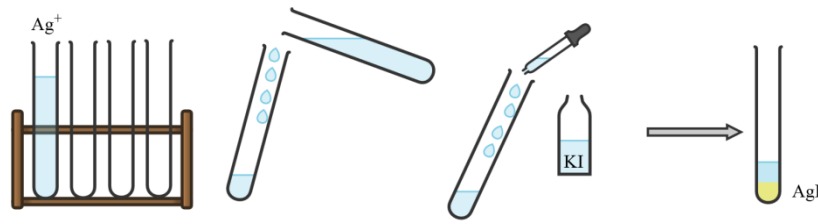
Во епруветата со талогот од AgCl се додава амониум хидроксид (NH_4OH) додека се раствори талогот и се образува безбоен раствор. Со закиселување на безбојниот раствор со азотна киселина (HNO_3), повторно се образува белиот талог од AgCl .

Реакција со калиум хромат (K_2CrO_4): Се земаат околу 1 mL од испитуваниот раствор (AgNO_3) во чиста епрувета во која се додава околу 5-6 капки од реагенсот K_2CrO_4 . Како резултат на реакцијата со K_2CrO_4 се образува талог со црвено-кафена боја од Ag_2CrO_4 .



Слика 2.7 Реакција на Ag^+ катјонот со K_2CrO_4

Реакција со калиум јодид (KI): Се земаат околу 1 mL од испитуваниот раствор (AgNO_3) во чиста епрувета во која се додаваат 5-6 капки од реагенсот KI. Како резултат на реакцијата со KI се образува талог со жолта боја од AgI.



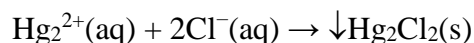
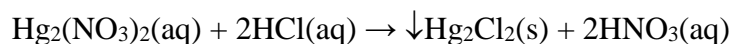
Слика 2.8 Реакција на Ag^+ катјонот со KI

▶ Реакции на катјонот на жива(I), Hg_2^{2+}

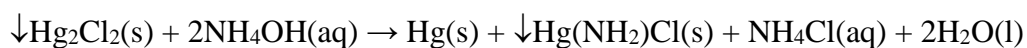
За изведување на реакциите за докажување на Hg_2^{2+} катјонот, се користат водни раствори од жива(I) нитрат ($\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$). Катјонот на едновалентната жива во водни раствори постои како димер, образуван од два катјона поврзани помеѓу себе со ковалентна врска (Hg_2^{2+}). Катјоните на жива(I) во водни раствори се безбојни.

Реакција со групниот реагенс, HCl

Катјоните на жива(I) со HCl образуваат бел талог од жива(I) хлорид (Hg_2Cl_2).

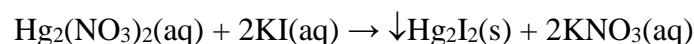


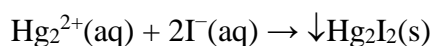
Ако кон талогот од Hg_2Cl_2 се додаде амониум хидроксид (NH_4OH) ќе се образува елементарна жива со црна боја. При оваа хемиска реакција исто така се образува и талог од жива(I) амидо хлорид ($\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$), со бела боја, но поради тоа што елементарната жива е измешана со белиот талог, наместо црна боја од елементарната жива се забележува сива боја. Оваа реакција се користи како **реакција за идентификација** на Hg_2^{2+} катјоните.



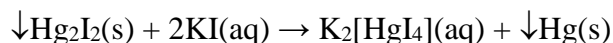
Реакција со калиум јодид, KI

Катјоните на жива(I) со KI образуваат жолт талог од жива(I) јодид (Hg_2I_2). Со стоење бојата на талогот се менува во жолтозелена, па потоа во сива.



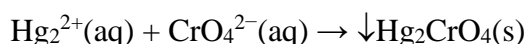
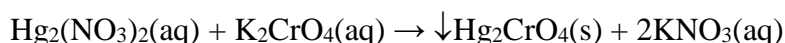


Доколку кон талогот од жива(I) јодид се додаде вишок од KI, талогот ќе се раствори при што се образува безбојно комплексно соединение калиум тетрајодомеркурат(II) и елементарна жива (Hg). Оваа хемиска реакција е карактеристична за Hg_2^{2+} катјоните и се користи за нивна **идентификација**.



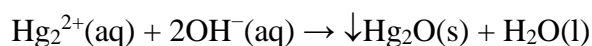
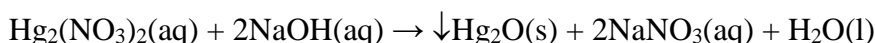
Реакција со калиум хромат, K_2CrO_4

Катјоните на жива(I) со K_2CrO_4 образуваат црвен талог од жива(I) хромат (Hg_2CrO_4).



Реакција со натриум хидроксид, NaOH

Катјоните на жива(I) со NaOH образуваат црн талог од жива(I) оксид (Hg_2O).

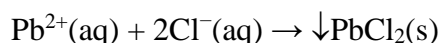
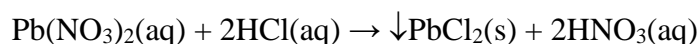


► Реакции на катјонот на олово(II), Pb^{2+}

За изведување на реакциите за докажување на Pb^{2+} катјонот се користат водни раствори од олово(II) нитрат ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$). Водните раствори на Pb^{2+} катјоните се безбојни.

Реакција со групниот реагенс, HCl

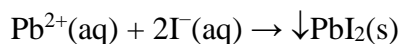
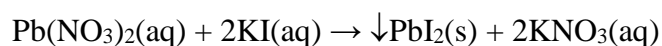
Катјоните на олово(II) со HCl образуваат бел кристален талог од олово(II) хлорид (PbCl_2).



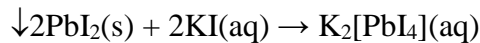
Во споредба со сребро хлоридот и жива(I) хлоридот, талогот од олово(II) хлорид целосно се раствора во врела вода. Со ладење на растворот од PbCl_2 , тој повторно кристализира, и притоа се добиваат бели игличести кристали. Процесот на растворање на талогот се врши со загревање на епруветата на водена бања, или пак може во поголема чаша да се стави вода и да се загрева епруветата во неа. За загревање може да се користат шпиртна ламба, Бунзенов пламеник или грејна плоча. Во чашата со водата се става епруветата со талогот од PbCl_2 и се загрева постепено. Повремено содржината на епрувета се меша со протресување или со стаклена прачка.

Реакција со калиум јодид, KI

Катјоните на олово(II) со KI образуваат жолт талог од олово(II) јодид (PbI_2).

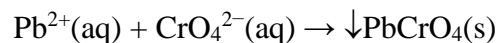
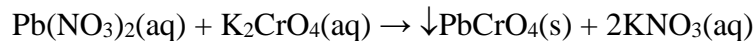


Жолтиот талог од PbI_2 се раствора во врела вода. Со ладење на растворот се образуваат жолти кристали од PbI_2 . Исто така, талог од PbI_2 се раствора во вишок од KI , и притоа се образува комплексно соединение калиум тетрајодоплумбат(II). Оваа реакција се користи за **идентификација** на Pb^{2+} катјоните.



Реакција со калиум хромат, K_2CrO_4

Катјоните на олово(II) со K_2CrO_4 образуваат жолт талог од олово(II) хромат ($PbCrO_4$). Оваа реакција се користи за **идентификација** на Pb^{2+} катјоните.



Оваа хемиска реакција може да се изведува и со калиум дихромат ($K_2Cr_2O_7$). Во тој случај во растворот треба да се додаде и натриум ацетат (CH_3COONa). Во присуство на натриум ацетат од дихроматните јони ($Cr_2O_7^{2-}$), се образуваат хроматни јони (CrO_4^{2-}).

2.2.3. Реакции на катјоните од втора аналитичка група

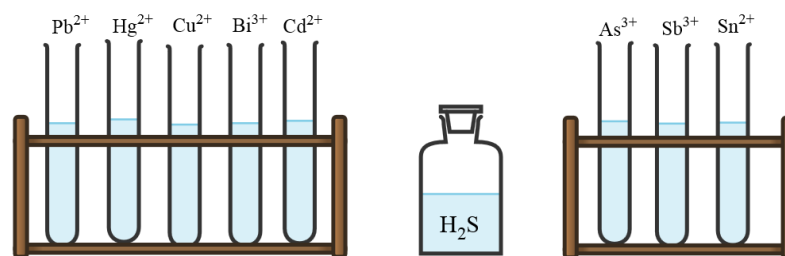
Катјоните од втората аналитичка група се поделени во две подгрупи. Како критериум за поделба на катјоните во две подгрупи е нивната растворливост во амониум полисулфид ($(NH_4)_2S_2$). Катјоните од првата подгрупа (II^a) не се раствораат во амониум полисулфид и се нарекуваат **сулфобазис**, додека пак катјоните од втората подгрупа (II^b) се раствораат во амониум полисулфид и се нарекуваат **сулфокиселини**. Ваквата поделба на катјоните овозможува тие полесно да се изучуваат и да се анализираат. Во втората група спаѓаат и катјоните на арсен(V) As^{5+} , антимон(V) Sb^{5+} и калај(IV) Sn^{4+} . Равенките за карактеристичните реакции на овие катјони, како и за катјоните во групата на сулфокиселини не се дадени во овој учебник.

II^a (сулфобазис):

- олово(II), (Pb^{2+});
- жива(II), (Hg^{2+});
- бакар(II), (Cu^{2+});
- бизмут(III), (Bi^{3+});
- кадмиум, (Cd^{2+}).

II^b (сулфокиселини):

- арсен(III), (As^{3+});
- антимон(III), (Sb^{3+});
- калај(II), (Sn^{2+}).



Слика 2.9 Катјони од втора аналитичка група

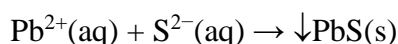
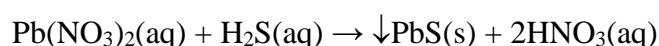
Групен реагенс за катјоните од втора аналитичка група е сулфуроводородна киселина (H₂S). Со H₂S катјоните од втора аналитичка група образуваат *сулфиди*. Таложето на катјоните се врши со загревање на водена бања во кисела средина која се постигнува со додавање на хлороводородна киселина (HCl). За таложее се користи разредена HCl, бидејќи при повисока концентрација нема да исталожат катјоните Pb²⁺ и Cd²⁺.

▶ Реакции на катјонот на олово(II), Pb²⁺

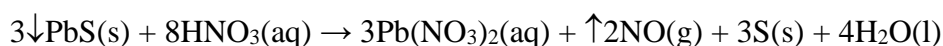
За изведување на реакциите за докажување на Pb²⁺ катјонот се користат водни раствори од олово(II) нитрат (Pb(NO₃)₂). Водните раствори на Pb²⁺ катјоните се безбојни.

Реакција со сулфуроводородна киселина, H₂S

Катјоните на олово(II) со H₂S образуваат црн талог од олово(II) сулфид (PbS).

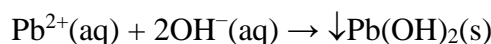
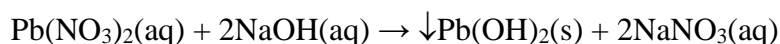


Талогот од PbS се раствора во HNO₃, притоа се добива раствор од олово(II) нитрат.

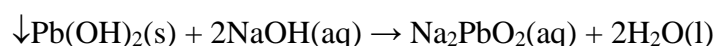
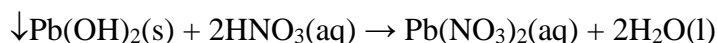


Реакција со алкални хидроксида, NaOH или KOH

Катјоните на олово(II) со NaOH образуваат бел талог од олово(II) хидроксид (Pb(OH)₂).



Pb(OH)₂ има амфотерен карактер, што значи дека може да реагира и со киселини и со бази. Во двете реакции се образуваат соли, олово(II) нитрат и олово(II) плумбит.



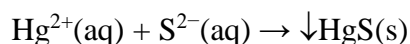
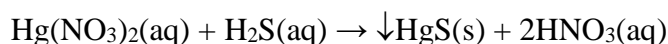
Името на Na₂PbO₂ е натриум плумбит, од латинското име на оловото (plumbum).

▶ Реакции на катјонот на жива(II), Hg²⁺

За изведување на реакциите за докажување на Hg²⁺ катјонот се користат водни раствори од жива(II) нитрат (Hg(NO₃)₂). Водните раствори на Hg²⁺ катјоните се безбојни.

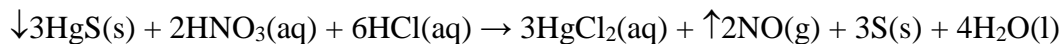
Реакција со групниот реагенс, H₂S

Катјоните на жива(II) со H₂S образуваат црн талог од жива(II) сулфид (HgS).



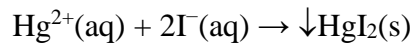
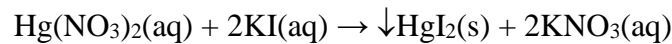
Талогот од HgS, се раствора само во царска вода. Царската вода е смеса од концентрирана хлороводородна киселина и концентрирана азотна киселина во

волуменски однос 3 : 1 („HCl“ : „HNO₃“ = 3 : 1). Оваа смеса од киселини се нарекува царска вода затоа што го раствора златото кое е „цар“ на сите метали.

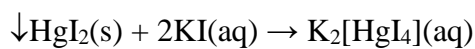


Реакција со калиум јодид, KI

Катјоните на жива(II) со KI образуваат портокалов талог од жива(II) јодид (HgI₂).

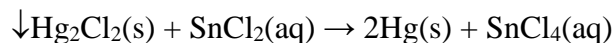
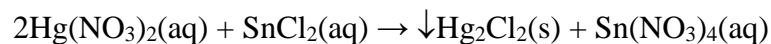


Талогот од HgI₂ се раствора во вишок од KI, притоа се образува безбоен раствор од комплексно соединение калиум тетрајодомеркурат(II). Оваа реакција се користи за **идентификација** на Hg²⁺ катјоните.



Реакција со калај(II) хлорид, SnCl₂

Катјоните на жива(II) со SnCl₂ прво се редуцираат до жива(I) Hg₂²⁺ катјони, а доколку се додаде вишок од SnCl₂ се добива црн талог од елементарна жива (Hg). Оваа реакција исто така се користи за **идентификација** на Hg²⁺ катјоните.

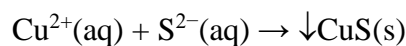
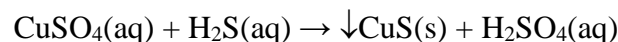


▶ Реакции на катјонот на бакар(II), Cu²⁺

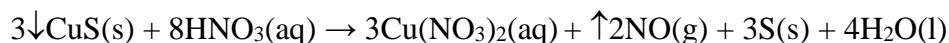
За изведување на реакциите за докажување на Cu²⁺ катјонот се користат водни раствори од бакар(II) нитрат (Cu(NO₃)₂) или бакар(II) сулфат (CuSO₄). Водните раствори на Cu²⁺ катјоните имаат сина боја заради присуството на хидратизирани хексааквабакар(II) катјони ([Cu(H₂O)₆]²⁺) и тетрааквабакар(II) катјони ([Cu(H₂O)₄]²⁺).

Реакција со групниот реагенс, H₂S

Катјоните на бакар(II) со H₂S образуваат црн талог од бакар(II) сулфид (CuS).



CuS се раствора во HNO₃ и притоа се добива раствор од бакар(II) нитрат (Cu(NO₃)₂).



Реакција со амониум хидроксид, NH₄OH

Катјоните на бакар(II) со NH₄OH образуваат синозелен талог од бакар(II) дихидроксид сулфат.



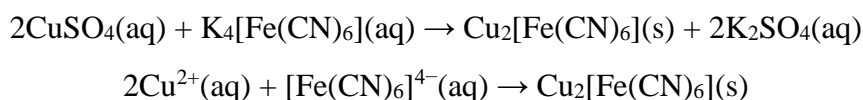
Доколку кон талогот се додаде вишок од NH_4OH се добива сино обоен раствор од комплексно соединение тетрааминбакар(II) сулфат ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$).



Оваа реакција се користи како реакција за **идентификација** на Cu^{2+} катјоните.

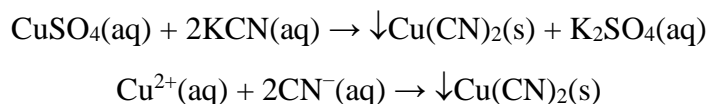
Реакција со калиум хексацијаноферат(II), $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Катјоните на бакар(II) со $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образуваат темноцрвен талог од бакар(II) хексацијаноферат(II). Исто како претходната и оваа хемиска реакција се користи за **идентификација** на Cu^{2+} катјоните.

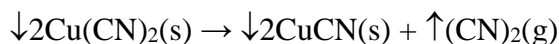


Реакција со калиум цијанид, KCN

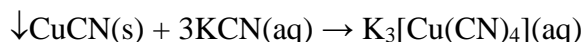
Катјоните на бакар(II) со KCN образуваат жолт талог од бакар(II) цијанид ($\text{Cu}(\text{CN})_2$).



Талогот со стоење се разложува и притоа се образува бел талог од бакар(I) цијанид (CuCN) и дицијан.



Доколку се додаде вишок од KCN во талогот од CuCN , талогот се раствора и се образува безбоен раствор од комплексно соединение калиум тетрацијанокупрат(I) ($\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$).

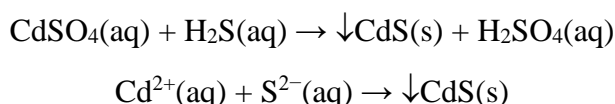


▶ Реакции на катјонот на кадмиум, Cd^{2+}

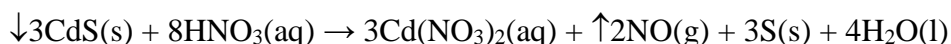
За изведување на реакциите за докажување на Cd^{2+} катјонот се користат водни раствори од кадмиум нитрат ($\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$) или кадмиум сулфат (CdSO_4). Водните раствори на Cd^{2+} катјоните се безбојни.

Реакција со групниот реагенс, H_2S

Катјоните на кадмиум со H_2S образуваат жолт талог од кадмиум сулфид (CdS). Од сите катјони во втора аналитичка група само Cd^{2+} катјоните образуваат жолт талог со групниот реагенс. Поради тоа оваа хемиска реакција може да послужи како **реакција за идентификација** на Cd^{2+} катјоните.

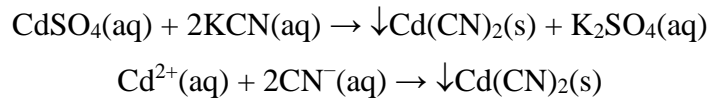


Образуваниот талогот од CdS се раствора во разредена азотна киселина (HNO_3).

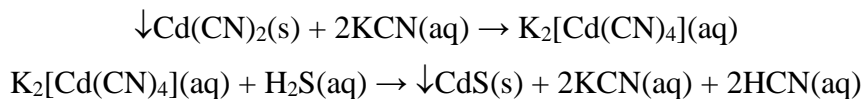


Реакција со калиум цијанид, KCN

Катјоните на кадмиум со KCN образуваат бел аморфен талог од кадмиум цијанид ($\text{Cd}(\text{CN})_2$).



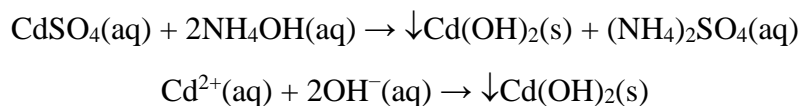
Талогот од $\text{Cd}(\text{CN})_2$ се раствора во вишок од KCN, притоа се образува безбоен раствор од комплексно соединение калиум тетрацијанокадмиумат(II). Ако кон растворот од комплексното соединение се додаде H_2S , при загревање на водена бања се образува жолт талог од кадмиум сулфид (CdS).



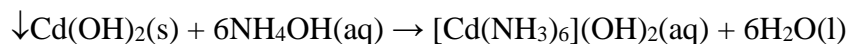
Оваа хемиска реакција исто така може да се користи како **реакција за идентификација** на Cd^{2+} катјоните.

Реакција со амониум хидроксид, NH_4OH

Катјоните на кадмиум со NH_4OH образуваат бел талог од кадмиум хидроксид ($\text{Cd}(\text{OH})_2$).



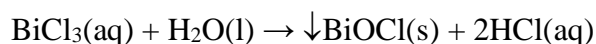
Ако кон талогот $\text{Cd}(\text{OH})_2$ се додаде вишок од NH_4OH ќе се добие безбоен раствор од комплексно соединение хексаамминкадмиум дихидроксид.



Доколку наместо NH_4OH за хемиската реакција се користи алкален хидроксид (на пример, NaOH), исто така ќе се добие бел талог од $\text{Cd}(\text{OH})_2$, но талогот нема да се раствори ако кон него се додаде вишок од реагенсот.

▶ Реакции на катјонот на бизмут(III), Bi^{3+}

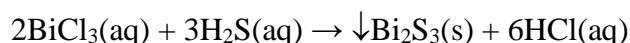
За изведување на реакциите за докажување на Bi^{3+} катјонот се користат водни раствори од бизмут(III) хлорид (BiCl_3). Водните раствори од Bi^{3+} катјоните се безбојни. Карактеристично за нив е што доаѓа до хидролиза на BiCl_3 , притоа се образува бел нерастворлив талог од бизмутил хлорид (BiOCl).

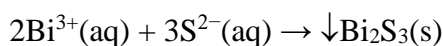


За процесот на хидролиза на соли повеќе ќе учиш во модуларната единица 3.

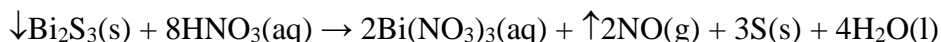
Реакција со групниот реагенс, H_2S

Катјоните на бизмут(III) со H_2S образуваат талог со кафена боја од бизмут(III) сулфид (Bi_2S_3).



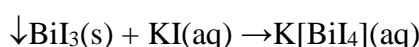
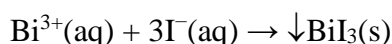
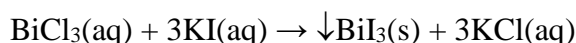


Талогот од Bi_2S_3 се раствора во разредена азотна киселина (HNO_3), со загревање.



Реакција со калиум јодид, KI

Катјоните на бизмут(III) со KI образуваат црн талог од бизмут(III) јодид (BiI_3). Доколку кон талогот се додаде вишок од KI, талогот од BiI_3 ќе се раствори и ќе се образува раствор од комплексно соединение калиум тетрајодобизмутат(III), со жолтопортокалова боја. Оваа хемиска реакција се користи за **идентификација** на Bi^{3+} катјоните.



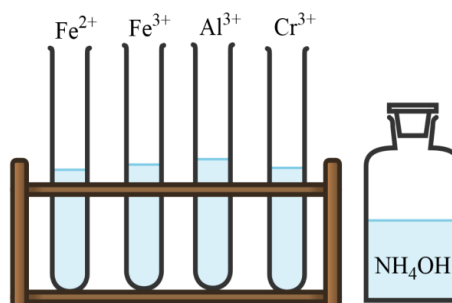
Реакциите за квалитативна анализа на катјоните од втора аналитичка група (Pb^{2+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} и Bi^{3+}) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag^{+}) од прва аналитичка група.

2.2.4. Реакции на катјоните од трета аналитичка група

Во третата аналитичка група спаѓаат катјоните:

- железо(II), (Fe^{2+});
- железо(III), (Fe^{3+});
- алуминиум, (Al^{3+});
- хром(III), (Cr^{3+}).

Групен реагенси за катјоните од третата група е амониум хидроксид (NH_4OH), со кој образуваат *хидроксида*. Таложението на хидроксидите се врши во присуство на амониум хлорид (NH_4Cl), кој се додава за да се постигне слабо базна средина. Смесата од NH_4OH и NH_4Cl е позната како *амонијачен пуфер*, и се користи за регулирање на вредноста на pH на средината во граници од 8 до 10.



Слика 2.10 Катјони од трета аналитичка група



За пуфери, нивното значење и начинот на кој дејствуваат ќе учиш повеќе во модуларната единица 3.

▶ Реакции на катјонот на железо(II), Fe^{2+}

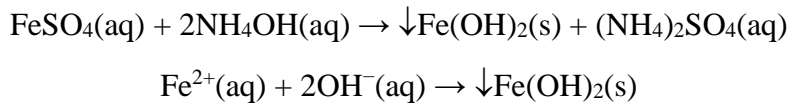
За изведување на реакциите за докажување на Fe^{2+} катјонот се користат водни раствори од железо(II) сулфат (FeSO_4). Водните раствори од Fe^{2+} катјоните имаат светлозелена боја што се должи на комплексниот катјон од хексакважелезо(II), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.



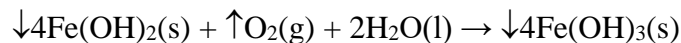
Катјоните на железо(II) Fe^{2+} лесно се оксидираат до Fe^{3+} катјони, затоа испитуваниот раствор од FeSO_4 треба да се подготви непосредно пред изведување на реакциите.

Реакција со групниот реагенс, NH_4OH

Катјоните на железо(II) со NH_4OH образуваат светлозелен талог од железо(II) хидроксид ($\text{Fe}(\text{OH})_2$).

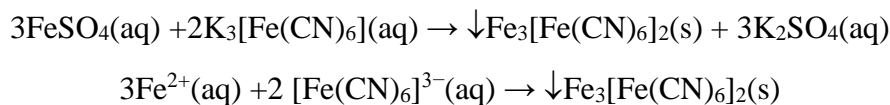


Талогот од $\text{Fe}(\text{OH})_2$ со стоење се оксидира, при што се образува железо(III) хидроксид ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) кој има црвенокафена боја.



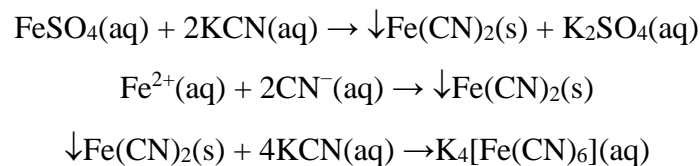
Реакција со калиум хексацијаноферат(III), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Катјоните на железо(II) со $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образуваат темносин талог од железо(II) хексацијаноферат(III), кој е познат под името турнбулово сино. Оваа хемиска реакција се користи за **идентификација** на Fe^{2+} катјоните.



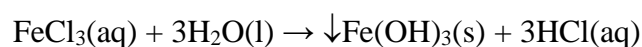
Реакција со калиум цијанид, KCN

Катјоните на железо(II) со KCN образуваат црвенокафен талог од железо(II) цијанид ($\text{Fe}(\text{CN})_2$). Реакцијата се изведува со постепено додавање (капка по капка) на реагенсот. Доколку се додаде вишок од KCN кон талогот, тој ќе се раствори при што се образува раствор со жолта боја од комплексното соединение калиум хексацијаноферат(II).



▶ Реакции на катјонот на железо(III), Fe^{3+}

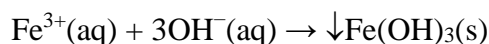
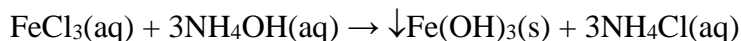
За изведување на реакциите за докажување на Fe^{3+} катјонот се користат водни раствори од железо(III) хлорид (FeCl_3). Бојата на водните раствори од Fe^{3+} катјоните е жолтокафена како резултат на образуваниот комплексен катјон хексаакважелезо(III), $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Растворот од FeCl_3 лесно хидролизира, притоа се образува кафен талог од железо(III) хидроксид ($\text{Fe}(\text{OH})_3$).



За да се спречи неговата хидролиза, растворот се закиселува со хлороводородна киселина.

Реакција со групниот реагенс, NH₄OH

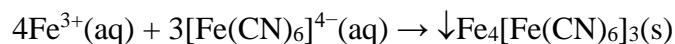
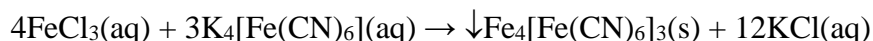
Катјоните на железо(III) со NH₄OH образуваат црвенокафен волуминозен талог од железо(III) хидроксид (Fe(OH)₃). Истиот талог се образува ако наместо амониум хидроксид се користат алкални хидроксида (NaOH, KOH).



Fe(OH)₃ се раствора во минерални киселини, но не се раствора доколку кон талогот се додаде вишок од NH₄OH. По оваа хемиска реакција железо(III) катјоните се разликуваат од катјоните на хром(III) и алуминиум.

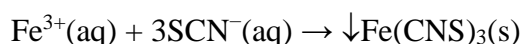
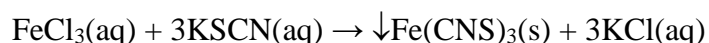
Реакција со калиум хексацијаноферат(II), K₄[Fe(CN)₆]

Катјоните на железо(III) со K₄[Fe(CN)₆] образуваат син талог од железо(III) калиум хексацијаноферат(II) (Fe₄[Fe(CN)₆]₃). Талогот е познат под името берлиско сино. Талогот се раствора во слаби киселини како што е оксална киселина (H₂C₂O₄), а не се раствора во хлороводородна киселина. Оваа хемиска реакција се користи за **идентификација** на Fe³⁺ катјоните.



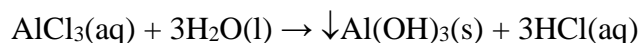
Реакција со калиум тиоцијанат (калий роданид), KSCN

Катјоните на железо(III) со KSCN во слабо кисела средина образуваат железо(III) тиоцијанат (железо(III) роданид) (Fe(CNS)₃), кој има интензивна темноцрвена боја. Оваа реакција исто така се користи за **идентификација** на Fe³⁺ катјоните.



▶ Реакции на катјонот на алуминиум, Al³⁺

За изведување на реакциите за докажување на Al³⁺ катјонот се користат водни раствори од алуминиум хлорид (AlCl₃). Водните раствори на Al³⁺ катјоните се безбојни. Растворливите соли на алуминиум (хлориди, нитрати, сулфати и др.) хидролизираат во водни раствори и притоа се образува колоиден раствор од алуминиум хидроксид (Al(OH)₃) кој се забележува како бело заматување на растворот.

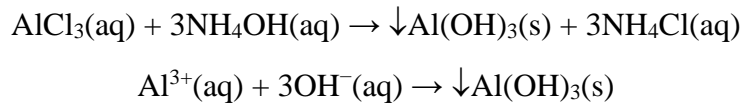


За да се избегне образувањето на Al(OH)₃, растворот се закиселува со хлороводородна киселина.

Реакција со групниот реагенс, NH₄OH

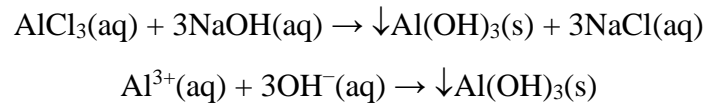
Катјоните на алуминиум со NH₄OH образуваат бел волуминозен талог од алуминиум хидроксид (Al(OH)₃). За да биде таложето целосно во растворот се додава амониум

хлорид (NH_4Cl). Доколку епруветата со талогот од алуминиум хидроксид се загрева на водена бања, доаѓа до коагулација на талогот.

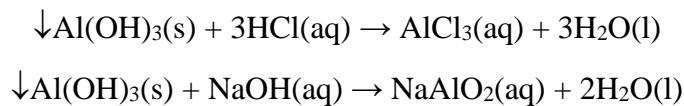


Реакција со алкални хидроксида, NaOH , KOH

Катјоните на алуминиум со NaOH образуваат бел талог од алуминиум хидроксид ($\text{Al}(\text{OH})_3$).



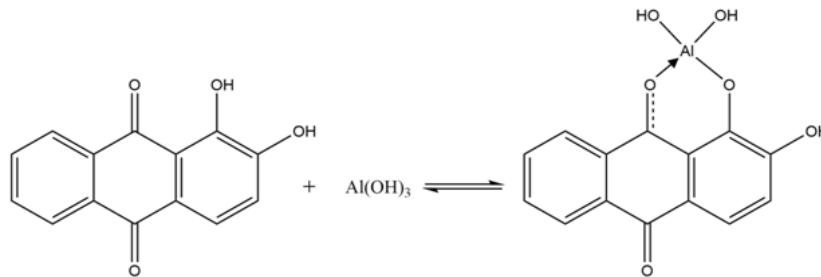
$\text{Al}(\text{OH})_3$ има амфотерни својства, што значи дека се раствора и во киселини и во бази. При реакција со HCl се образува сол алуминиум хлорид (AlCl_3), додека при реакција со NaOH се образува натриум метаалуминат (NaAlO_2).



Реакција со алкохолан раствор од ализарин-S

Катјоните на алуминиум со ализарин S во амонијачна средина образуваат црвен раствор од комплексно соединение. Оваа хемиска реакција се користи за **идентификација** на Al^{3+} катјоните.

Постапка: Кон 1 cm^3 од испитуваниот раствор (AlCl_3) се додаваат 2-3 капки од амониум хидроксид (NH_4OH) и неколку капки од ализарин – S. Појавата на црвена боја чиј интензитет постепено се зголемува е доказ за присуство на Al^{3+} катјоните.



Реакција со кобалт(II) нитрат, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$

Катјоните на алуминиум со $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ образуваат кобалт(II) метаалуминат ($\text{Co}(\text{AlO}_2)_2$) кој е раствор со сина боја, наречено тенардово сино. Оваа хемиска реакција се изведува по сув пат и се користи за **идентификација** на Al^{3+} -катјоните.



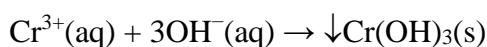
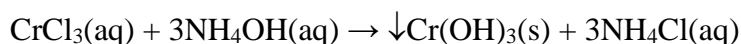
Постапка: Парче филтерна хартија се натопува со испитуваниот раствор. Хартијата се превиткува на четири дела и на неа се додаваат неколку капки кобалт(II) нитрат. Потоа хартијата се зема со пинцета и се согорува во пламен, а откако ќе изгори се жари. Доколку после жарење се појави сина боја по рабовите на остатокот, тоа е доказ за присуство на катјоните на алуминиум во испитуваниот раствор.

▶ Реакции на катјонот на хром(III), Cr³⁺

За изведување на реакциите за докажување на Cr³⁺ катјонот се користат водни раствори од хром(III) хлорид (CrCl₃). Водните раствори од Cr³⁺ катјоните имаат сивозелена боја. Исто како и во случајот со солите на Al³⁺ и Cr³⁺ катјоните, и солите на Cr³⁺ катјонот хидролизираат. За да се спречи хидролизата во нивните раствори се додава HCl.

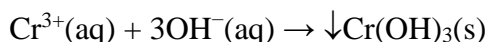
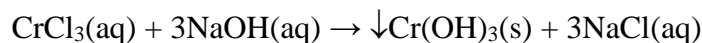
Реакција со групниот реагенс, NH₄OH

Катјоните на хром(III) со NH₄OH образуваат желатинозен талог од хром(III) хидроксид (Cr(OH)₃) со сивозелена боја. Таложето се врши во присуство на амониум хлорид (NH₄Cl). На овој начин се постигнува целосно таложеење и се избегнува растворањето на образуваниот талог.

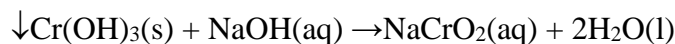


Реакција со алкални хидроксиди, NaOH, KOH

Катјоните на хром(III) со NaOH образуваат сивозелен желатинозен талог од хром(III) хидроксид (Cr(OH)₃).



Cr(OH)₃ се раствора во вишок од NaOH, притоа се образува натриум хромит (NaCrO₂).



Доколку во растворот од NaCrO₂ се додаде некое оксидационо средство (водород пероксид (H₂O₂), хлорна вода (Cl₂), бромна вода (Br₂), зелениот хромитен анјон се оксидира до хроматен анјон (CrO₄²⁻), кој има жолта боја.



Оваа хемиска реакција се изведува со постепено загревање на водена бања и се користи за **идентификација** на Cr³⁺ катјоните.



Ако кон растворот од хроматниот јон се додаде 1 cm³ етер и се закисели со сулфурна киселина, во присуство на водород пероксид се образува перхромна киселина (H₂CrO₆). Етерскиот слој се обојува со интензивно сина боја. Перхромната киселина е нестабилна во водни раствори и поради тоа сината боја брзо се губи.



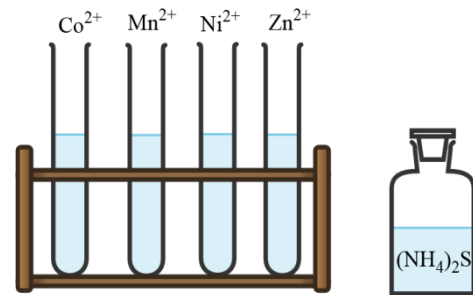
Реакциите за квалитативна анализа на катјоните од трета аналитичка група (Fe²⁺, Fe³⁺, Al³⁺ и Cr³⁺) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag⁺) од прва аналитичка група.

2.2.5. Реакции на катјоните од четврта аналитичка група

Во четвртата аналитичка група спаѓаат катјоните:

- кобалт(II), (Co^{2+});
- манган(II), (Mn^{2+});
- никел(II), (Ni^{2+});
- цинк, (Zn^{2+}).

Групен реагенс за четвртата аналитичка група е амониум сулфид ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$). Таложењето на катјоните од оваа група се врши во базна средина и притоа се добиваат тешко растворливи *сулфиди*. Реакција со групниот реагенс се врши при загревање на водена бања во присуство на амониум хлорид (NH_4Cl). NH_4Cl се додава за регулирање на рН на средината (базна), додека пак со загревањето се избегнува образување на колоидни талози. Карактеристично за катјоните од четврта група е тоа што во водни раствори се хидратизираат и образуваат комплексни катјони.



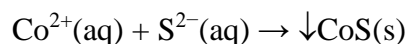
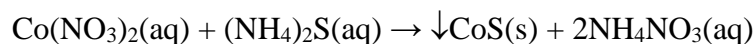
Слика 2.11 Катјони од четврта аналитичка група

▶ Реакции на катјонот на кобалт(II), Co^{2+}

За изведување на реакциите за докажување на Co^{2+} катјонот се користат водни раствори од кобалт(II) хлорид (CoCl_2) или кобалт(II) нитрат ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$). Во водни раствори Co^{2+} катјоните образуваат комплексен катјон ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$) хексааквакобалт(II) кој има розова боја. Безводните соли на кобалт кои не содржат вода имаат сина боја.

Реакција со групниот реагенс, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

Катјоните на кобалт(II) со $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ во базна средина образуваат црн талог од кобалт(II) сулфид (CoS). Талогот од CoS се раствора во царска вода ($\text{HCl} : \text{HNO}_3 = 3 : 1$), притоа се образува раствор од CoCl_2 .

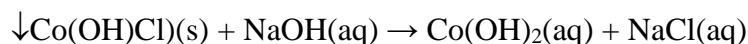


Реакција со алкални хидроксида, NaOH , KOH

Катјоните на кобалт(II) со NaOH образуваат син талог од кобалт(II) хидроксид хлорид.

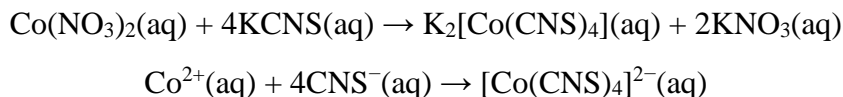


Доколку во реакционата смеса се додаде вишок од NaOH или при загревање, синиот талог преминува во кобалт(II) хидроксид ($\text{Co}(\text{OH})_2$), кој има розова боја.



Реакција со калиум тиоцијанат, KCNS

Катјоните на кобалт(II) со заситен раствор од KCNS образуваат раствор од комплексно соединение калиум тетратиоцијанокобалт(II), со сина боја. Наместо заситен раствор во испитуваниот раствор може да се додадат кристалчиња од калиум тиоцијанат.



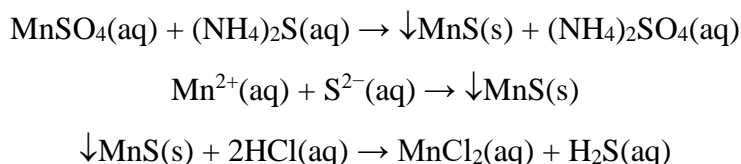
Добиеното комплексно соединение $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$ не е стабилно во водни раствори и неговата боја брзо се губи. За да може убаво да се забележи сината боја се врши екстракција на комплексното соединение во смеса од амил алкохол и етер (волуменски однос 1 : 1), или пак се користи ацетон. Доколку се образува $\text{K}_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$, органскиот слој се обојува со сина боја и тоа е доказ за присуството на Co^{2+} катјоните во растворот. Оваа хемиска реакција се користи како реакција за **идентификација** на Co^{2+} катјоните.

Реакции на катјонот манган(II), Mn^{2+}

За изведување на реакциите за докажување на Mn^{2+} катјонот се користат водни раствори од манган(II) сулфат (MnSO_4) и манган(II) нитрат ($\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$). Водните раствори од Mn^{2+} катјоните се безбојни.

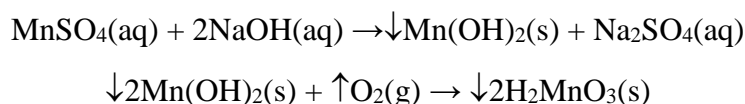
Реакција со групниот реагенс, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

Катјоните на манган(II) со $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ образуваат талог со светло розова боја од манган(II) сулфид (MnS). Талогот се раствора во разредени раствори од минерални киселини, на пример HCl.



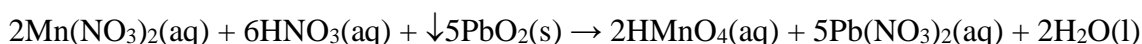
Реакција со алкални хидроксида, NaOH, KOH

Катјоните на манган(II) со NaOH образуваат бел желатинозен талог од манган(II) хидроксид ($\text{Mn}(\text{OH})_2$) кој со стоење ја менува бојата во кафена. Ова се должи на неговата оксидација со кислород од воздухот. Со оксидација на $\text{Mn}(\text{OH})_2$ се добива манганеста киселина (H_2MnO_3).



Реакција со олово(IV) оксид, PbO_2

Катјоните на манган(II) со PbO_2 во присуство на концентрирана азотна киселина (HNO_3) и при загревање се оксидираат, притоа се добива перманганова киселина (HMnO_4). Бојата на растворот од перманганатниот ањон (MnO_4^{-}) е интензивно виолетова.



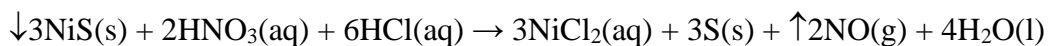
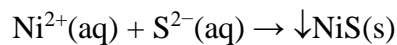
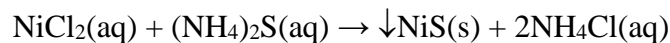
Оваа реакција се користи за **идентификација** на Mn^{2+} катјоните во испитуван раствор.

▶ Реакции на катјонот на никел(II), Ni^{2+}

За изведување на реакциите за докажување на Ni^{2+} катјонот се користат водни раствори од никел(II) хлорид ($NiCl_2$) и никел(II) сулфат ($NiSO_4$). Водните раствори на овие соли имаат зелена боја затоа што Ni^{2+} катјоните се хидратизирани во форма на хексаакваникел(II) катјони ($[Ni(H_2O)_6]^{2+}$).

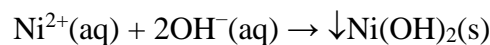
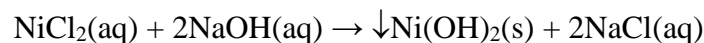
Реакција со групниот реагенс, $(NH_4)_2S$

Катјоните на никел(II) со $(NH_4)_2S$ во присуство на амониум хлорид (NH_4Cl) образуваат црн талог од никел(II) сулфид (NiS) кој се раствора во царска вода ($HNO_3 : HCl = 1 : 3$).



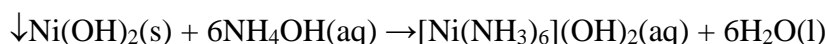
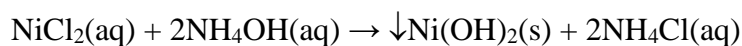
Реакција со алкални хидроксида, $NaOH$, KOH

Катјоните на никел(II) со $NaOH$ образуваат светлозелен талог од никел(II) хидроксид ($Ni(OH)_2$). Талогот од $Ni(OH)_2$ не се раствора во вишок од реагенсот.



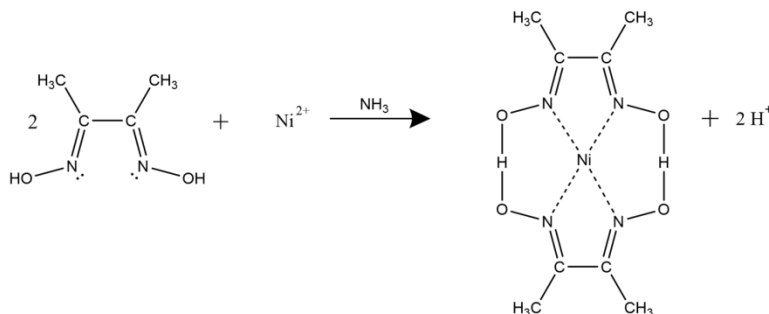
Реакција со амониум хидроксид, NH_4OH

Катјоните на никел(II) со NH_4OH образуваат светлозелен талог од никел(II) хидроксид ($Ni(OH)_2$) кој се раствора во вишок од NH_4OH , притоа се образува син раствор од комплексно соединение хексаамминникел(II) хидроксид ($[Ni(NH_3)_6](OH)_2$).



Реакција со алкохолен раствор од диметилглиоксим

Диметилглиоксим е познат како Чугаев реагенс, со него Ni^{2+} катјоните во присуство на амониум хидроксид (NH_4OH), образуваат розовоцрвен талог од никел(II) диметилглиоксим. Оваа реакција се користи за **идентификација** на Ni^{2+} катјоните во испитуваниот раствор.

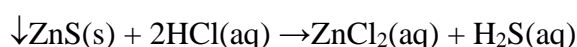
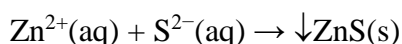
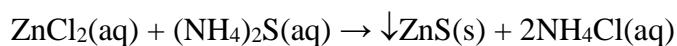


▶ Реакции на катјонот на цинк, Zn^{2+}

За изведување на реакциите за докажување на Zn^{2+} катјонот се користат водни раствори од цинк(II) хлорид ($ZnCl_2$) и цинк(II) сулфат ($ZnSO_4$). Водните раствори на овие соли се безбојни.

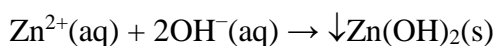
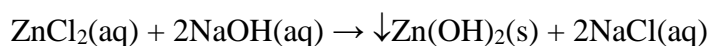
Реакција со групниот реагенс, $(NH_4)_2S$

Катјоните на цинк со $(NH_4)_2S$ во слабо базна средина образуваат бел талог од цинк(II) сулфид (ZnS). Додавањето на NH_4Cl во реакциониот систем го спречува образувањето на колоиден раствор од ZnS . Талогот од ZnS е растворлив во разредена хлороводородна киселина (HCl).

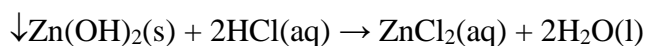
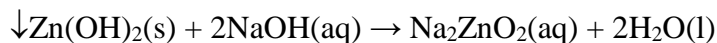


Реакција со алкални хидроксида, $NaOH$, KOH

Катјоните на цинк со $NaOH$ образуваат бел желатинозен талог од цинк(II) хидроксид ($Zn(OH)_2$).

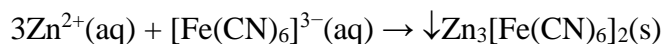
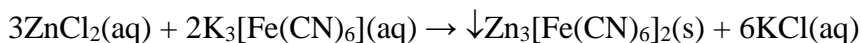


$Zn(OH)_2$ има амфотерни својства. Талогот се раствора во вишок од реагенсот, при што се образува натриум цинкат (Na_2ZnO_2). Исто така $Zn(OH)_2$ се раствора и во HCl , во овој случај се образува цинк хлорид ($ZnCl_2$).



Реакција со калиум хексацијаноферат(III), $K_3[Fe(CN)_6]$

Катјоните на цинк со $K_3[Fe(CN)_6]$ образуваат жолтопортокалов талог од $Zn_3[Fe(CN)_6]_2$ цинк хексацијаноферат(III).



Оваа реакција се користи за **идентификација** на Zn^{2+} катјоните.



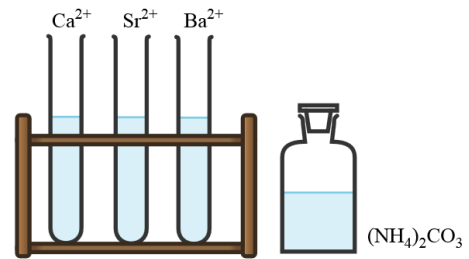
Реакциите за квалитативна анализа на катјоните од четврта аналитичка група (Co^{2+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} и Zn^{2+}) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag^+) од прва аналитичка група.

2.2.6. Реакции на катјоните од петта аналитичка група

Во петтата аналитичка група спаѓаат катјоните:

- бариум (Ba^{2+});
- калциум (Ca^{2+});
- стронциум (Sr^{2+}).

Групен реагенс за петта група е амониум карбонат ($(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$). Таложењето се врши во присуство на амонијачен пуфер (NH_4OH и NH_4Cl), бидејќи таложењето на *карбонатите* се врши во базна средина. Карбонатите на калциум, стронциум и бариум се растворливи во киселини.



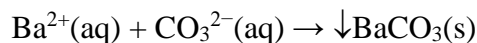
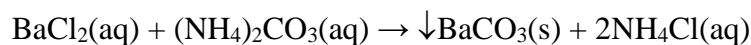
Слика 2.12 Катјони од петта аналитичка група

▶ Реакции на катјонот на бариум, Ba^{2+}

За изведување на реакциите за докажување на Ba^{2+} катјонот се користат водни раствори од бариум хлорид (BaCl_2) или бариум нитрат ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$). Водните раствори на овие соли се безбојни.

Реакција со групниот реагенс, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

Катјоните на бариум со $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ образуваат бел талог од бариум карбонат (BaCO_3).

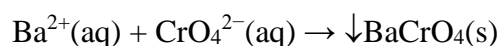
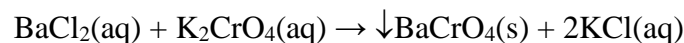


Талогот BaCO_3 е лесно растворлив во киселини. Се раствора во силни минерални киселини, на пример хлороводородна киселина (HCl), и во слаби киселини како што е оцетна киселина (CH_3COOH).



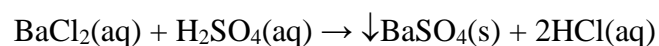
Реакција со алкални хромати, K_2CrO_4 , Na_2CrO_4

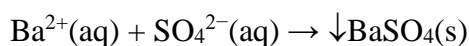
Катјоните на бариум со K_2CrO_4 образуваат жолт талог од бариум хромат (BaCrO_4). Оваа реакција се користи за нивна **идентификација** бидејќи со неа може да се докажат јоните на бариум во присуство на јони на калциум, кои не образуваат талог со алкални хромати.



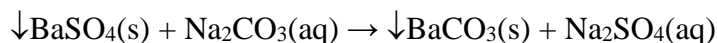
Реакција со разредена сулфурна киселина, H_2SO_4

Катјоните на бариум со H_2SO_4 образуваат бел кристален талог од бариум сулфат (BaSO_4), кој не се раствора ниту во киселини ниту во бази.



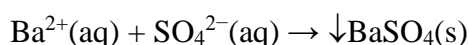
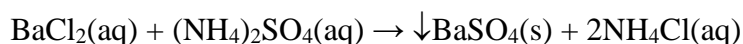


BaSO₄ се раствора во заситен раствор од натриум карбонат (Na₂CO₃) при вриење. Притоа се образува бариум карбонат (BaCO₃) кој е растворлив во минерални киселини и во оцетна киселина.



Реакција со амониум сулфат, (NH₄)₂SO₄

Катјоните на бариум со (NH₄)₂SO₄ образуваат бел талог од бариум сулфат (BaSO₄).



Оваа реакција се користи за **идентификација** на катјоните на бариум во присуство на катјони на калциум и стронциум, кои не образуваат талог со (NH₄)₂SO₄ од разредени раствори.

Реакција по сув пат

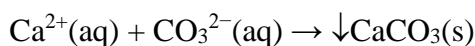
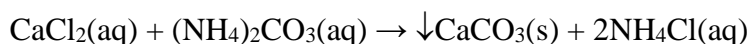
Испарливите соли на бариум го бојат пламенот со зелена боја. Оваа реакција се користи како реакција за **идентификација** по сув пат.

▶ Реакции на катјонот на калциум, Ca²⁺

За изведување на реакциите за докажување на Ca²⁺ катјонот се користат водни раствори од калциум нитрат (Ca(NO₃)₂) или калциум хлорид (CaCl₂). Водните раствори на овие соли се безбојни.

Реакција со групниот реагенс, (NH₄)₂CO₃

Катјоните на калциум со (NH₄)₂CO₃ образуваат бел талог од калциум карбонат (CaCO₃).

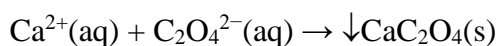
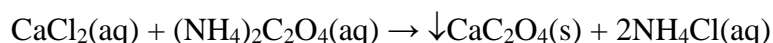


Талогот од CaCO₃ лесно се раствора во минерални киселини (на пример, HCl) и во оцетна киселина (CH₃COOH).



Реакција со амониум оксалат, (NH₄)₂C₂O₄

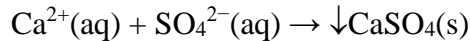
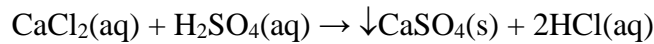
Катјоните на калциум со (NH₄)₂C₂O₄ образуваат бел талог од калциум оксалат (CaC₂O₄).



Талогот од CaC₂O₄ се раствора во разредени минерални киселини, но не се раствора во оцетна киселина (CH₃COOH). Оваа реакција се користи за **идентификација** на Ca²⁺ катјоните.

Реакција со сулфурна киселина, H₂SO₄

Катјоните на калциум со H₂SO₄ образуваат бел кристален талог од калциум сулфат (CaSO₄), кој не се раствора ниту во киселини ниту во бази.

**Реакција по сув пат**

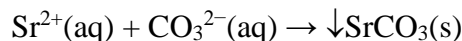
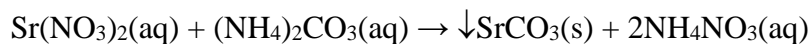
Испарливите соли на калциум го бојат пламенот со темноцрвена боја. Оваа реакција е реакција по сув пат и се користи за **идентификација** на Ca²⁺ катјоните.

▶ Реакции на катјонот на стронциум, Sr²⁺

За изведување на реакциите за докажување на Sr²⁺ катјонот, се користат водни раствори од стронциум нитрат (Sr(NO₃)₂) или стронциум хлорид (SrCl₂). Водните раствори на овие соли се безбојни.

Реакција со групниот реагенс, (NH₄)₂CO₃

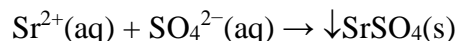
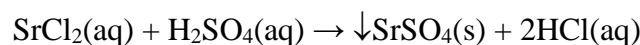
Катјоните на стронциум со (NH₄)₂CO₃ образуваат бел талог од стронциум карбонат (SrCO₃).



Талогот од SrCO₃, исто како и карбонатите на Ca²⁺ и Ba²⁺, се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина.

**Реакција со сулфурна киселина, H₂SO₄**

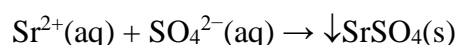
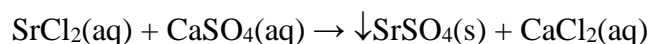
Катјоните на стронциум со H₂SO₄ образуваат бел талог од стронциум сулфат (SrSO₄).



Талогот од SrSO₄ не се раствора во минерални киселини. За да може да се раствори прво се претвора во стронциум карбонат (SrCO₃) при реакција со натриум карбонат, кој потоа се раствора во минерални киселини.

Реакција со калциум сулфат дихидрат, CaSO₄·2H₂O

Катјоните на стронциум со гипсна вода (заситен раствор од калциум сулфат дихидрат), CaSO₄·2H₂O образуваат бел талог од стронциум сулфат (SrSO₄). Реакцијата се одвива при загревање.



Оваа реакција се користи за **идентификација** на Sr^{2+} катјоните, која исто така овозможува да се докажат Sr^{2+} катјоните во присуство на Ca^{2+} катјони, кои не реагираат со гипсна вода.

Реакција по сув пат

Испарливите соли на стронциум го бојат пламенот со интензивна црвена боја (кармин црвена). Оваа реакција е реакција по сув пат и се користи за **идентификација** на Sr^{2+} катјоните.



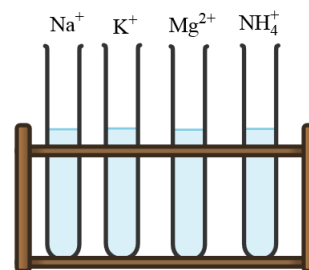
Реакциите за квалитативна анализа на катјоните од петта аналитичка група (Ba^{2+} , Ca^{2+} , и Sr^{2+}) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag^+) од прва аналитичка група.

2.2.7. Реакции на катјоните од шеста аналитичка група

Во шестата аналитичка група спаѓаат катјоните:

- калиум (K^+),
- натриум (Na^+);
- магнезиум (Mg^{2+});
- амониум (NH_4^+).

За шестата група катјони нема групен реагенс, затоа што голем број од солите на овие катјони се растворливи во вода.



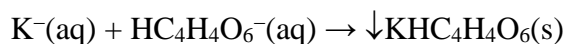
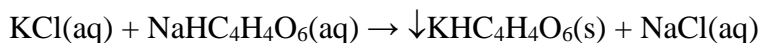
Слика 2.13 Катјони од шеста аналитичка група

▶ Реакции на катјонот на калиум, K^+

За изведување на реакциите за докажување на K^+ катјонот се користат водни раствори од калиум хлорид (KCl). Водните раствори на овие соли се безбојни.

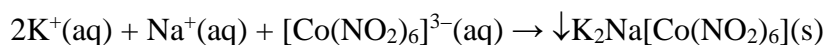
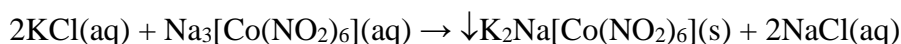
Реакција со натриум хидрогенартарат, $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$

Катјоните на калиум со $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ (сол на винска киселина) образуваат бел кристален талог од калиум хидрогенартарат ($\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$). Талогот се раствора при вриење и во силни киселини и бази.



Реакција со натриум хексанитрокобалтат(III), $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$

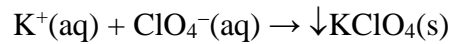
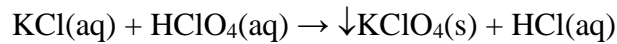
Катјоните на калиум со $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ образуваат жолт талог од дикалиумнатриум хексанитрокобалтат(III).



Талогот се раствора во силни минерални киселини, но не се раствора во оцетна киселина. Оваа реакција се користи за **идентификација** на катјоните на калиум.

Реакција со перхлорна киселина, HClO₄

Катјоните на калиум со HClO₄ образуваат бел талог од калиум перхлорат (KClO₄). Оваа реакција се користи за **идентификација** на катјоните на калиум.

**Реакција по сув пат**

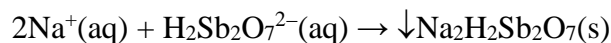
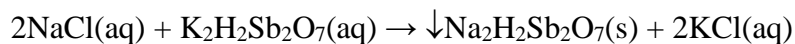
Испарливите соли на калиум го бојат безбојниот дел од пламенот со виолетова боја. Со цел да се види појасно бојата, треба да се набљудува преку кобалтно стакло, бидејќи кобалтното стакло ја апсорбира жолтата боја на пламенот. Оваа реакција е реакција по сув пат и се користи за **идентификација** на катјоните на калиум.

▶ Реакции на катјонот на натриум, Na⁺

За изведување на реакциите за докажување на Na⁺ катјонот се користат водни раствори од натриум хлорид (NaCl). Водните раствори на овие соли се безбојни.

Реакција со калиум дихидрогенпироантимонат, K₂H₂Sb₂O₇

Катјоните на натриум со K₂H₂Sb₂O₇ образуваат бел кристален талог од натриум дихидрогенпироантимонат (Na₂H₂Sb₂O₇). За да се образува талогот, концентрацијата на NaCl во растворот треба да биде повисока. Таложењето се врши во неутрална или слабо базна средина.

**Реакција по сув пат**

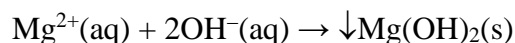
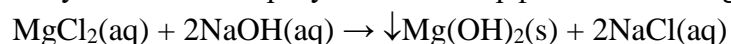
Присуството на натриумови катјони најлесно е да се докаже **по сув пат**. Испарливите соли на натриум го бојат безбојниот дел од пламенот со интензивно жолта боја. Бојата трае подолго време, поради тоа платинската игла треба да се исчисти внимателно пред да се користи за докажување на друг катјон.

▶ Реакции на катјонот на магнезиум, Mg²⁺

За изведување на реакциите за докажување на Mg²⁺ катјонот се користат водни раствори од магнезиум хлорид (MgCl₂). Водните раствори на овие соли се безбојни.

Реакција со алкални хидроксида, NaOH, KOH

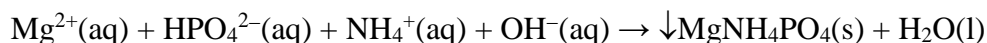
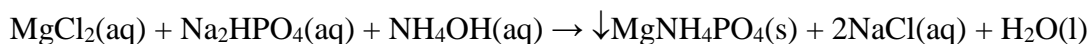
Катјоните на магнезиум со NaOH образуваат бел аморфен талог од Mg(OH)₂.



Оваа реакција може да се изведува и со NH₄OH, но во тој случај добиениот талог од Mg(OH)₂ ќе се раствори во присуство на образуваниот амониум хлорид (NH₄Cl).

Реакција со натриум хидрогенфосфат, Na₂HPO₄

Катјоните на магнезиум со Na₂HPO₄ образуваат бел кристален талог од магнезиум амониум фосфат (MgNH₄PO₄). Оваа хемиска реакција се одвива во присуство на амониум хидроксид (NH₄OH) и амониум хлорид (NH₄Cl). NH₄Cl се додава со цел да го спречи таложењето на магнезиум хидроксид.



Доколку добиениот талог не е кристален се врши прекристализација, односно талогот се раствора во HCl и повторно се таложи со NH₄OH. Постапката на прекристализација се повторува се додека не се добијат кристали со форма на ѕвезди, кои може да се забележат ако се набљудува под микроскоп. Оваа реакција се користи за **идентификација** на катјоните на магнезиум.

Реакции на катјонот на амониум, NH₄⁺

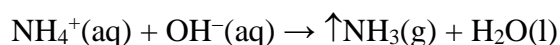
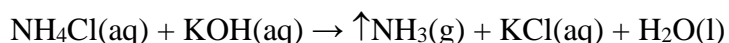
За изведување на реакциите за докажување на NH₄⁺ катјонот се користат водни раствори од амониум хлорид (NH₄Cl). Водните раствори на овие соли се безбојни.



Карактеристично за солите на амониум со халогените елементи е тоа што при жарење сублимираат, додека пак другите соли се разложуваат. На ваков начин амониум катјонот може да се отстрани од растворот доколку пречи при анализата на некој друг катјон.

Хемиска реакција со алкални хидроксида, NaOH, KOH

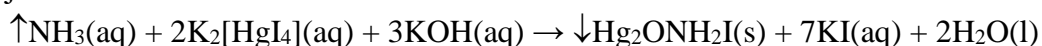
При реакција на NH₄⁺ катјоните со KOH се издвојува амонијак. Реакција се одвива со загревање, а присуството на амонијак се забележува како резултат на неговиот задушлив мирис. Доколку кон отворот на епруветата се приближи парче црвена лакмусова хартија натопено со вода, бојата на хартијата поминува во сина од ослободениот амонијак (базна средина).



Оваа реакција се користи за **идентификација** на амониум јоните.

Реакција со Неслеров реагенс

Неслеров реагенс е алкален раствор на калиум тетрајодомеркурат(II), K₂[HgI₄]. Со Неслеров реагенс, NH₄⁺ катјоните образуваат талог од жива(II) оксид амидојодид (Hg₂ONH₂I) со жолта или жолтокафена боја во зависност од концентрацијата на амонијак.



Оваа реакција се користи за **идентификација** на амониум јоните.



Реакциите за квалитативна анализа на катјоните од шеста аналитичка група (K⁺, Na⁺, Mg²⁺ и NH₄⁺) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на катјонот на сребро (Ag⁺) од прва аналитичка група.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

- Според кој критериум се поделени катјоните во групи? Колку групи катјони има?
- Во која аналитичка група спаѓаат следните катјони: Ca^{2+} , Fe^{2+} , K^+ , Ag^+ , Zn^{2+} , Sb^{3+} , NH_4^+ , Pb^{2+} , Co^{2+} , Cu^{2+} . Со кој групен реагенс се таложат? Пополни ја табелата:

Група	Катјони	Групен реагенс
прва		
втора		
трета		
четврта		
петта		
шеста		

- Зошто се додава HCl во вишок при таложее на катјоните од прва аналитичка група? Што ќе се случи ако додадеме многу повеќе HCl ?
- Кои талози (напиши ги формулите) се образуваат при реакција на катјоните: Ag^+ , Hg_2^{2+} и Pb^{2+} со реагенсите дадени во табелата? Која е бојата на образуваните талози? Пополни ја табелата:

Реагенс	КАТЈОНИ		
	Ag^+	Hg_2^{2+}	Pb^{2+}
HCl			
KI			
K_2CrO_4			

- Во каква средина се таложат катјоните од втора аналитичка група? Објасни.
- Кои талози (напиши ги формулите) се образуваат при реакција на катјоните: Cu^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} , Bi^{3+} и Cd^{2+} со реагенсите H_2S и KI ? Која е бојата на образуваните талози? Пополни ја табелата:

Реагенс/талог	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Cd^{2+}
H_2S					
KI					

- Како ќе докажеш дека во ратворот е присутен катјонот на Cu^{2+} ?
- Како може да се докажат Bi^{3+} катјоните во присуство на катјоните на Cd^{2+} ?
- Дали при таложее на катјоните од трета аналитичка група со групниот реагенс е важна киселоста на средината? Објасни.
- Cr^{3+} -катјоните образуваат желатинозен талог од хром(III) хидроксид со алкалните хидроксида. Напиши ја равенката.
- Што се добива при хидролиза на растворливите соли на алуминиум? Дали може да се избегне хидролизата? Објасни.
- Комплексното соединение калиум хексацијаноферат(II) се користи како реагенс при реакција на идентификација на Fe^{3+} -јоните. Напиши ја равенката.
- Напиши ја равенката на реакцијата со групниот реагенс на катјонот на кобалт, Co^{2+} . Дали е растворлив добиениот продукт? Во што се раствора?
- При реакција на растворлива сол на катјонот на Mn^{2+} со алкални хидроксида се добива бел желатинозен талог од $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Зошто со стоеее неговата боја се менува во кафена? Напиши ги равенките на реакциите.

15. $Zn(OH)_2$ има амфотерни својства. Што значи тоа? Напиши ги равенките на реакциите со HCl и $NaOH$.
16. Како ќе го докажеш катјонот на бариум (Ba^{2+}) во присуство на катјоните на калциум (Ca^{2+}) и стронциум (Sr^{2+})?
17. Стронциум сулфат ($SrSO_4$) се добива во вид на бел талог при реакција на растворлива сол на катјонот на Sr^{2+} со сулфурна киселина? Како ќе постапиш ако треба да го раствориш добиениот талог?
18. Пополни ја табелата:

Равенка на реакцијата за идентификација

Ca^{2+} ($CaCl_2$)	
K^+ (KCl)	
Cr^{3+} ($CrCl_3$)	

19. Што се добива при реакција на Mg^{2+} -катјоните со алкални хидроксиди? Дали може за изведување на реакцијата наместо алкален хидроксид да се користи амониум хидроксид? Објасни.
20. Кој реагенс се нарекува Неслеров реагенс? За докажување на кој катјон се користи? Дали може реакцијата да послужи за идентификација на катјонот?

2.3. Квалитативна анализа на анјони

2.3.1. Поделба на анјони

За полесно да се изведе квалитативната анализа на анјоните, потребно е да се направи нивна поделба по групи. Во литературата може да се сретнат различни начини на поделба на анјоните, но најчесто како критериум се зема образувањето на талози со катјоните на сребро (Ag^+) и катјоните на бариум (Ba^{2+}), како и растворливоста на образуваните талози во вода и во азотна киселина (HNO_3). Според овој критериум, анјоните се поделени во три групи (табела 2.7). Треба да се земе предвид дека со оваа поделба не се опфатени сите анјони што може квалитативно да се определат.

Табела 2.7 Поделба на анјони по групи

Група	Анјони	Талози со AgNO_3 и BaCl_2
I	Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}	образуваат талози со AgNO_3 кои не се растворливи во вода и HNO_3 ; со BaCl_2 не образуваат талози;
II	SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	образуваат талози со AgNO_3 и со BaCl_2 кои не се раствораат во вода, а се раствораат во азотна киселина (исклучок се сулфатите);
III	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	не образуваат талози со AgNO_3 и со BaCl_2 ;

Номенклатура

Анјоните се всушност киселински остатоци. Имињата на едноатомските анјони (кои се киселински остатоци од бескислородни киселини) се образуваат така што кон името на елементот од кој е образуван анјонот се додава наставката **-ид** и зборот анјон. Имињата на анјоните што потекнуваат од кислородни киселини завршуваат на наставката **-ат**. Доколку анјонот е киселински остаток на киселина што има еден кислороден атом помалку од основната киселина, неговото име ја добива наставката **-ит**. Имињата на некои анјони се дадени во табела 2.8.

Табела 2.8 Имиња на некои анјони

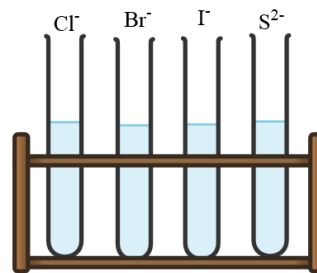
Киселина	Анјон	Име
HCl	Cl^-	хлорид
HBr	Br^-	бромид
HI	I^-	јодид
H_2S	S^{2-}	сулфид
H_2SO_4	SO_4^{2-}	сулфат
H_2SO_3	SO_3^{2-}	сулфит
HNO_3	NO_3^-	нитрат
HNO_2	NO_2^-	нитрит
H_2CO_3	CO_3^{2-}	карбонат
H_3PO_4	PO_4^{3-}	фосфат
H_3PO_3	PO_3^{3-}	фосфит
H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	хромат

2.3.2. Реакции на анјоните од прва аналитичка група

Во првата аналитичка група на анјони спаѓаат:

- хлориден анјон (Cl^-);
- бромиден анјон (Br^-);
- јодиден анјон (I^-);
- сулфиден анјон (S^{2-}).

Анјоните од прва група со сребро нитрат (AgNO_3) образуваат талози што не се растворливи ниту во вода, ниту во разредена HNO_3 , додека со бариум хлорид (BaCl_2) не образуваат талози.



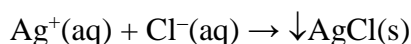
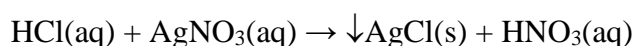
Слика 2.14 Анјони од прва аналитичка група

▶ Реакции на хлоридниот анјон, Cl^-

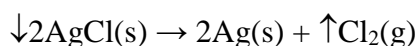
Хлоридниот анјон (Cl^-) го има во водни раствори од хлороводородна киселина (HCl) и нејзините соли, хлоридите. Водните раствори на киселината и нејзините соли се безбојни.

Реакција со сребро нитрат, AgNO_3

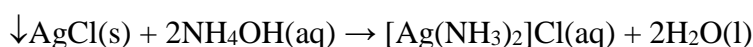
Хлоридните анјони со AgNO_3 образуваат бел сирест талог од сребро хлорид (AgCl). Оваа реакција исто така се користи и при квалитативна анализа на катјоните на сребро.



Под дејство на светлина талогот од сребро хлорид потемнува затоа што се образува колоидно сребро.



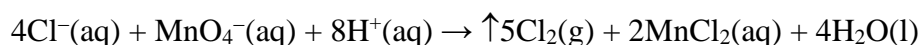
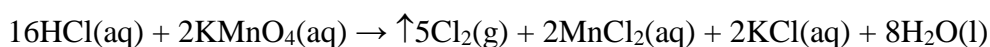
AgCl се раствора во амониум хидроксид (NH_4OH), притоа се образува безбоен раствор од комплексно соединение, диамминсребро хлорид ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$).



Доколку растворот од $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ се закисели со разредена азотна киселина (HNO_3), повторно се образува белиот талог од AgCl . Киселоста на средината се проверува со сина лакмусова хартија. Оваа реакција е карактеристична само за хлоридните анјони, поради тоа се користи како реакција за нивна **идентификација**.

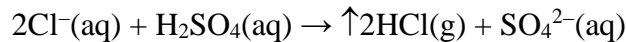
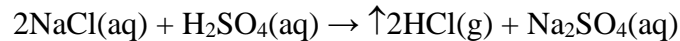
Реакција со оксидациони средства, KMnO_4 , HNO_3

Хлоридните анјони со оксидансот KMnO_4 се оксидираат до елементарен хлор (отровен гас со жолтозелена боја).



Реакција со концентрирана сулфурна киселина, H₂SO₄

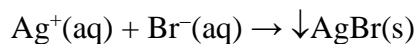
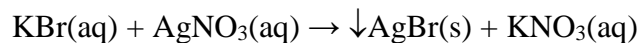
Ако во раствор од хлоридни јони се додаде концентрирана H₂SO₄ се ослободува гасовит хлороводород (HCl(g)). Присуството на хлороводород се докажува така што кон отворот на епруветата ќе се приближи сина лакмусова хартија натопена со вода. Поради присуството на киселина, лакмусовата хартија ја менува бојата од сина во црвена.

**Реакции на бромидниот анјон, Br⁻**

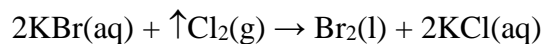
Карактеристичните реакции на бромидните анјони (Br⁻) се изведуваат со водни раствори од натриум бромид (NaBr) или калиум бромид (KBr). Водните раствори на бромидните анјони се безбојни.

Реакција со сребро нитрат, AgNO₃

При реакција на бромидните анјони со AgNO₃ се образува бледожолт талог од сребро бромид (AgBr).

**Реакција со оксидациони средства, хлорна вода, KMnO₄**

При реакција на бромидните анјони со хлорна вода (раствор Cl₂ во вода), тие се оксидираат до елементарен бром (Br₂). Поради присуството на Br₂, растворот има бледожолта боја.



Реакцијата се одвива во присуство на сулфурна киселина, а елементарниот бром се екстрахира со хлороформ (CHCl₃). Оваа реакција се користи за **идентификација** на бромидните анјони.

Постапка: Кон 1 cm³ од испитуваниот раствор (KBr) се додаваат 3-4 капки сулфурна киселина (H₂SO₄), 1 cm³ хлороформ (CHCl₃) и 3-4 капки хлорна вода (Cl₂). Епруветата енергично се протресува. Доколку во растворот се присутни бромидните анјони, органскиот слој се обојува со жолта или жолтокафена боја, во зависност од неговата концентрација.



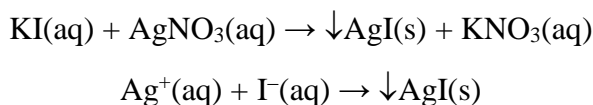
Халогените елементи (F, Cl, Br и I) кои се наоѓаат во седумнаесетта група во периодниот систем се разликуваат според оксидационите својства, кои одејќи надолу во групата се намалуваат. Тоа значи дека секој елемент може да го истисне елементот што се наоѓа под него во групата, од неговите соединенија.

Реакции на јодидниот анјон, I⁻

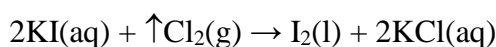
Карактеристичните реакции на јодидните анјони (I⁻) се изведуваат со водни раствори од натриум јодид (NaI) или калиум јодид (KI). Водните раствори на јодидните анјони се безбојни.

Реакција со сребро нитрат, AgNO_3

При реакција на јодидните јони со AgNO_3 се добива светложолт талог од сребро јодид (AgI).

**Реакција со хлорна вода, раствор на Cl_2 во вода**

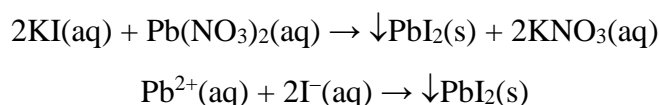
При хемиска реакција со хлорна вода јодидните анјони се оксидираат до елементарен јод (I_2), во присуство на сулфурна киселина. Добиениот елементарен јод се екстрахира со хлороформ (CHCl_3), од I_2 органскиот слој се обојува со виолетова боја. Оваа реакција се користи за **идентификација** на јодидните анјони.



Ако во реакциониот систем се додаде вишок од хлорна вода јодот се оксидира до јодат (IO_3^-), притоа се губи виолетовата боја. Во случај кога се присутни бромидни јони, органскиот слој се обојува со жолтокафена боја. Со помош на оваа реакција може да се докажат бромиди јони кога истовремено во растворот се присутни и јодидни јони.

Реакција со олово(II) нитрат, $\text{Pb(NO}_3)_2$

Јодидните јони со $\text{Pb(NO}_3)_2$ образуваат жолт талог од олово(II) јодид (PbI_2).



Доколку талогот од PbI_2 се прекристализира се добиваат златножолти кристали. Оваа хемиска реакција се користи за идентификација на јодидните анјони.



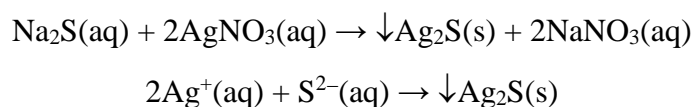
Прекристализација е постапка при која кристалните супстанции се раствораат во вода и потоа добиениот раствор се лади постепено за да се образуваат правилни кристали. Оваа постапка главно се користи за пречистување на кристалните супстанции. Нечистотиите при загревање се раствораат и остануваат во растворот.

▶ Реакции на сулфидниот анјон, S^{2-}

Карактеристичните реакции на сулфидните анјони (S^{2-}) се изведуваат со водни раствори од натриум сулфид (Na_2S). Водните раствори на сулфидните анјони се безбојни.

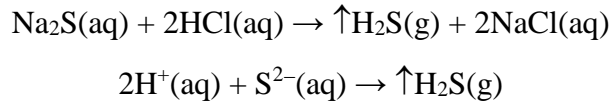
Реакција со сребро нитрат, AgNO_3

При реакција на сулфидните анјони со AgNO_3 се образува црн талог од сребро сулфид (Ag_2S). Талогот се раствора во разредена азотна киселина, при загревање.



Реакција со хлороводородна киселина, HCl

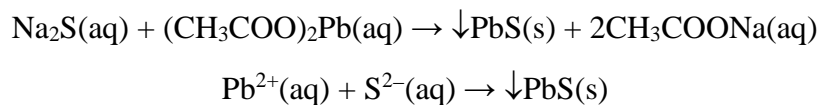
При реакција на сулфидните анјони со HCl се ослободува сулфуроводород (H₂S), во гасовита агрегатна состојба. Гасот има непријатен мирис на расипано јајце. Реакцијата може да се изведе и со редена сулфурна киселина.



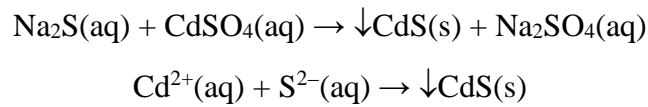
Оваа реакција се користи за **идентификација** на сулфидните јони.

Реакција со олово(II) ацетат, (CH₃COO)₂Pb

При реакција на сулфидните анјони со (CH₃COO)₂Pb, се образува црн талог од олово(II) сулфид (PbS).

**Реакција со кадмиум сулфат, CdSO₄**

При реакција на сулфидните анјони со CdSO₄ се образува жолт талог од кадмиум сулфид (CdS). Оваа реакција се одвива во слабо кисела средина.



Реакциите за квалитативна анализа на другите анјони од прва аналитичка група (Br⁻, I⁻ и S²⁻) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на хлоридниот анјон (Cl⁻).

Постапка на квалитативна анализа на раствор што содржи хлоридни анјони (Cl⁻)

Прибор: Сталак со епрувети

Хемикалии: HCl (испитуван раствор), AgNO₃, KMnO₄, H₂SO₄.

Постапка: Испитуваниот раствор (HCl) се наоѓа во епрувета. Во чиста епрувета се зема мал волумен од испитуваниот раствор (околу 1 mL) за изведување на секоја хемиска реакција. Не смее да се додаваат реагенси директно во епруветата со испитуваниот раствор што е добиен за анализа. Од тој раствор се земаат помали порции во друга епрувета во која одделно се изведува секоја хемиска реакција.

Реакција со сребро нитрат (AgNO₃): Се земаат околу 1 mL од испитуваниот раствор (HCl) во чиста епрувета во која се додаваат 5-6 капки од AgNO₃, при што се образува бел талог од сребро хлорид AgCl. Епруветата со талогот се остава да стои на воздух. Под дејство на светлина белиот талог од сребро хлорид ќе потемни заради образуваното колоидно сребро.

Талогот од сребро хлорид се раствора со амониум хидроксид. Потоа кон растворот се додаваат неколку капки азотна киселина. Повторно се образува бел талог што е доказ за присуство на хлоридни анјони.

Реакција со калиум пермангант (KMnO₄): Се земаат околу 1 mL од испитуваниот раствор (HCl) во чиста епрувета во која се додаваат 5-6 капки од реагенсот KMnO₄. Како резултат на реакцијата со KMnO₄ се образува гасовит хлор.

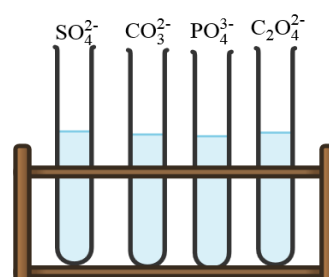
Оваа хемиска реакција треба да се изведува во дигестор затоа што хлорот е отровен гас. Ослободувањето на гасовит хлор се забележува како резултат на тоа што има жолто зелена боја.

Реакција со сулфурна киселина (H₂SO₄): Се земаат околу 1 mL од испитуваниот раствор (HCl) во чиста епрувета во која се додава околу 5-6 капки од реагенсот H₂SO₄. Како резултат на реакцијата со H₂SO₄ се образува гасовит хлороводород. За да се докаже образувањето на хлороводород кон отворот на епруветата се приближува сина лакмусова хартија натопена со вода. Кога ќе дојде во контакт со гасот што се ослободува од епруветата сината лакмусова хартија ја менува бојата во црвена.

2.3.3. Реакции на анјоните од втора аналитичка група

Во втората аналитичка група на анјони спаѓаат:

- сулфатен анјон (SO₄²⁻);
- карбонатен анјон (CO₃²⁻);
- фосфатен анјон (PO₄³⁻);
- оксалатен анјон (C₂O₄²⁻);



Слика 2.15 Анјони од втора аналитичка група

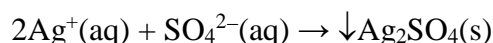
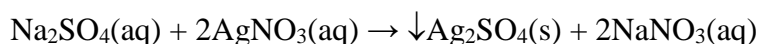
Анјоните од втората група со бариум хлорид (BaCl₂) и со сребро нитрат (AgNO₃), образуваат талози растворливи во разредена азотна киселина. Исклучок е сулфатниот анјон (SO₄²⁻) кој со бариум нитрат (Ba(NO₃)₂) образува тешко растворлив талог од бариум сулфат (BaSO₄), а со сребро нитрат (AgNO₃), образува талог од сребро сулфат (Ag₂SO₄). Талогот од Ag₂SO₄ се образува само во случај кога концентрацијата на SO₄²⁻-јоните во растворот е висока.

▶ Реакции на сулфатниот анјон, SO₄²⁻

Карактеристичните реакции на сулфатните анјони (SO₄²⁻) се изведуваат со водни раствори од натриум сулфат (Na₂SO₄). Водните раствори на сулфатните анјони се безбојни.

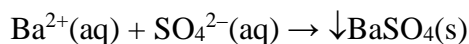
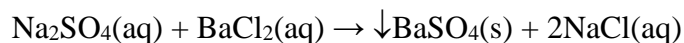
Реакција со сребро нитрат, AgNO₃

Сулфатните анјони со AgNO₃ образуваат бел талог од сребро сулфат (Ag₂SO₄). За да се образува талог се работи со испитуван раствор со висока концентрација.



Реакција со бариум хлорид, BaCl₂

При реакција на сулфатните јони со BaCl₂ се образува бел талог од бариум сулфат.



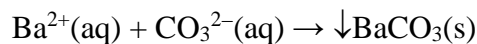
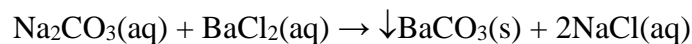
Талогот не се раствора во вода, ниту во минерални киселини. За да се раствори талогот, прво се претвора во карбонат со загревање, со натриум карбонат (Na_2CO_3). Потоа бариум карбонатот (BaCO_3), кој е бел талог, се раствора во оцетна киселина. Оваа хемиска реакција се користи за **идентификација** на сулфатните анјони.

▶ Реакции на карбонатниот анјон, CO_3^{2-}

Карактеристичните реакции на карбонатните анјони (CO_3^{2-}) се изведуваат со водни раствори од натриум карбонат (Na_2CO_3). Водните раствори на карбонатните анјони се безбојни.

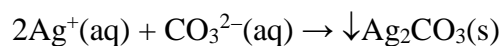
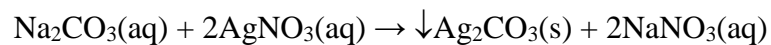
Реакција со бариум хлорид, BaCl_2

При реакција на карбонатните јони со BaCl_2 се образува бел волуминозен талог од бариум карбонат (BaCO_3). Талогот се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина.



Реакција со сребро нитрат, AgNO_3

При реакција на карбонатните анјони со AgNO_3 се образува бел талог од сребро карбонат (Ag_2CO_3). Со стоење талогот добива жолтеникава боја, бидејќи карбонатот се разложува до оксид.

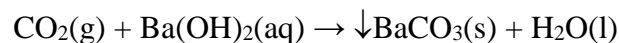


Реакција со киселини

Киселините кои се посилни од јаглеродната киселина, ја истиснуваат од нејзините соли. Поради тоа, ако кон раствор од натриум карбонат (Na_2CO_3) се додаде HCl ќе се образуваат јаглерод диоксид и вода.



Доколку гасот што се ослободува се спроведе во раствор од бариум хидроксид ($\text{Ba}(\text{OH})_2$) или калциум хидроксид ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), растворот се заматува бидејќи се образуваат соодветни карбонати (CaCO_3 или BaCO_3). Оваа реакција се користи за **идентификација** на карбонатниот анјон.

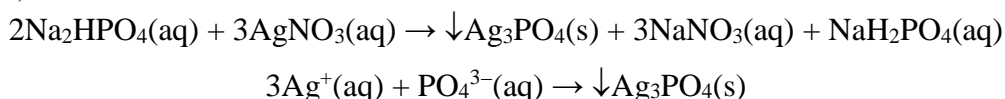


▶ Реакции на фосфатниот анјон, PO_4^{3-}

Карактеристичните реакции на фосфатните анјони (PO_4^{3-}) се изведуваат со водни раствори од натриум хидрогенфосфат (Na_2HPO_4). Водните раствори на фосфатниот анјон се безбојни.

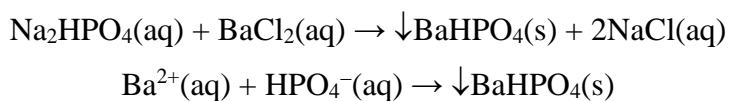
Реакција со сребро нитрат, AgNO₃

Фосфатните анјони при реакција со AgNO₃ образуваат жолт талог од сребро фосфат (Ag₃PO₄). Талогот се раствора во азотна киселина (HNO₃) и во амониум хидроксид (NH₄OH).



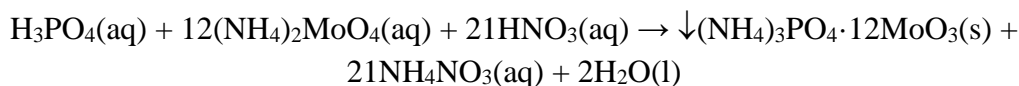
Реакција со бариум хлорид, BaCl₂

При реакција на фосфатните анјони со BaCl₂ се образува бел талог од бариум хидрогенфосфат (BaHPO₄). Талогот се раствора во минерални киселини и во оцетна киселина.



Реакција со амониум молибдат, (NH₄)₂MoO₄

Фосфатните анјони со (NH₄)₂MoO₄ во присуство на концентрирана HNO₃ образуваат жолт кристален талог од амониум фосфат молибдат ((NH₄)₃PO₄·12MoO₃).



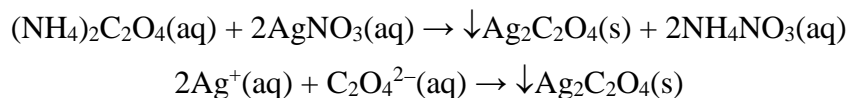
Оваа реакција се користи за **идентификација** на фосфатните анјони.

► **Реакции на оксалатниот анјон, C₂O₄²⁻**

Карактеристичните реакции на оксалатните анјони (C₂O₄²⁻) се изведуваат со водни раствори од амониум оксалат ((NH₄)₂C₂O₄). Водните раствори на оксалатните анјони се безбојни.

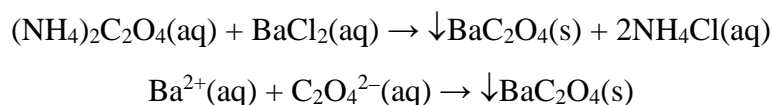
Реакција со сребро нитрат, AgNO₃

Оксалатните јони при реакција со AgNO₃ образуваат бел талог од сребро оксалат (Ag₂C₂O₄), кој е растворлив во азотна киселина.



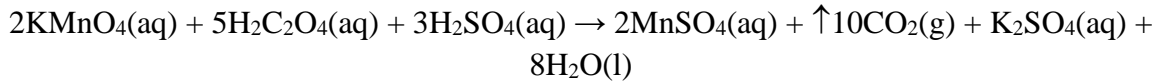
Реакција со бариум хлорид, BaCl₂

При реакција на оксалатните јони со BaCl₂ се образува бел талог од бариум оксалат (BaC₂O₄). Талогот се раствора во оцетна киселина при загревање.



Реакција со калиум перманганат, KMnO_4

Со KMnO_4 во кисела средина (H_2SO_4) оксалатните анјони се оксидираат до CO_2 , додека пак виолетовиот раствор од KMnO_4 се обезбојува. Потребно е благо загревање за да се одвива оваа хемиска реакција.



Реакцијата со KMnO_4 исто така се користи за **идентификација** на оксалатните анјони.



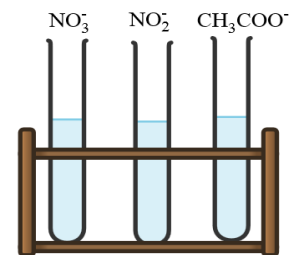
Реакциите за квалитативна анализа на анјоните од втора аналитичка група (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на хлоридниот анјон (Cl^-) од прва аналитичка група.

2.3.4. Реакции на анјоните од трета аналитичка група

Во третата аналитичка група спаѓаат следниве анјони:

- нитратен анјон (NO_3^-);
- нитритен анјон (NO_2^-);
- ацетатен анјон (CH_3COO^-).

Анјоните од третата група не образуваат талози со сребро нитрат (AgNO_3) и со бариум хлорид (BaCl_2).



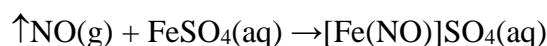
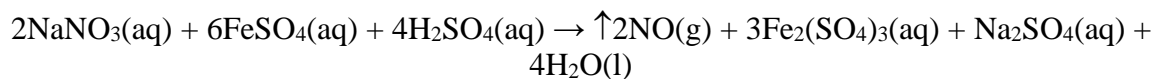
Слика 2.16 Анјони од трета аналитичка група

▶ Реакции на нитратниот анјон, NO_3^-

Реакциите во кои учествуваат нитратните анјони (NO_3^-) се изведуваат во водни раствори од калиум нитрат (KNO_3) или натриум нитрат (NaNO_3). Водните раствори на овие соли се безбојни.

Реакција со железо(II) сулфат, FeSO_4

Нитратните анјони при реакција со заситен раствор од FeSO_4 во присуство на концентрирана сулфурна киселина (H_2SO_4) се редуцираат до азот моноксид (NO). Азот моноксидот се сврзува со FeSO_4 и образува соединение мононитрозилжелезо(II) сулфат ($[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$). Ова соединение во епруветата се забележува како кафено обоен прстен.

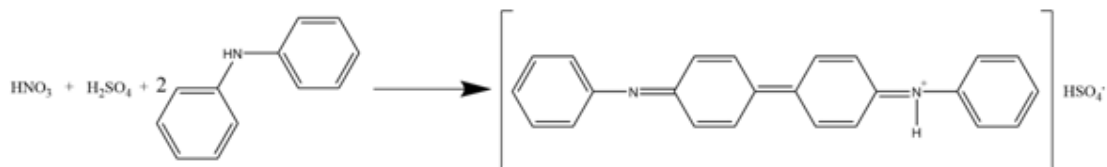


Оваа реакција се користи за **идентификација** на NO_3^- -јоните.

Постапка: Кон 1 mL од испитуваниот раствор (NaNO_3) по ѕидовите на епруветата внимателно и полака се додаваат неколку капки концентрирана H_2SO_4 . Потоа постепено се додава од заситениот раствор од FeSO_4 . Овој раствор треба да се подготви непосредно пред употреба. На граничната површина каде што се овива хемиската реакција се образува кафен прстен од $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$.

Реакција со дифениламин, $C_6H_5 - NH - C_6H_5$

При реакција на нитратните јони со дифениламин се образува комплексно соединение со интензивна сина боја. Оваа хемиска реакција може да се користи за **идентификација** на нитритните јони, во случај кога не се присутни други јони што даваат ист продукт (нитрити, хромати).

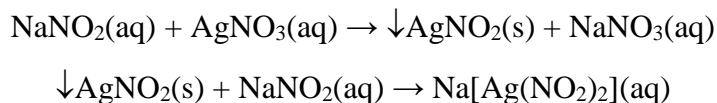


Реакции на нитритниот анјон, NO_2^-

Реакциите во кои учествуваат нитритните анјони (NO_2^-) се изведуваат во водни раствори од натриум нитрит ($NaNO_2$). Водните раствори на овие соли се безбојни.

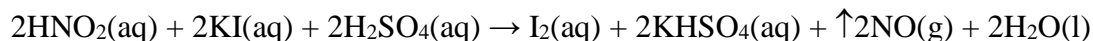
Реакција со сребро нитрат, $AgNO_3$

При реакција на нитритните анјони со $AgNO_3$ се образува бел талог од сребро нитрит ($AgNO_2$). $AgNO_2$ се раствора во алкални нитрити ($NaNO_2$), притоа се образува комплексно соединение натриум динитритоаргентат.



Реакција со калиум јодид, KI

Нитритните анјони го оксидираат јодидниот анјон (I^-) до елементарен јод, во присуство на сулфурна киселина. Елементарниот јод се докажува со раствор од скроб. Со амилазата (еден од полимерите на скробот) јодот образува комплексно соединение со темносина боја.

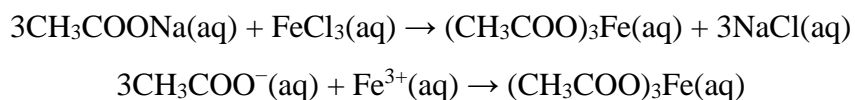


Реакции на ацетатниот анјон, CH_3COO^-

Реакциите во кои учествуваат ацетатните анјони (CH_3COO^-) се изведуваат во водни раствори од натриум ацетат (CH_3COONa). Водните раствори на овие соли се безбојни.

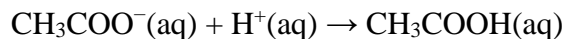
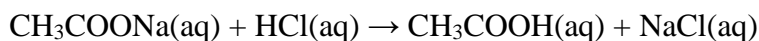
Реакција со железо(III) хлорид, $FeCl_3$

При реакција на ацетатните анјони со $FeCl_3$ се образува црвен раствор од железо(III) ацетат ($(CH_3COO)_3Fe$).

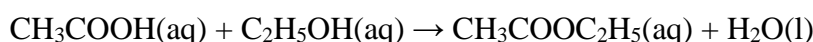
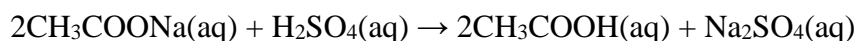


Реакција со силни киселини

Силните киселини ја истиснуваат оцетната киселина (CH_3COOH) од нејзините соли која може да се осети по карактеристичниот мирис.

**Реакција со етанол (алкохол)**

При хемиска реакција на ацетатните јони со етанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) во присуство на концентрирана сулфурна киселина се образува естер (етил ацетат), органско соединение со пријатен мирис.



Постапка: Во епрувета се ставаат околу 2 mL етанол и се додаваат 2 mL оцетна киселина. Потоа постепено се додава концентрирана сулфурна киселина. Епруветата се загрева до вриење и потоа нејзината содржина се истура во чаша со ладна вода. Доколку е присутна оцетна киселина, ќе се осети пријатен мирис од етил ацетат.



Реакциите за квалитативна анализа на анјоните од трета аналитичка група (NO_3^- , NO_2^- и CH_3COO^-) се изведуваат на сличен начин како што е објаснето во постапката за квалитативна анализа на хлоридниот анјон (Cl^-) од прва аналитичка група.

2.4.**Загадување на животната средина и примена на јоните и нивните соединенија**

Катјоните и анјоните играат многу значајна улога во животот на човекот затоа што од една страна се неопходни за правилно функционирање на човечкото тело, а од друга страна се сретнуваат во голем процент во животната средина, некои од нив како минерални материи неопходни за раст и развој на растенијата, а други пак како загадувачи на почвата и водата кои неповолно влијаат врз живиот свет. За да се одржи рамнотежата помеѓу корисните ефекти и неповолните последици од јоните треба да се познаваат нивните својства и својствата на нивните соединенија.

Некои јони се многу значајни за правилно функционирање на човечкото тело. Така на пример, натриумовите (Na^+) и калиумовите (K^+) јони кои се класифицирани во шестата група на катјони се неопходни за регулирање на количеството на телесните течности. Овие катјони се застапени во различни видови на овошје и зеленчук. Катјоните на калциум (Ca^{2+}) и магнезиум (Mg^{2+}) влегуваат во составот на коските и забите, но исто така се значајни за процесите на трансмисија на нервни сигнали, за контракција на мускулите, и др. Катјоните на некои метали се застапени во многу мало количество во човечкото тело, но имаат значајна улога за неговото правилно функционирање. Во оваа група спаѓаат катјоните на железо(II) (Fe^{2+}), хром(II) (Cr^{2+}), бакар(II) (Cu^{2+}) и цинк (Zn^{2+}).

Катјоните на многу метали особено доколку нивната концентрација е висока имаат и негативни ефекти врз човечкото тело затоа што нивното присуство во животната средина го зголемува ризикот од појава на различни болести. Особено е штетно влијанието на катјоните на тешките метали. Металите што имаат густина поголема од 4 g/cm^3 и атомска маса поголема од 20 се сметаат за тешки метали. Катјоните на тешките метали се токсични дури и при ниски концентрации. Тие се акумулираат во црниот дроб, бубрезите, срцето и мозокот при што ја нарушуваат нивната функција. Во групата на тешки метали кои се карактеризираат со висок степен на токсичност спаѓаат бакар (Cu^{2+}), кадмиум (Cd^{2+}), жива (Hg^{2+}), олово (Pb^{2+}), хром (Cr^{3+}), никел (Ni^{2+}), арсен (As^{3+}) и цинк (Zn^{2+}). Главен извор на загадување на животната средина со катјони на тешки метали се индустриските процеси. Денес, високата концентрација на тешките метали во реките, езерата и морињата е сериозен проблем за чие надминување се вложуваат многу напори. Во некои области тешките метали се присутни и во почвата при што имаат големо влијание врз растот и квалитетот на културите кои се одгледуваат на таа почва. Човекот ги внесува тешките метали преку водата и преку синџирот на исхрана. Проблемот со загаденоста со тешки метали е многу сериозен, не само заради тоа што имаат штетно влијание врз човекот, животните и растенијата, туку и затоа што не се разградуваат и остануваат во животната средина долго време. Од катјоните на тешките метали посебно може да се издвојат катјоните на олово (Pb^{2+}), жива (Hg^{2+}) и кадмиум (Cd^{2+}). Овие катјони се многу токсични дури и кога се застапени во мали концентрации. Главни извори на контаминација на животната средина со олово (Pb^{2+}) се некои индустриски процеси (производството на батерии и оловни акумулатори, индустријата за стакло и керамика, и др), водоводни цевки изработени од оловни легури, отпадоци од бои и др. Присуството на олово во човечкиот организам предизвикува нарушување на функцијата на бубрезите, на циркулаторниот и на нервниот систем.

Живата се сретнува во голем број на неоргански и органски соединенија. Некои од нив се раствораат во вода. Во природата се сретнуваат два вида на соли на живата, жива(I) и жива(II). Солите на жива(II) се растворливи во вода и многу лесно може да дојде до нивно акумулирање во водите и почвата каде потоа се редуцираат до елементарна жива. Живите организми преку водата за пиење лесно може да дојдат во контакт со живата акумулирана во водата. Еден од посериозните проблеми со кои се соочува човекот е контаминацијата на рибите со жива затоа што преку нивно консумирање таа се внесува и се акумулира во човечкиот организам. Кадмиумот (Cd^{2+}) во животната средина се ослободува при користењето на фосфатни ѓубрива, од индустријата на производство на батерии на никел – кадмиум, горење на пластичен отпад и отпад во кој има батерии на база на кадмиум и др. Високата концентрација на кадмиум во човечкиот организам може да предизвика нарушена функција на бубрезите, а исто така овој метал се смета за канцероген и употребата на неговите соли се повеќе се избегнува.

Присуството на катјони во животната средина е придружено со присуство на анјони затоа што тие заедно со катјоните влегуваат во составот на солите. Анјоните исто така имаат влијание врз загадувањето на животната средина и врз квалитетот на животот на човекот. Така на пример, хлоридните анјони (Cl^-) имаат повеќе различни функции од кои најзначајни се неутрализацијата на позитивниот полнеж од катјоните и одржувањето

на кисело – базната рамнотежа. Фосфатните ањони влегуваат во состав на коските, но не помалку значајна е нивната улога во процесите на добивање на енергија од храната. Освен овие ањони треба да се споменат и карбонатите (CO_3^{2-}), хидрогенкарбонатите (HCO_3^-), флуоридите (F^-), јодидите (I^-) и други кои се неопходни за правилно функционирање на човечкото тело.

Некои хемиски елементи се неопходни за растот на растенијата. Во почвата овие елементи се наоѓаат во форма на катјони и ањони преку кои растенијата се снабдуваат со потребното количество на даден елемент. Така на пример, азотот во почвата се сретнува како амониум јон (NH_4^+) или во форма на нитрати (NO_3^-). Фосфорот е во форма на фосфати (PO_4^{3-}), хидрогенфосфати (HPO_4^{2-}) и дихидрогенфосфати (H_2PO_4^-). За да се зголеми приносот на растенијата и да се избегне непотребното акумулирање на јони во почвите неопходно е да се знае видот и концентрацијата на јони што се потребни за дадена растителна култура. Овие се само неколку примери за примената на јоните и нивните соединенија, како и нивното влијание врз загадување на животната средина.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

- Во колку групи и според кој критериум е направена поделбата на анјоните?
- Во која аналитичка група спаѓаат следните анјони: CO_3^{2-} , Cl^- , PO_4^{3-} , S^{2-} , NO_3^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, Br^- , CH_3COO^- , NO_2^- и CO_3^{2-} . Кои од нив образуваат талози со AgNO_3 ? Пополни ја табелата:

Група	Анјони	Талози со AgNO_3
прва		
втора		
трета		

- Пополни ја табелата:

Реагенс/талог	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}
AgNO_3				
боја на талог				

- При реакција на S^{2-} анјоните со олово(II) ацетат се добива црн талог. Напиши ја равенката на реакцијата. Дали оваа реакција може да послужи за идентификација на S^{2-} -јоните?
- Кој е продукт на реакцијата на Cl^- јоните со сулфурна киселина? Напиши ја равенката.
- Што е хлорна вода? Дали е можна реакција на I^- -јоните со хлорна вода? Напиши ја равенката.
- Пополни ја табелата:

	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	PO_4^{3-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
AgNO_3				
боја на талог				
BaCl_2				
боја на талог				

- Напиши ја равенката на реакцијата на NO_3^- -јоните со железо(II) сулфат.
- Сребро нитрит е талог со бела боја кој се раствора во алкални нитрити. Напиши ги равенките на неговото добивање и растворање.
- Железо(III) ацетат е црвен раствор. Како се добива и за докажување на кој анјон се користи?

РЕЗИМЕ

Реагенси (општите реагенси) се водни раствори од супстанции што се користат за растворање цврсти супстанции, подесување на киселоста на средината, миење на талозите и др.

Групни реагенси се раствори од киселини, бази или соли со кои определена група од јони (катјони и анјони) образува слабо растворливо соединение наречено талог (s, solid).

Реагенси за идентификација (карактеристичните реагенси) се реагенсите кои се користат за идентификација на катјони и анјони во испитуваниот раствор.

Специфичните реагенси се реагенсите кои образуваат продукт само со еден катјон.

Реакциите по сув пат се прелиминарни реакции со кои се докажува присуството на некој катјон, во испитуваниот раствор.

Реакции по воден пат се хемиските реакции кои се изведуваат во водни раствори.

Таложни реакции се реакциите на образување на соединение нерастворливо во вода кое се нарекува талог (s, solid).

Оксидационо-редукциони реакции или редокс-реакции се хемиските реакции во кои доаѓа до размена на електрони.

Комплексни соединенија се комплексни соли составени од надворешна сфера (катјон или анјон) и комплексен јон кој може да биде комплексен катјон или комплексен анјон.

Јонски реакции се реакциите помеѓу јони кои се одвиваат во водни раствори.

Катјоните се поделени во шест аналитички групи во зависност од растворливоста на нивните хлориди, сулфиди и карбонати во вода.

Групни реагенси за аналитичките групи на катјони се: HCl за прва аналитичка група, H₂S за втора аналитичка група, NH₄OH за трета аналитичка група, (NH₄)₂S за четврта аналитичка група, (NH₄)₂CO₃ за петта аналитичка група, за шеста аналитичка група нема групен реагенс.

Во прва аналитичка група спаѓаат катјоните: Ag⁺, Pb²⁺, Hg₂²⁺.

Во втора аналитичка група спаѓаат катјоните: сулфобазии (Cu²⁺, Hg²⁺, Pb²⁺, Bi³⁺) и сулфо киселини (Cd²⁺, As³⁺, Sb³⁺, Sn²⁺).

Во трета аналитичка група спаѓаат катјоните: Fe²⁺, Fe³⁺, Al³⁺, Cr³⁺.

Во четврта аналитичка група спаѓаат катјоните: Ni²⁺, Co²⁺, Zn²⁺, Mn²⁺.

Во петта аналитичка група спаѓаат катјоните: Ca²⁺, Ba²⁺, Sr²⁺.

Во шеста аналитичка група спаѓаат катјоните: Na⁺, K⁺, Mg²⁺, NH₄⁺.

Анјоните се групирани во три аналитички групи во зависност од образувањето на талози со сребро нитрат (AgNO₃) и бариум хлорид (BaCl₂) и растворливоста на талозите во вода и азотна киселина.

Во прва аналитичка група спаѓаат анјоните: Cl⁻, Br⁻, I⁻ и S²⁻.

Во втора аналитичка група спаѓаат анјоните: SO₄²⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻ и C₂O₄²⁻.

Во трета аналитичка група спаѓаат анјоните: NO₃⁻, NO₂⁻ и CH₃COO⁻.

Раствори

- Поим за раствори
- Изразување на составот на раствори
- Разредување и мешање раствори

Раствори од електролити

- Електролити и степен на електролитна дисоцијација
- Константи на дисоцијација на слаби електролити
- Јонски производ на вода
- Водороден показател
- Индикатори
- Хидролиза на соли
- Пуфери
- Производ на растворливост

Основи на квантитативната анализа

- Гравиметрија – основни принципи
- Волуметрија – принципи и методи
 - Киселинско-базни методи на анализа
 - Оксидационо-редукциони методи на анализа
 - Таложни волуметриски методи
 - Комплексометриски методи на анализа
- Инструментални методи на анализа
 - Спектрофотометрија
 - Колориметрија
 - Пламенфотометрија
 - Полариметрија
 - Рефрактометрија
 - рН-метрија

Многу хемиски реакции се одвиваат во раствори, растворите се применуваат во различни процеси, а имаат големо значење и во секојдневниот живот. Воздухот што го дишеме, пијалациите што ги пиеме, легуриите, морската вода, езерата, чајот во кој додаваме шеќер, телесните течности и уште многу други примери се раствори. Што се раствори, како се подготвуваат, кои јони се присутни во нив со растворање на јонски соединенија, за примената, нивниот квантитативен состав и за уште многу други поими поврзани со раствори ќе научиме во оваа модуларна единица.

3. КВАНТИТАТИВНА ХЕМИСКА АНАЛИЗА

3.1. Раствори

3.1.1. Поим за раствор

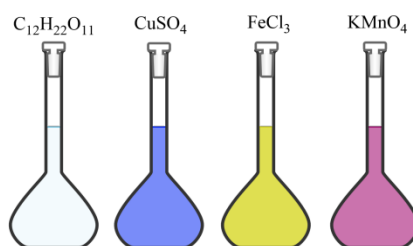
Секоја смеса е составена од две или повеќе компоненти. Составот и својствата на смесата може да се менуваат и зависат од својствата на одделните компоненти, како и од нивното количество во смесата. Во зависност од тоа дали граничните површини помеѓу компонентите од смесата се видливи или не, смесите може да бидат хетерогени и хомогени. Хомогена смеса е смесата кај која не постојат гранични површини меѓу компонентите од кои е составена, односно хомогената смеса постои во една фаза. Растворите се хомогени смеси составени од честички како атоми, јони или мали молекули. Честичките во растворите се многу мали (помали од 1 nm) и не можат да се видат ниту со микроскоп.

Растворите се хомогени смеси составени од растворена супстанца и растворувач.

Растворувач е компонентата која е присутна во поголемо количество во растворот и од која зависи неговата агрегатната состојба. Компонентата што се раствора во растворувачот се нарекува **растворена супстанца**.

На пример, при растворање на шеќер (сахароза, $C_{12}H_{22}O_{11}$) во вода се добива раствор во кој шеќерот е растворена супстанца, додека водата е растворувач. Растворот е во течна агрегатна состојба исто како и водата која е растворувач. Друг пример за раствор е растворот што се добива со растворање на бакар(II) сулфат пентахидрат (син кмен, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$) во вода. Во овој пример $CuSO_4$ е растворена супстанца. Јодна тинктура е раствор на јод (I_2) во алкохол, каде јодот е растворена супстанца, а алкохолот е растворувач.

Некои раствори се безбојни, таков е растворот на шеќер во вода, а други се обоени. На пример, растворот на син камен во вода има сина боја, растворот на железо(III) хлорид има жолта боја, а растворот на калиум перманганат е виолетово обоен.



Слика 3.1 Примери за раствори на шеќер, син камен, железо(III) хлорид и калиум перманганат



Некои карактеристики на растворите:

- раствор е хомогена смеса;
- честичките во растворот се многу мали и имаат дијаметар помал од 1 nm;
- честичките од растворот не се видливи со голо око;
- растворите се стабилни, односно растворената супстанца не се таложи;
- компонентите од растворот не можат да се одвојат со филтрирање.

Агрегатна состојба на раствори

Вообичаено во секој раствор растворувачот е присутен во поголемо количество. Поради тоа, агрегатната состојба на растворот зависи од агрегатната состојба на растворувачот.

Растворите може да бидат во гасовита, течна и цврста агрегатна состојба.

Раствори во течна агрегатна состојба се растворите на цврсти, течни и гасовити супстанции во растворувач кој е во течна агрегатна состојба. Така на пример, при растворање на цврсти супстанции како што е натриум хлорид (NaCl) во вода, се добива раствор во кој растворена супстанца е NaCl , а растворувач е водата. Растворот е во течна агрегатна состојба, исто како растворувачот. Растворите на супстанците во вода се нарекуваат **водни раствори**. Исто така и при растворање на гасови во течен растворувач, растворот ќе биде во течна агрегатна состојба. Растворот на кислород во вода е во течна агрегатна состојба, исто како и растворувачот. Во случај кога двете компоненти пред растворањето се наоѓаат во течна агрегатна состојба и се мешаат во секаков однос, каков што е примерот со алкохол и вода, тогаш за растворувач се смета супстанцата која е присутна во поголемо количество.



Опреди го растворувачот и растворената супстанца во следниве примери на раствори во течна агрегатна состојба:

- газирани пијалаци
- 15 mL вода и 51 mL етанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)
- 9 % NaCl во вода (физиолошки раствор)

Сите гасови се растворливи еден во друг, гасните смеси се всушност раствори во кои растворената супстанца и растворувачот се гасови. Тие претставуваат *раствори во гасовита агрегатна состојба*. Воздухот кој е составен од околу 18 различни гасови (азот, кислород, аргон, јаглерод диоксид, вода, метан и др.) е типичен пример за раствор во гасовита агрегатна состојба. Друг пример се гасовите што се користат за анестезија, нивниот однос е приспособен на потребите на пациентот.



Воздухот е смеса од гасови во која преовладуваат кислород (21 %) и азот (78 %). Опреди го растворувачот и растворената супстанца во воздух.

Раствори во цврста агрегатна состојба може да се добијат со топење на цврстите супстанции и нивно мешање. Легурите што се смеса од различни хемиски елементи се пример за раствори во цврста агрегатна состојба. На пример, челикот е легура на железо со мал процент на јаглерод. Во челикот, јаглеродот е растворена супстанца, а железото е растворувач. Раствори во цврста агрегатна состојба се и восоците. Многу растенија имаат слој од восок на листовите кој го спречува испарувањето на водата што ја содржат, со што ги штити од дехидрирање.



Месингот се состои од 90 % бакар и 10 % цинк, бронзата е составена од 90 % бакар и 10 % калај.

Опреди го растворувачот и растворената супстанца во овие легури.



Најзначајни и најчесто користени се растворите во течна агрегатна состојба. Тие се добиваат при растворање на голем број супстанци со различна агрегатна состојба, во растворувач кој е во течна агрегатна состојба.

▶ Раствори според количеството на растворена супстанца

Во зависност од количеството на растворената супстанца, растворот може да биде:

- заситен раствор;
- презаситен раствор;
- незаситен раствор.

Растворот што содржи максимално количество од растворената супстанца при дадена температура и притисок се нарекува **заситен раствор**.

Ако се додаде уште од растворливата супстанца во заситениот раствор, таа нема да се раствори, и притоа се добива презаситен раствор.

Растворот што содржи поголемо количество растворена супстанца од заситениот раствор се нарекува **презаситен раствор**.

Презаситениот раствор е нестабилен и вишокот од растворената супстанца од него може да се издвои со таложење и кристализација. На тој начин презаситениот раствор поминува во заситен раствор. Цврстата супстанца образувана при таложење се состои од мали честички, додека кристалите што се образуваат при кристализација се големи и имаат правилна форма. При кристализација се образуваат **кристални соли** или **кристалохидрати**, кои во својата кристална решетка имаат определен број на молекули вода. Примери на некои кристални соли се калциум сулфат дихидрат ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), бакар(II) сулфат пентахидрат ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), натриум карбонат декахидрат ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), хром(III) хлорид хексахидрат ($\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) и многу други.

Растворот што содржи помало количество растворена супстанца од заситениот раствор, се вика **незаситен раствор**. Во незаситениот раствор може да се раствори уште од растворената супстанца.

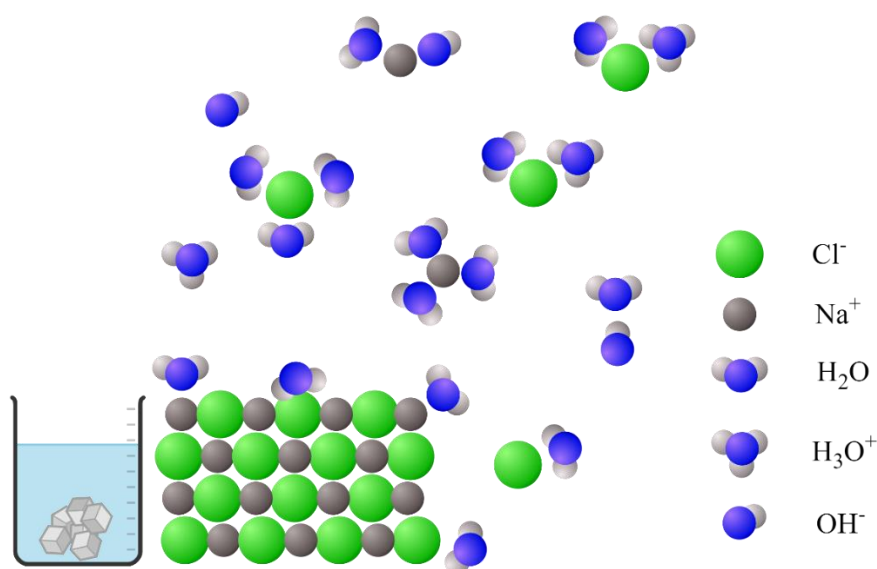
▶ Растворливост

Растворливоста е својство на цврстите, течните и гасовитите супстанци да се раствораат во растворувач во цврста, течна или гасовита агрегатна состојба. Различни супстанци имаат различна растворливост во даден растворувач, на иста температура. Најчесто користени се растворите во кои растворувачот е во течна агрегатна состојба, а растворената супстанца е цврста. Таков пример се растворите на јонските соединенија во вода.

Јонски соединенија се, како што кажува и нивното име, соединенијата кај кои градбените единици се јони (катјони и анјони). Јоните се правилно распоредени во кристалната решетка на јонските соединенија, па поради тоа тие се наоѓаат во цврста агрегатна состојба. Типичен пример за јонски соединенија се скоро сите соли.

Што се случува при растворање на јонските соединенија во вода?

Јонските соединенија се раствораат во поларни растворувачи, како што е водата. При растворање на јонско соединение во вода, молекулите на водата ги привлекуваат јоните. Ако привлечата сила помеѓу јоните и молекулите на вода е доволно голема за да ја раскине јонската врска што ги држи јоните заедно, тогаш јонското соединение се раствора во вода. Јоните ја напуштаат кристалната решетка и се распределуваат низ водата. Позитивниот крај од молекулата на вода (водород) ги привлекува негативно наелектризираните јони (анјони) од јонското соединение, додека негативниот крај од молекулата на вода (кислород) ги привлекува позитивните јони (катјони). Секој од јоните е опкружен со молекули на вода кои ја намалуваат привлечната сила меѓу јоните. Процесот на растворање на натриум хлорид (NaCl) во вода е прикажан на слика 3.2. Натриумовите и хлоридните јони во растворот се опкружени со молекули од вода која е растворувач. Ваквите јони се нарекуваат хидратизирани.



Слика 3.2 Растворање на NaCl во вода, кристална структура на NaCl и хидратизирани јони ($\text{Na}^+(\text{aq})$ и $\text{Cl}^-(\text{aq})$)

Значи, **хидратизирани јони** се јоните што во растворот се опкружени со молекули од вода која се користи како растворувач.

Ако наместо вода се користи друг растворувач, тогаш јоните кои се опкружени со молекулите од растворувачот се нарекуваат **солватизирани јони**.

Растворливоста на различни супстанции во даден растворувач е различна, на иста температура. Всушност, растворливоста на јонските соединенија во вода зависи од јачината на врска што ги држи јоните заедно во споредба со јачината на привлечната сила меѓу молекулите на водата и образуваните јони. Соединенија, како што е NaCl , што се раствораат целосно се нарекуваат лесно растворливи соединенија, додека соединенијата со мала растворливост, како што е олово(II) сулфат (PbSO_4), се раствораат само делумно. Тие се нарекуваат тешко растворливи соединенија. Дадените примери покажуваат дека растворливоста е всушност мерка за тоа колкаво количество од јонското соединение ќе се раствори во даден растворувач.

Растворливост (S , *solubility*) на дадена супстанца е максималното количество од супстанцата што може да се раствори во определен волумен на растворувач, при определена температура.

Растворливоста најчесто се изразува како грами на растворена супстанца во 100 mL вода (или 100 g вода). Различни супстанци имаат различна растворливост (Прилог, табела 3.2). Пример, растворливоста на NaCl во вода изнесува 39,12 g/100 mL, додека растворливоста на сребро хлорид (AgCl) изнесува 0,0021 g/100 mL. Од примерот очигледно е дека растворливоста на NaCl е многу поголема во споредба со растворливоста на AgCl.

Во зависност од количеството на супстанцата кое е растворено во даден растворувач, растворите може да бидат:

- разредени;
- концентрирани.

Разредени раствори се растворите што содржат мало количество од растворената супстанца.

Концентрирани раствори се растворите што содржат големо количество од растворената супстанца.

Кај разредените раствори не е достигнато максималното количество од растворена супстанца што може да се раствори. Во концентрираните раствори е растворено максималното количество од растворена супстанца.



Термините разреден и концентриран раствор се користат главно за споредба и не се однесуваат на концентрацијата на растворената супстанца во растворот.

► Фактори кои влијаат на растворливоста

Растворливоста на супстанците, без оглед на нивната агрегатна состојба зависи од:

- природата на супстанцата што се раствора;
- температурата;
- притисокот.

Дадена супстанца може да се раствори во одреден растворувач, а не може да се раствори друг. Пример, путерот не може да се раствори во вода, но може да се раствори во масло. Ова се должи на меѓумолекулските врски кои постојат помеѓу растворувачот и растворената супстанца. Растворливоста, како и брзината на процесот на растворање зависат од следниве интеракции:

- растворена супстанца \leftrightarrow растворувач;
- растворена супстанца \leftrightarrow растворена супстанца;
- растворувач \leftrightarrow растворувач.

Супстанците што имаат слични типови на меѓумолекулски врски се раствораат една во друга, од каде што произлегува правилото за растворливост *слично се раствора во слично*. Всушност супстанците со слична поларност се растворливи една во друга. На пример, јонските и поларните соединенија (соединенија кај кои има поларни врски) се раствораат во поларни растворувачи, додека неполярните соединенија (соединенија кај

кои има неполярни врски) се раствораат во неполярни растворувачи. На пример, алкохол и вода кои се поларни соединенија се мешаат во секаков однос, бидејќи помеѓу нивните молекули се образуваат водородни врски.

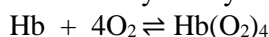
Водата претставува универзален растворувач, бидејќи заради поларниот карактер на нејзините молекули таа има способност за растворање голем број различни супстанции. На пример, во вода добро се раствораат јонски соединенија (NaCl , KNO_3 , CaCl_2 и др.) што се изградени од јони, како и соединенија изградени од поларни молекули (NH_3 , CH_3OH и др.), додека слабо се раствораат супстанциите што се изградени од неполярни молекули (C_6H_6 , C_8H_{18} и др.).

Во повеќето случаи со зголемување на температурата, растворливоста на јонските супстанции се зголемува. Меѓутоа, има и супстанции кај кои растворливоста се намалува, а кај некои од нив не се менува значително со зголемување на температурата.

Притисокот генерално влијае само врз растворливоста на гасовите, бидејќи тие се компримираат со негово зголемување. Имено, со зголемување на притисокот поголем број на молекули од гасот поминуваат во течна фаза, со тоа волуменот на гасот се намалува, односно неговата растворливост се зголемува.



Во случај кога гасот реагира со растворувачот, неговата растворливост се зголемува. На пример, растворливоста на кислород во крвта е значително поголема отколку во вода. Причина за тоа е што секоја молекула на хемоглобин (Hb) сврзува четири молекули кислород кој се транспортира до сите клтки и учествува во метаболизмот.



▶ Топлински ефекти при растворање

Процесот на растворање на јонските соединенија во вода често е проследен со размена на топлина. Имено, при растворање на супстанциите може да се ослободува топлина, и како резултат на тоа добиениот раствор да се загрее. Има примери кога при растворање на дадена супстанца добиениот раствор се лади. Во случај кога температурата на растворувачот е различна од температурата на добиениот раствор, процесот на растворање е проследен со топлински ефект. Процесот на растворање може да биде:

- егзотермен;
- ендотермен.

Процесот при кој се ослободува топлина од растворот во околината се нарекува **егзотермен процес**. Процесот при кој растворот апсорбира топлина од околината се нарекува **ендотермен процес**.

Со топлински ефекти може да биде проследен и процесот на растворање на соединенијата кои не се јонски. На пример, при разредување на концентрирана сулфурна киселина (H_2SO_4) со вода, процесот е егзотермен. Поради тоа, при разредување на поголемо количество од H_2SO_4 , растворот треба да се лади.



При разредување на сулфурна киселина процесот е егзотермен. Бидејќи густината на H_2SO_4 е поголема од густината на вода, треба да се внимава при разредување на киселината да не дојде до нејзино прскање од растворот. Поради тоа, прво се става вода во чашата, а потоа постепено се додава киселината по ѕидовите на чашата и се меша.

Не треба да се додава вода во концентрирана H_2SO_4 .

3.1.2. Изразување на составот на раствори

За квантитативно изразување на составот на еден раствор, потребно е да се знае количеството на растворената супстанца во даден волумен на растворувачот. Составот на растворите најчесто се изразува преку удели и концентрации.

► Удели

Со помош на математички формули може да се пресметаат уделите (најчесто масен или волуменски) на компонентите (растворена супстанца и растворувач) во растворот. Уделите се бездимензионални величини и се изразуваат како неименувани броеви или во проценти (%). Во формулите растворената супстанца е означена со B , додека кратенката за означување на растворот е $p-p$.

Масен удел

За да се пресмета масениот удел на растворената супстанца во растворот потребно е да се знае нејзината маса, како и масата на растворот. Масата на растворот е збир од масата на растворената супстанца и масата на растворувачот.

$$w(B)\% = \frac{m(B)}{m(p-p)} \cdot 100$$

$$m(p-p) = m(B) + m(\text{растворувач})$$

$w(B)$ е масен удел на растворената супстанца B , %

$m(B)$ е маса на растворената супстанца

$m(p-p)$ е маса на растворот

Истата формула се применува за да се пресмета масениот удел и на растворувачот. Во тој случај наместо $m(B)$, во формулата ќе стои $m(\text{растворувач})$.

Волуменски удел

Волуменскиот удел е однос помеѓу волуменот на растворената супстанца ($V(B)$) кога е во течна агрегарна состојба, и волуменот на растворот. Волуменот на растворот е збир од волуменот на растворената супстанца и волуменот на растворувачот.

$$\varphi(B)\% = \frac{V(B)}{V(p-p)} \cdot 100$$

$$V(p-p) = V(B) + V(\text{растворувач})$$

$\varphi(B)$ е волуменски удел на растворената супстанца B , %

$V(B)$ е волумен на растворената супстанца B

$V(p-p)$ е волумен на растворот

Истата формула може да се користи за да се пресмета волуменскиот удел на растворувачот. Во тој случај $V(B)$ во формулата ќе се замени со $V(\text{растворувач})$.



Збирот на уделите на компонентите во растворот (растворувач и растворена супстанца) е приближно 100 %.

Решена задача 1.

Да се пресмета масениот удел на натриум хлорид (NaCl) и на вода во раствор добиен со растворање на 10,5 g NaCl во 65,5 g вода.

Решение:

Дадено:

$$m(\text{NaCl}) = 10,5 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 65,5 \text{ g}$$

Се бара:

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

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

Масениот удел на NaCl и H₂O се пресметува со формулата:

$$w(\text{B})_{\%} = \frac{m(\text{B})}{m(\text{p-p})} \cdot 100$$

Масата на растворот се пресметува како збир од масата на NaCl и H₂O.

$$m(\text{p-p}) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 10,5 \text{ g} + 65,5 \text{ g} = 76 \text{ g}$$

$$w(\text{NaCl}) = \frac{10,5 \text{ g}}{76 \text{ g}} \cdot 100 \% = 13,81 \%$$

$$w(\text{H}_2\text{O}) = \frac{65,5 \text{ g}}{76 \text{ g}} \cdot 100 \% = 86,18 \%$$

$$\text{Проверка: } w(\text{NaCl}) + w(\text{H}_2\text{O}) = 13,81 \% + 86,18 \% = 99,99 \%$$

Решена задача 2.

Да се пресмета масата на калиум хидроксид (KOH) и на вода во 48 грами раствор во кој масениот удел на KOH изнесува 22 %.

Решение:

Дадено:

$$m(\text{p-p}) = 48 \text{ g}$$

$$w(\text{KOH}) = 22 \%$$

Се бара:

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

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

Масата на KOH може да се пресмета од формулата за масен удел:

$$w(\text{KOH})_{\%} = \frac{m(\text{KOH})}{m(\text{p-p})} \cdot 100$$

од каде што:

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

Пред да се замени вредноста за масениот удел во формулата, процентот се дели со 100, за да се претвори во неименуван број.

$$w(\text{KOH}) = 22 \% : 100 = 0,22$$

$$m(\text{KOH}) = 0,22 \cdot 48 \text{ g} = 10,56 \text{ g}$$

Масата на H₂O се пресметува од формулата:

$$m(\text{p-p}) = m(\text{KOH}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

од каде:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{p-p}) - m(\text{KOH}) = 48 \text{ g} - 10,56 \text{ g} = 37,44 \text{ g}$$

Решена задача 3.

Пресметај го волуменскиот удел на етанол (C_2H_5OH) и вода, ако волуменот на вода во 230 cm^3 раствор изнесува 180 cm^3 .

Решение:

Дадено:

$$V(H_2O) = 180\text{ cm}^3$$

$$V(p-p) = 230\text{ cm}^3$$

Се бара:

$$\varphi(H_2O) = ?$$

$$\varphi(C_2H_5OH) = ?$$

Волуменскиот удел на вода, се пресметува според формулата:

$$\varphi(B)\% = \frac{V(B)}{V(p-p)} \cdot 100$$

$$\varphi(H_2O) = \frac{V(H_2O)}{V(p-p)} \cdot 100\% = \frac{180\text{ cm}^3}{230\text{ cm}^3} \cdot 100\% = 78,26\%$$

За да се пресмета волуменскиот удел на етанол, претходно треба да се определи волуменот на етанол, од формулата:

$$V(p-p) = V(C_2H_5OH) + V(H_2O)$$

од каде што:

$$V(C_2H_5OH) = V(p-p) - V(H_2O) = 230\text{ cm}^3 - 180\text{ cm}^3 = 50\text{ cm}^3$$

Волуменскиот удел на етанол ќе биде:

$$\varphi(C_2H_5OH) = \frac{V(C_2H_5OH)}{V(p-p)} \cdot 100\% = \frac{50\text{ cm}^3}{230\text{ cm}^3} \cdot 100\% = 21,74\%$$

Проверка: $w(C_2H_5OH) + w(H_2O) = 21,74\% + 78,26\% = 100\%$



Ако е познат волуменскиот удел на водата дали може волуменскиот удел на етанол да се пресмета поинаку? Што мислиш?

Концентрации

Квантитативниот состав на растворите најчесто се изразува преку концентрацијата на растворената супстанца (B) во растворот ($p-p$). Концентрацијата се пресметува од количеството или масата на растворената супстанца во раствор со определен волумен. Поради тоа, најчесто се користат количинска (молска) и масена концентрација.

Количинска (молска) концентрација

Количинска или молска концентрација (c) е однос помеѓу количеството на растворената супстанца (n , mol) и волуменот на растворот.

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

$c(B)$ е количинска (молска) концентрација на растворената супстанца B

$n(B)$ е количество супстанца

$V(p-p)$ е волумен на растворот

Единица во која најчесто се изразува количинската концентрација најчесто е mol/dm^3 (mol/L).

Масена концентрација

Масената концентрација (γ) е однос помеѓу масата на растворената супстанца (m , g) и волуменот на растворот.

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

$\gamma(\text{B})$ е масена концентрација на растворената супстанца B

$m(\text{B})$ е маса на супстанцата

$V(\text{p-p})$ е волумен на растворот

Единица во која најчесто се изразува масената концентрација е g/dm^3 (g/L).



За многу разредени раствори се користат истите величини (маса, количество, волумен), но се изразуваат како делови на милион (**ppm**, parts per million) или делови на милијарда (**ppb**, parts per billion). **ppm** претставува масена концентрација $\gamma(\text{ppm})$, односно маса на растворена супстанца (mg) во 1 L (dm^3) раствор. **ppb** може да биде масен или волуменски однос, или масена концентрација (раствор), односно маса на растворена супстанца (μg) во 1 dm^3 раствор со густина $1,00 \text{ g/cm}^3$.

$$\gamma(\text{B}) = \frac{m(\text{B})}{V(\text{p-p})} \quad \text{ppm} = \frac{\text{mg}}{\text{L}} \quad \text{ppb} = \frac{\mu\text{g}}{\text{L}}$$

Врска помеѓу количинската и масената концентрација

Врската помеѓу количинската и масената концентрација на растворената супстанца во растворот е дадена со формулата:

$$c(\text{B}) = \frac{\gamma(\text{B})}{M(\text{B})}$$

$c(\text{B})$ е количинска концентрација на растворената супстанца B

$\gamma(\text{B})$ е масена концентрација на растворената супстанца B

$M(\text{B})$ е моларна маса на растворената супстанца B

Врска помеѓу масената концентрација и масениот удел

Масената концентрација во случај кога е познат масениот удел на растворената супстанца и густината на растворот, може да се пресмета според формула:

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

$\gamma(\text{B})$ е масена концентрација на растворената супстанца B

$w(\text{B})$ е масен удел на растворената супстанца B

$\rho(\text{p-p})$ е густина на растворот



Не е правилно да се вели концентрација на раствор. Концентрацијата е на растворената супстанца во растворот.

Густина на раствор

Густината на растворот се пресметува од масата (m , g) и волуменот ($V(\text{p-p})$, $\text{cm}^3(\text{mL})$) на растворот, според формулата:

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

$\rho(p-p)$ е густина на растворот

$m(p-p)$ е маса на растворот

$V(p-p)$ е волумен на растворот

Единица во која се изразува густината најчесто е g/cm^3 (g/mL). Густината на разредени водни раствори е $1,00 \text{ g/cm}^3$, што е всушност густина на водата (растворувач).

Решена задача 4.

Пресметај ја количинската концентрација на литиум нитрат (LiNO_3) во 110 cm^3 раствор, добиен со растворање на $0,4 \text{ mol LiNO}_3$ во вода.

Решение:

Дадено:

$$n(\text{LiNO}_3) = 0,4 \text{ mol}$$

$$V(p-p) = 110 \text{ cm}^3$$

Се бара:

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

Количинската концентрација на LiNO_3 се пресметува според формулата:

$$c(\text{LiNO}_3) = \frac{n(\text{LiNO}_3)}{V(p-p)}$$

Волуменот на растворот е потребно да се претвори од cm^3 во dm^3 , бидејќи количинската концентрација најчесто се изразува во mol/dm^3 .

$$V(p-p) = 110 \text{ cm}^3 : 1000 = 0,11 \text{ dm}^3$$

$$c(\text{LiNO}_3) = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,11 \text{ dm}^3} = 3,64 \text{ mol/dm}^3$$

Решена задача 5.

Пресметај ја масената концентрација на литиум нитрат (LiNO_3) од задача 4.

Решение:

Дадено:

$$n(\text{LiNO}_3) = 0,4 \text{ mol}$$

$$V(p-p) = 110 \text{ cm}^3$$

Се бара:

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

Масената концентрација на LiNO_3 се пресметува според формулата:

$$\gamma(\text{LiNO}_3) = \frac{m(\text{LiNO}_3)}{V(p-p)}$$

Масата на LiNO_3 , кога е познато количеството, се пресметува со формулата која ги поврзува масата (m) и количеството супстанца (n):

$$m(\text{LiNO}_3) = \frac{n(\text{LiNO}_3) \cdot M(\text{LiNO}_3)}{M(\text{LiNO}_3)}$$

од каде што:

$$m(\text{LiNO}_3) = n(\text{LiNO}_3) \cdot M(\text{LiNO}_3)$$



Моларната маса (M) е бројно еднаква на релативната молекулска маса (M_r) која се пресметува од вредностите за релативните атомски маси (A_r) на елементите дадени во периодниот систем на елементите.

$$A_r(\text{Li}) = 6,94; A_r(\text{N}) = 14; A_r(\text{O}) = 16;$$

$$M_r(\text{LiNO}_3) = A_r(\text{Li}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 6,94 + 14 + 3 \cdot 16 = 68,94$$

$$M(\text{LiNO}_3) = 68,94 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{LiNO}_3) = n(\text{LiNO}_3) \cdot M(\text{LiNO}_3) = 0,4 \text{ mol} \cdot 68,94 \text{ g/mol} = 27,576 \text{ g}$$

Масената концентрација на LiNO_3 ќе биде

$$\gamma(\text{LiNO}_3) = \frac{27,576 \text{ g}}{0,11 \text{ dm}^3} = 250,69 \text{ g/dm}^3$$

Решена задача 6.

Пресметај ја масената и количинската концентрација на оцетна киселина (CH_3COOH) во раствор со густина $1,02 \text{ g/cm}^3$, во кој масениот удел на CH_3COOH е $12,06 \%$.

Решение:

Дадено:

$$w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 12,06 \%$$

$$\rho(\text{p-p}) = 1,02 \text{ g/cm}^3$$

Се бара:

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

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

Масениот удел се дели со 100 за да се претвори во неименуван број, додека густината за да се претвори од g/cm^3 во g/dm^3 се множи со 1000. Ваквата претворба се прави, бидејќи масената концентрација најчесто се изразува во g/dm^3 .

$$w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 12,06 \% : 100 = 0,1206$$

$$\rho(\text{p-p}) = 1,02 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000 = 1020 \text{ g/dm}^3$$

Масената концентрација на CH_3COOH се пресметува според формулата:

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

$$\gamma(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1206 \cdot 1020 \text{ g/dm}^3 = 123,01 \text{ g/dm}^3$$

Количинската концентрација на CH_3COOH се пресметува според формулата:

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\gamma(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

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

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\gamma(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{123,01 \text{ g/dm}^3}{60 \text{ g/mol}} = 2,05 \text{ mol/dm}^3$$

За да се подготви раствор со позната концентрација на растворената супстанца, потребно е да се раствори определено количество од супстанцата со додавање на растворувач, до даден волумен. Ако супстанцата што треба да се раствори е во цврста агрегатна состојба, треба да се пресмета масата што треба да се измери.



Процесот на подготовка на растворот може да се изведе во следниве чекори:

1. Пресметување на маса од супстанцата што треба да се измери;
2. Подготовка на потребниот прибор;
3. Подготовка на растворот.

Решена задача 7.

Колку грами амониум нитрат (NH_4NO_3) се потребни за да се подготват 100 cm^3 раствор со концентрација на NH_4NO_3 од $0,35 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

Дадено:

$$c(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,35 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 100 \text{ cm}^3 : 1000 = 0,1 \text{ dm}^3$$

Се бара:

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = ?$$

Од формулата за количинска концентрација, се пресметува количеството на NH_4NO_3 .

$$c(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{n(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{V(\text{p-p})}$$

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = c(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot V(\text{p-p}) = 0,35 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 = 0,0135 \text{ mol}$$

Масата на NH_4NO_3 се пресметува со формулата:

$$n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{M(\text{NH}_4\text{NO}_3)}$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = n(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,0135 \text{ mol} \cdot 80 \text{ g/mol} = 1,08 \text{ g}$$



Треба да се внимава при подготовка на раствор од кристална сол (кристалохидрат). На пример, добиениот раствор при растворање на бакар(II) сулфат пентахидрат ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) во вода е всушност раствор од CuSO_4 . Поради тоа, кога се зборува за концентрација на растворена супстанца, се мисли на CuSO_4 , а за да се подготви растворот треба да се пресмета колку грами од $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ треба да се измерат.

Решена задача 8.

Колку грами бакар(II) сулфат пентахидрат ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) треба да се измерат за да се подготви раствор со волумен од 500 cm^3 , во кој концентрацијата на CuSO_4 ќе биде $0,082 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{CuSO}_4) = 0,082 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 500 \text{ cm}^3 : 1000 = 0,5 \text{ dm}^3$$

Се бара:

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Од формулата за количинска концентрација, се пресметува количеството на CuSO_4 .

$$c(\text{CuSO}_4) = \frac{n(\text{CuSO}_4)}{V(\text{p-p})}$$

од каде што:

$$n(\text{CuSO}_4) = c(\text{CuSO}_4) \cdot V(\text{p-p}) = 0,082 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 = 0,041 \text{ mol}$$

Масата на CuSO_4 се пресметува од формулата за количество супстанца:

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,041 \text{ mol} \cdot 159,6 \text{ g/mol} = 6,54 \text{ g}$$

Бидејќи количествата на CuSO_4 и $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ се еднакви:

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$$

следува дека:

$$\frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})}{M(\text{CuSO}_4)}$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{6,54 \text{ g} \cdot 249,6 \text{ g/mol}}{159,6 \text{ g/mol}} = 10,23 \text{ g}$$



При подготовка на раствор со растворање цврста супстанца, на аналитичка вага се мери масата приближно, според пресметаната вредност. Поради тоа, точната концентрација на растворената супстанца во растворот треба да се пресмета земајќи ја предвид измерената маса.

3.1.3. Разредување и мешање раствори

Разредување раствори

Реагенсите во лабораториите често се концентрирани раствори кои е потребно да се разредуваат, односно да се подготват раствори со пониска концентрација. При разредување на растворот се додава определен волумен од растворувачот со што се намалува концентрацијата на растворената супстанца во растворот, бидејќи се зголемува неговиот волумен. Количеството на растворената супстанца при разредување на растворот не се менува.

$$n_1(\text{B}) = n_2(\text{B})$$

$n_1(\text{B})$ количество на растворената супстанца пред разредување

$n_2(\text{B})$ количество на растворената супстанца по разредување

Количеството на супстанца може да се изрази преку количинската концентрација:

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

Со комбинирање на последните две формули се добива:

$$c_1(\text{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{B}) \cdot V_2(\text{p-p})$$

$c_1(\text{B})$ е количинска концентрација на растворената супстанца пред разредување

$c_2(\text{B})$ е количинска концентрација на растворената супстанца по разредување

$V_1(\text{p-p})$ е волумен на растворот пред разредување

$V_2(\text{p-p})$ е волумен на растворот по разредување

Исто како и количеството, масата на растворената супстанца при разредување на растворот не се менува.

$$m_1(\mathbf{B}) = m_2(\mathbf{B})$$

$m_1(\mathbf{B})$ е маса на растворената супстанца пред разредување

$m_2(\mathbf{B})$ е маса на растворената супстанца по разредување

Масата на растворената супстанца може да се изрази преку масената концентрација:

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

Со комбинирање на последните две формули се добива:

$$\gamma_1(\mathbf{B}) \cdot V_1(\mathbf{p-p}) = \gamma_2(\mathbf{B}) \cdot V_2(\mathbf{p-p})$$

$\gamma_1(\mathbf{B})$ е масена концентрација на растворената супстанца пред разредување

$\gamma_2(\mathbf{B})$ е масена концентрација на растворената супстанца по разредување

$V_1(\mathbf{p-p})$ е волумен на растворот пред разредување

$V_2(\mathbf{p-p})$ е волумен на растворот по разредување

Доколку масата на растворената супстанца се изрази преку формулата за масен удел:

$$m(\mathbf{B}) = w(\mathbf{B}) \cdot m(\mathbf{p-p})$$

равенката за разредување на раствори го добива следниот облик:

$$w_1(\mathbf{B}) \cdot m_1(\mathbf{p-p}) = w_2(\mathbf{B}) \cdot m_2(\mathbf{p-p})$$

$w_1(\mathbf{B})$ е масен удел на растворената супстанца пред разредување

$w_2(\mathbf{B})$ е масен удел на растворената супстанца по разредување

$m_1(\mathbf{p-p})$ е маса на растворот пред разредување

$m_2(\mathbf{p-p})$ е маса на растворот по разредување



Со примена на формулите за разредување на раствори може да се пресмета:

- концентрацијата на супстанцата пред и по разредување на растворот;
- волуменот на растворот пред и по негово разредување;
- волуменот на растворувачот што се додава за да се разреди растворот;
- масениот удел на супстанцата пред и по разредување на растворот;
- масата на растворот пред и по негово разредување;
- масата на растворувачот што се додава за да се разреди растворот.

Решена задача 9.

Колкав волумен (cm^3) на вода треба да се додаде на 120 cm^3 раствор од бариум хлорид (BaCl_2) со концентрација 40 g/dm^3 за да се добие раствор од BaCl_2 со концентрација 12 g/dm^3 ?

Решение:

Дадено:

$$\gamma_1(\text{BaCl}_2) = 40 \text{ g/dm}^3$$

$$V_1(\mathbf{p-p}) = 120 \text{ cm}^3$$

$$\gamma_2(\text{BaCl}_2) = 12 \text{ g/dm}^3$$

Се бара:

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

Волуменот на вода може да се пресмета според формулата:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = V_2(\mathbf{p-p}) - V_1(\mathbf{p-p})$$

За да се пресмета волуменот на растворот по разредување ($V_2(p-p)$) се користи формулата за разредување на раствори изрзена преку масената концентрација, бидејќи е дадена масената концентрација на $BaCl_2$:

$$\gamma_1(BaCl_2) \cdot V_1(p-p) = \gamma_2(BaCl_2) \cdot V_2(p-p)$$

од каде што $V_2(p-p)$ ќе биде:

$$V_2(p-p) = \frac{\gamma_1(BaCl_2) \cdot V_1(p-p)}{\gamma_2(BaCl_2)}$$

$$V_2(p-p) = \frac{40 \text{ g/dm}^3 \cdot 120 \text{ cm}^3}{12 \text{ g/dm}^3} = 400 \text{ cm}^3$$

$$V(H_2O) = 400 \text{ cm}^3 - 120 \text{ cm}^3 = 280 \text{ cm}^3$$

Решена задача 10.

Со разредување на 18 % раствор од хлорна киселина ($HClO_3$) се добива раствор во кој масениот удел на $HClO_3$ изнесува 8,5 %. Да се пресмета масата на растворот пред разредување, ако масата на растворот по разредување изнесува 18 g? Колку cm^3 вода треба да се додадат на растворот?

Решение:

Дадено:

$$w_1(HClO_3) = 18 \% : 100 = 0,18$$

$$w_2(HClO_3) = 8,5 \% : 100 = 0,085$$

$$m_2(p-p) = 18 \text{ g}$$

Се бара:

$$m_1(p-p) = ?$$

$$V(H_2O) = ?$$

Бидејќи е даден масениот удел на $HClO_3$, за да се пресмета масата на растворот пред разредување се користи следнава формула:

$$w_1(HClO_3) \cdot m_1(p-p) = w_2(HClO_3) \cdot m_2(p-p)$$

од каде $m_1(p-p)$ ќе биде:

$$m_1(p-p) = \frac{w_2(HClO_3) \cdot m_2(p-p)}{w_1(HClO_3)}$$

$$m_1(p-p) = \frac{0,085 \cdot 18 \text{ g}}{0,18} = 8,5 \text{ g}$$

$$m(H_2O) = m_2(p-p) - m_1(p-p) = 18 \text{ g} - 8,5 \text{ g} = 9,5 \text{ g}$$

Густината на вода изнесува 1 g/cm^3 . Од формулата за густина на вода:

$$\rho(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{V(H_2O)}$$

за волуменот на H_2O се добива:

$$V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)}$$

$$V(H_2O) = \frac{9,5 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 9,5 \text{ cm}^3$$



Густината на H_2O е 1 g/cm^3 . Поради тоа, волуменот на вода е бројно еднаков со масата.

Решена задача 11.

Ако во лабораторија има KMnO_4 со концентрација $0,5 \text{ mol/dm}^3$, да се пресмета волуменот на растворот од KMnO_4 што треба да се земе за да се подготват 50 cm^3 раствор од KMnO_4 со концентрација $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c_1(\text{KMnO}_4) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(\text{p-p}) = ?$$

Се бара:

$$c_2(\text{KMnO}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2(\text{p-p}) = 50 \text{ cm}^3$$

Волуменот што треба да се земе од KMnO_4 за да се подготви растворот може да се пресмета според формулата за разредување на раствори, изразена преку количинската концентрација:

$$c_1(\text{KMnO}_4) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{KMnO}_4) \cdot V_2(\text{p-p})$$

од каде што:

$$V_1(\text{p-p}) = \frac{c_2(\text{KMnO}_4) \cdot V_2(\text{p-p})}{c_1(\text{KMnO}_4)} = \frac{0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 50 \text{ cm}^3}{0,5 \text{ mol/dm}^3} = 5 \text{ cm}^3$$

Мешање раствори

При мешање на два или повеќе раствори со различна концентрација се добива раствор со различен состав од двата појдовни раствора. Количеството на супстанца во добиениот раствор по мешање ќе биде збир од количествата на растворената супстанца на појдовните раствори.

$$n_1(\text{B}) + n_2(\text{B}) = n_3(\text{B})$$

Количинската концентрација на растворената супстанца во раствор добиен со мешање на два раствора се пресметува според формулата:

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

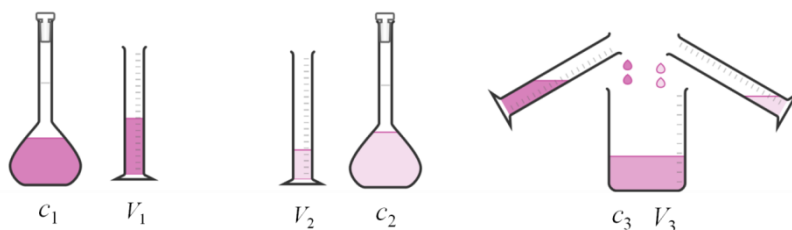
$$V_3(\text{p-p}) = V_1(\text{p-p}) + V_2(\text{p-p})$$

$c_1(\text{B})$ и $c_2(\text{B})$ е количинска концентрација на супстанцата пред мешање на растворите

$c_3(\text{B})$ е количинска концентрација на супстанцата по мешање на растворите

$V_1(\text{p-p})$ и $V_2(\text{p-p})$ се волумените на растворите кои се мешаат

$V_3(\text{p-p})$ е волуменот на добиениот раствор по мешање на растворите



Слика 3.3 Мешање раствори

Вкупната маса на супстанцата во растворот што се добива со мешање на два раствора ќе биде збир од масите на растворена супстанца на појдовните раствори.

$$m_1(\text{B}) + m_2(\text{B}) = m_3(\text{B})$$

Масената концентрација на растворот што се добива со мешање на раствори се пресметува со помош на формулата:

$$\gamma_1(\text{B}) \cdot V_1(\text{p-p}) + \gamma_2(\text{B}) \cdot V_2(\text{p-p}) = \gamma_3(\text{B}) \cdot V_3(\text{p-p})$$

$\gamma_1(\text{B})$ и $\gamma_2(\text{B})$ е масена концентрација на супстанцата пред мешање на растворите

$\gamma_3(\text{B})$ е масена концентрација на супстанцата по мешање на растворите

$V_1(\text{p-p})$ и $V_2(\text{p-p})$ се волумените на растворите кои се мешаат

$V_3(\text{p-p})$ е волуменот на добиениот раствор по мешање

Масениот удел на растворот добиен со мешање на два раствора се пресметува со помош на формулата:

$$w_1(\text{B}) \cdot m_1(\text{p-p}) + w_2(\text{B}) \cdot m_2(\text{p-p}) = w_3(\text{B}) \cdot m_3(\text{p-p})$$

$$m_3(\text{p-p}) = m_1(\text{p-p}) + m_2(\text{p-p})$$

$w_1(\text{B})$ и $w_2(\text{B})$ е масен удел на супстанцата пред мешање на растворите

$w_3(\text{B})$ е масен удел на супстанцата по мешање на растворите

$m_1(\text{p-p})$ и $m_2(\text{p-p})$ се масите на растворите кои се мешаат

$m_3(\text{p-p})$ е масата на добиениот раствор по мешање



Не може да се мешаат раствори од различни супстанции. Во таков случај, независно дали доаѓа до хемиска реакција помеѓу компонентите на појдовните раствори или не, овие формули не може да се применат.

Решена задача 12.

Пресметај ја концентрацијата на натриум сулфат (Na_2SO_4) во 400 cm^3 раствор добиен со мешање на 180 cm^3 раствор од Na_2SO_4 со концентрација $0,45 \text{ mol/dm}^3$, и раствор од Na_2SO_4 со концентрација $0,8 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,45 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(\text{p-p}) = 180 \text{ cm}^3$$

$$c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,8 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_3(\text{p-p}) = 400 \text{ cm}^3$$

Се бара:

$$V_2(\text{p-p}) = ?$$

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = ?$$

За да се пресмета количинската концентрација на Na_2SO_4 во растворот добиен со мешање на два раствора се користи следнава формула:

$$c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_1(\text{p-p}) + c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_2(\text{p-p}) = c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_3(\text{p-p})$$

од каде што се изразува $c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4)$:

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{c_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_1(\text{p-p}) + c_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V_2(\text{p-p})}{V_3(\text{p-p})}$$

$V_2(\text{p-p})$ може да се пресмета од формулата: $V_3(\text{p-p}) = V_1(\text{p-p}) + V_2(\text{p-p})$

$$V_2(\text{p-p}) = V_3(\text{p-p}) - V_1(\text{p-p})$$

$$V_2(p-p) = 400 \text{ cm}^3 - 180 \text{ cm}^3 = 220 \text{ cm}^3$$

Концентрацијата на Na_2SO_4 во растворот добиен со мешање на растворот ќе биде:

$$c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{0,45 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,18 \text{ dm}^3 + 0,8 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,22 \text{ dm}^3}{0,4 \text{ dm}^3} = 0,64 \text{ mol/dm}^3$$

Решена задача 13.

Пресметај ја концентрацијата на растворот добиен со мешање раствори од $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, првиот со концентрација на $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ од $0,7 \text{ mol/dm}^3$ и волумен 10 cm^3 , вториот со концентрација на $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ од $0,25 \text{ mol/dm}^3$ и волумен 25 cm^3 .

Решение:

Дадено:

$$c_1(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,7 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1(p-p) = 10 \text{ cm}^3$$

$$c_2(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,25 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2(p-p) = 25 \text{ cm}^3$$

Се бара:

$$V_3(p-p) = ?$$

$$c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = ?$$

За да се пресмета количинската концентрација на $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ во растворот добиен со мешање раствори се користи следнава формула:

$$c_1(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_1(p-p) + c_2(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_2(p-p) = c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_3(p-p)$$

од каде се изразува $c_3(\text{Na}_2\text{SO}_4)$:

$$c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{c_1(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_1(p-p) + c_2(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot V_2(p-p)}{V_3(p-p)}$$

$V_3(p-p)$ може да се пресмета според формулата: $V_3(p-p) = V_1(p-p) + V_2(p-p)$

$$V_3(p-p) = 10 \text{ cm}^3 + 25 \text{ cm}^3 = 35 \text{ cm}^3$$

Концентрацијата на $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ќе биде:

$$c_3(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{0,7 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,01 \text{ dm}^3 + 0,25 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,025 \text{ dm}^3}{0,035 \text{ dm}^3} = 0,38 \text{ mol/dm}^3$$

РЕЗИМЕ

Раствори се хомогени смеси составени од растворена супстанца и растворувач.

Растворувач е компонентата на растворот која е присутна во поголемо количество и од која зависи агрегатната состојба на растворот. *Растворена супстанца* е компонентата што се раствора во растворувачот.

Агрегатната состојба на растворот може да биде гасовита, течна и цврста и зависи од агрегатната состојба на растворувачот.

Заситен раствор е растворот што содржи максимално количество од растворената супстанца, при дадена температура и притисок.

Презаситен раствор е растворот што содржи поголемо количество растворена супстанца од заситениот раствор.

Незаситен раствор е растворот што содржи помало количество растворена супстанца од заситениот раствор.

Хидратизирани јони се јоните што во растворот се опкружени со молекули од водата, којашто се користи како растворувач.

Солватизирани јони се јоните што се опкружени со молекули од растворувачот, ако наместо вода се користи друг растворувач.

Растворливост (S, solubility) на дадена супстанца е максималното количество од супстанцата што може да се раствори во определен волумен на растворувачот, при определена температура.

Растворливоста на супстанците зависи од природата на супстанцата што се раствора, температурата и притисокот.

Разредени раствори се растворите што содржат мало количество од растворената супстанца.

Концентрирани раствори се растворите што содржат големо количество од растворената супстанца.

Егзотермен процес е процесот во кој се ослободува топлина од растворот во околината. *Ендотермен процес* е процесот во кој се апсорбира топлина од околината.

Масен удел (w) е однос помеѓу масата на растворената супстанца и масата на растворот. Се изразува во проценти.

Волуменски удел (φ) е однос помеѓу волуменот на растворената супстанца и волуменот на растворот. Се изразува во проценти.

Количинска или молска концентрација (c) е однос помеѓу количеството на растворената супстанца и волуменот на растворот. Се изразува во mol/dm^3 .

Масена концентрација (γ) е однос помеѓу масата на растворената супстанца и волуменот на растворот. Се изразува во g/dm^3 , поретко во g/cm^3 .

При *разредување на растворот* се намалува неговата концентрација, бидејќи се зголемува волуменот на растворот, но количеството и масата на растворената супстанца остануваат исти.

При *мешање на два или повеќе раствори* со различна концентрација се добива раствор со различен состав од појдовните раствори.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

1. Од кои компоненти е составен еден раствор? Наведи неколку конкретни примери.
2. Определи го растворувачот и растворената супстанца во раствор што е составен од 3,33 g хлороводородна киселина (HCl) во 40 g метанол (CH₃OH). Која е агрегатната состојба на растворот? Зошто презаситениот раствор е нестабилен? На кој начин станува стабилен? Објасни.
3. Со која постапка може да се добие разреден од концентриран раствор? Објасни.
4. Колку грами цинк хлорид (ZnCl₂) се содржат во 220 грами раствор од ZnCl₂ во кој неговиот масен удел изнесува 38 %? (Одговор: $m(\text{ZnCl}_2) = 83,6 \text{ g}$)
5. Колкаво количество од калиум перхлорат (KClO₄) има во раствор со маса 170 грама, во кој масениот удел на KClO₄ изнесува 14 %? (Одговор: $n(\text{KClO}_4) = 0,172 \text{ mol}$)
6. Колку грами од бакар(II) сулфат пентахидрат (CuSO₄·5H₂O) и колку грами вода се потребни за да се подготват 150 грама раствор од CuSO₄ со масен удел од 20 %? (Одговор: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 78,22 \text{ g}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 71,78 \text{ g}$)
7. Пресметај го масениот удел на манган(II) сулфат (MnSO₄) во 0,66 dm³ раствор во кој се растворени 1,2 mol од MnSO₄. Густината на растворот изнесува 1,091 g/cm³. (Одговор: $w(\text{MnSO}_4) = 25,16 \%$)
8. Пресметај ја масата на растворената супстанца во 1 L раствор од калиум нитрат (KNO₃) со концентрација 0,25 mol/L. (Одговор: $m(\text{KNO}_3) = 25,28 \text{ g}$)
9. Пресметај го количеството на растворената супстанца во 1 L раствор од натриум сулфат (Na₂SO₄) со концентрација 205 g/L. (Одговор: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1,44 \text{ mol}$)
10. Ако растворите содржат иста растворена супстанца, во кој од следниве раствори нејзината маса ќе биде поголема:
 - а) раствор со волумен од 1,1 L и концентрација 0,42 mol/L; (Одговор: $n(\text{супстанца}) = 0,462 \text{ mol}$)
 - б) раствор со волумен од 1,4 L и концентрација 0,33 mol/L. (Одговор: $n(\text{супстанца}) = 0,462 \text{ mol}$)Бидејќи станува збор за иста супстанца и нејзината маса ќе биде иста.
11. Фенол (C₆H₅OH) често се користи како антисептик за плакнење на устата и грлото. Пресметај ја количинската концентрација на C₆H₅OH во раствор со волумен 100 mL, во кој се растворени 1,5 грама фенол. (Одговор: $c(\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}) = 0,159 \text{ mol/dm}^3$)
12. Пресметај ја количинската концентрација на растворената супстанца во следниве водни раствори:
 - а) 0,489 mol од сахароза (C₁₂H₂₂O₁₁) во 400 mL раствор; (Одговор: $c(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1,22 \text{ mol/dm}^3$)
 - б) 5,8 g од литиум сулфат (Li₂SO₄) во 350 mL раствор. (Одговор: $c(\text{Li}_2\text{SO}_4) = 0,15 \text{ mol/dm}^3$)
13. Пресметај ја масената концентрација на растворената супстанца во следниве водни раствори:
 - а) 14,2 g од железо(III) нитрат Fe(NO₃)₃ во 500 mL раствор; (Одговор: $\gamma(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 28,4 \text{ g/dm}^3$)
 - б) 3,3 mol од цинк сулфит (ZnSO₃) во 650 mL раствор. (Одговор: $\gamma(\text{ZnSO}_3) = 738 \text{ g/dm}^3$)

14. За еден експеримент се потребни 50 mL раствор од сребро нитрат (AgNO_3) со концентрација 0,45 mol/L. Објасни како ќе го подготвиш растворот. (Одговор: $m(\text{AgNO}_3) = 3,82 \text{ mol}$)

15. Пополни ја следнава табела за раствор со волумен од 250 L:

Соединение	$m[\text{g}]$	$n[\text{mol}]$	$c [\text{mol}/\text{dm}^3]$	$\rho[\text{g}/\text{dm}^3]$
K_2SO_4 , калиум сулфат	4,5			
CH_3COOH , оцетна киселина		2,8		
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, глюкоза			0,6	
NaNO_3 , натриум нитрат		3,3		
H_2SO_4 , сулфурна киселина	0,77			
$\text{Ca}(\text{OH})_2$, калциум хидроксид				12,5

Одговор:

Соединение	$m[\text{g}]$	$n[\text{mol}]$	$c [\text{mol}/\text{dm}^3]$	$\rho[\text{g}/\text{dm}^3]$
K_2SO_4 , калиум сулфат	4,5	0,026	0,103	18
CH_3COOH , оцетна киселина	168,15	2,8	11,2	672,58
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, глюкоза	27,023	0,15	0,6	108,11
NaNO_3 , натриум нитрат	280,48	3,3	13,2	1121,93
H_2SO_4 , сулфурна киселина	0,77	0,0079	0,032	3,08
$\text{Ca}(\text{OH})_2$, калциум хидроксид	3,13	0,042	0,169	12,5

16. Што е потребно да направиш за да подготвиш 100 mL раствор од натриум хидроксид (NaOH) со концентрација 0,76 mol/L, ако на располагање имаш раствор од NaOH со концентрација 1,5 mol/L. Објасни ја постапката. (Одговор: $V_2(\text{NaOH}) = 50,66 \text{ mL}$)

17. Колкав волумен од концентрирана азотна киселина (HNO_3) со густина 1,12 g/cm^3 и масен удел 62,70 % треба да се земе за да се подготви 200 cm^3 разреден раствор со концентрација на HNO_3 од 0,7 mol/ dm^3 ? (Одговор: $V(\text{HNO}_3) = 12,56 \text{ mL}$)

18. Подготви раствори од хлороводородна киселина (HCl) со различна концентрација:

а) 0,1 mol/ dm^3 ; (Одговор: $V(\text{HCl}) = 0,83 \text{ mL}$)

б) 0,01 mol/ dm^3 ; (Одговор: $V(\text{HCl}) = 0,083 \text{ mL}$)

в) 0,01 mol/ dm^3 . (Одговор: $V(\text{HCl}) = 0,083 \text{ mL}$)

За подготовка на 100 cm^3 од секој од растворите користи концентрирана HCl . Податоците кои ќе ти бидат потребни прочитај ги од шишето во кое се наоѓа киселината во лабораторија (На пример: $w(\text{HCl}) = 37 \%$, $\rho(\text{HCl}) = \text{g}/\text{cm}^3$).

19. Со додавање на 30 грами вода на 29 % сулфуроводородна киселина (H_2S) се добива раствор во кој масениот удел на H_2S изнесува 13 %. Пресметај ја масата на H_2S во растворот пред и по разредувањето. (Одговор: $m(\text{H}_2\text{S})_{\text{пред}} = 24,38 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{S})_{\text{по}} = 54,38 \text{ g}$)

20. Пресметај ја количинската концентрација на калиум хромат (K_2CrO_4) во 600 cm^3 раствор добиен со мешање на 280 cm^3 раствор со маса на K_2CrO_4 од 4,5 грама, и раствор од K_2CrO_4 со концентрација 1,2 mol/ dm^3 . (Одговор: $c(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,68 \text{ mol}/\text{dm}^3$)

3.2. Раствори од електролити

3.2.1. Електролити и степен на електролитна дисоцијација

Често се поставува прашањето зошто растворите на некои супстанции спроведуваат електрична струја, додека на други не спроведуваат електрична струја?

На пример, ако во вода се раствори шеќер (сахароза, $C_{12}H_{22}O_{11}$) добиениот раствор не спроведува електрична струја. Додека пак, растворот на готварска сол (натриум хлорид, $NaCl$) спроведува електрична струја. Што е причината за различното однесување на растворите од овие две супстанции?

Суштинската разлика е во хемиското сврзување. Сахарозата е изградена од молекули кај кои атомите се сврзани помеѓу себе со ковалентни. Кај натриум хлорид постои јонска врска помеѓу јоните (катјони и анјони), кои се градбени единици.



Во зависност од тоа дали растворите на супстанците спроведуваат електрична струја можат да бидат електролити и неелектролити.

Супстанците чии водни раствори или растопи спроведуваат електрична струја се нарекуваат **електролити**. Водните раствори на електролитите содржат јони. Примери за електролити се водните раствори или растопи на киселини, бази, соли и некои оксиди.

Супстанците чии водни раствори или растопи не спроведуваат електрична струја се нарекуваат **неелектролити**. Водните раствори на неелектролитите содржат молекули. Примери: чиста вода, алкохоли, кислород и др.

Главна разлика помеѓу електролитите и неелектролитите е тоа што електролитите во водни раствори образуваат јони, додека неелектролитите не образуваат јони.

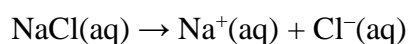
Растворите што содржат јони спроведуваат електрична струја.



Опреди дали растворени во вода следниве соединенија ќе се однесуваат како електролити или неелектролити: CH_3OH (метанол), KBr (калиум бромид), $Ca(OH)_2$ (калциум хидроксид), $HClO_4$ (перхлорна киселина), C_2H_5OH (етанол), CO_2 (јаглерод диоксид) и $KMnO_4$ (калиум перманганат).

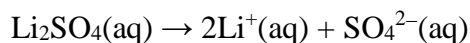
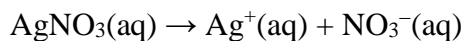
Електролитна дисоцијација

Дисоцијација е процес каде што јоните на солта се раздвојуваат (дисоцираат) при нејзино растворање во вода. Процесот на дисоцијација се одвива во раствори или растопи на соединенија изградени од јони. Јоните се честички кои имаат определен полнеж. Тие можат да бидат позитивно наелектрирани наречени **катјони** и негативно наелектрирани наречени **анјони**. Така, при растворање на натриум хлорид ($NaCl$) во вода се образуваат катјони на натриум (Na^+) и анјони на хлор (Cl^-). Процесот на дисоцијација се одвива во вода (Потсети се! $aqua = aq$, означува дека јоните се опкружени со молекули кога се растворени во вода), бидејќи поларните молекули на вода го олеснуваат раздвојувањето на катјоните и анјоните од солта. Дисоцијацијата на $NaCl$ на поедноставен начин може да се прикаже со равенката:



Бидејќи растворите на супстанците кои дисоцираат во вода спроведуваат електрична струја, процесот се нарекува **електролитна дисоцијација**. Теоријата за електролитна дисоцијација ја формулирал шведскиот научник Арениус (Svante Arrhenius) во 1887 година, испитувајќи ја спроводливоста на различни супстанции.

Примери за електролитна дисоцијација на некои соли:



Повеќе примери за електролитна дисоцијација има во Модуларна единица 2, кај реакциите за докажување на катјони и ањони. Јоните прикажани во полните јонски равенки и скратените јонски равенки настануваат при дисоцијација.

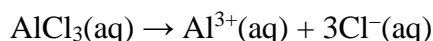
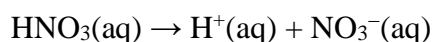
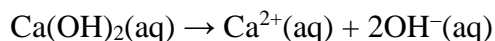


Во зависност од тоа дали во водни раствори електролитите се целосно или делумно дисоцирани, тие може да бидат:

- силни електролити;
- слаби електролити.

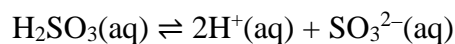
Силни електролити се електролитите кои се скоро целосно дисоцирани во вода.

Водните раствори од силните електролити содржат јони. Примери: скоро сите растворливи соли, како и киселините и базите кои се скоро целосно дисоцирани во вода. Процесот на дисоцијација на силните електролити се прикажува со единечна стрелка (\rightarrow), бидејќи тие скоро целосно се дисоцирани во вода.



Слаби електролити се електролитите кои се делумно дисоцирани во вода.

Водните раствори на слабите електролити содржат јони и недисоцирани молекули. Слаби електролити се растворите на киселините и базите кои се делумно дисоцирани во вода. За прикажување на дисоцијацијата на слабите електролити се користи двојна стрелка (\rightleftharpoons), бидејќи кај нив дисоцираните молекули се во рамнотежа со јоните што се образуваат при нивна дисоцијација, како што е прикажано со примерите:



Во растворите на супстанците што дисоцираат се присутни јони кои се образувани од еден или повеќе атоми. Јоните кои се образувани од еден атом се нарекуваат **едноатомски јони** (H^+ , Ca^{2+} , K^+ и др). Додека пак, јоните кои се образувани од повеќе атоми се нарекуваат **повеќеатомски јони** (OH^- , NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , NH_4^+ и др).

► Степен на електролитна дисоцијација

Мерка за јачината на слабите електролити е степенот на електролитна дисоцијација кој се означува со грчката буква α (*алфа*). α претставува однос помеѓу бројот на дисоцирани молекули и вкупниот број на растворени молекули.

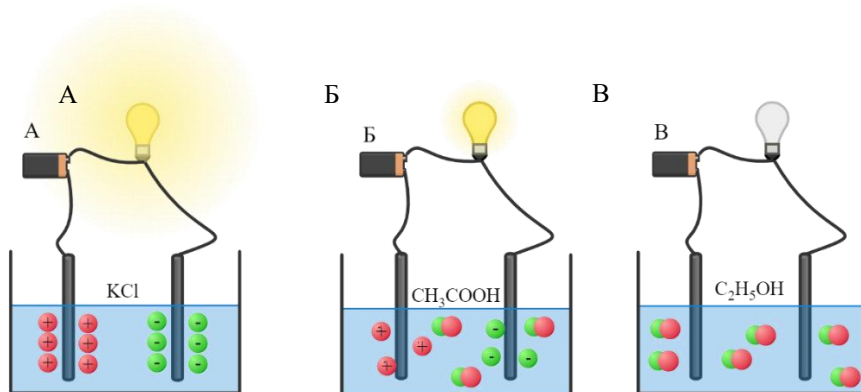


$$\alpha = \frac{\text{број на дисоцирани молекули}}{\text{вкупен број растворени молекули}}$$

За слаба киселина со општа формула HA , изразот за α ќе биде:

$$\alpha = \frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{HA})}$$

Степенот на електролитна дисоцијација се изразува како неименуван број или во проценти (%). За силните електролити што се скоро целосно дисоцирани во вода, вредноста на α е 1 или 100 доколку се изрази во проценти (%). Кај слабите електролити вредноста на α е помала од 1 или 100 %. Колку е помала вредноста на α , толку е послаб електролитот.



Слика 3.4 Силни електролити (А), слаби електролити (Б) и неелектролити (В)

Решена задача 14.

Пресметај ја вредноста на степенот на електролитна дисоцијација (α) на флуороводородна киселина (HF), ако концентрацијата на HF изнесува $0,5 \text{ mol/dm}^3$, а концентрацијата на H^+ -јоните добиени со нејзина дисоцијација е $0,019 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

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

$$c(\text{H}^+) = 0,019 \text{ mol/dm}^3$$

Се бара:

$$\alpha = ?$$

Степенот на електролитна дисоцијација на HF се пресметува според формулата:

$$\alpha = \frac{c(\text{H}^+)}{c(\text{HF})}$$

$$\alpha = \frac{0,019 \text{ mol/dm}^3}{0,5 \text{ mol/dm}^3} \cdot 100 = 3,8 \%$$

Решена задача 15.

Пресметај ја вредноста на степенот на електролитна дисоцијација (α) на амониум хидроксид (NH_4OH) со концентрација $0,4 \text{ mol/dm}^3$. Концентрацијата на OH^- -јоните добиени со негова дисоцијација изнесува $0,0027 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,4 \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{OH}^-) = 0,0027 \text{ mol/dm}^3$$

Се бара:

$$\alpha = ?$$

Степенот на електролитна дисоцијација на NH_4OH , се пресметува според формулата:

$$\alpha = \frac{c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_4\text{OH})}$$

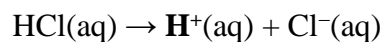
$$\alpha = \frac{0,0027 \text{ mol/dm}^3}{0,4 \text{ mol/dm}^3} \cdot 100 = 0,675 \%$$

Вредноста на степенот на електролитна дисоцијација зависи обратно пропорционално од концентрацијата на електролитот. Тоа значи дека колку е поразреден растворот, толку вредноста на α ќе биде поголема и обратно.

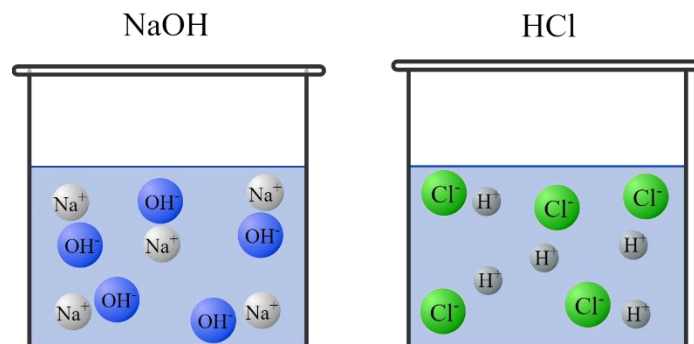
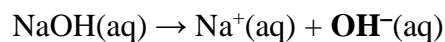
Киселини и бази според теоријата на електролитна дисоцијација

Арениус, киселините и базите ги дефинираше според јоните што се образуваат во водни раствори при нивна дисоцијација.

Киселини се супстанции кои при дисоцијација во водни раствори образуваат H^+ -јони како единствен вид на катјони.



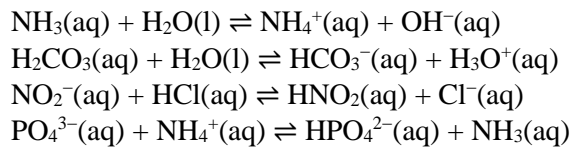
Бази се супстанции кои при дисоцијација во водни раствори образуваат OH^- -јони како единствен вид на анјони.



Слика 3.5 Електролитна дисоцијација на NaOH и HCl



Во равенките означи ги паровите киселина/конјугирана база и база/конјугирана киселина:



Колку е посилна киселината, толку нејзината конјугирана база е послаба и обратно. Колку е посилна базата, толку нејзината конјугирана киселина е послаба. Во зависност од тоа дали лесно или тешко даваат и примаат протони, протолитите се делат на:

- силни протолити: лесно оддаваат и лесно примаат протони;
- слаби протолити: тешко оддаваат и тешко примаат протони.

Супстанците кои се однесуваат и како киселини и како бази, каков што е случајот со вода во претходните примери, се нарекуваат **амфипротолити**. Амфипротолитите подеднакво лесно или тешко оддаваат и примаат протони.



Процесот во кој се образуваат јони во растворот на соединенијата кои не се изградени од јони, се нарекува јонизација. Всушност, јонизација е процес во кој се образуваат јони како резултат на хемиска реакција на супстанците со вода. На пример, глацијална оцетна киселина (100 % CH_3COOH) е неелектролит, но нејзините водни раствори спроведуваат струја. Во овој случај, јони се образуваат во растворот како резултат на реакција на јонизација со вода. Термините дисоцијација и јонизација се користат наизменично, но треба да се има предвид дека станува збор за различни процеси. При дисоцијација на сол, солта веќе постои во јонска форма и при нејзиното растворање во вода јоните се раздвојуваат, односно дисоцираат. Во процесот на јонизација, јони настануваат при реакција со вода на супстанции што не се изградени од јони.

3.2.2. Константа на дисоцијација на слаби електролити

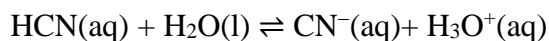
► Хемиска рамнотежа кај слаби електролити

Хемиските реакции кои течат во насока само од реактанти кон продукти се нарекуваат **неповратни или иреверзибилни реакции**. Неповратни се хемиските реакции кај кои еден од продуктите е слаб електролит ($\text{H}_2\text{O}(\text{l})$), гас ($\text{CO}_2(\text{g})$), талог ($\text{AgCl}(\text{s})$) или стабилно комплексно соединение ($\text{K}_2[\text{HgI}_4]$).

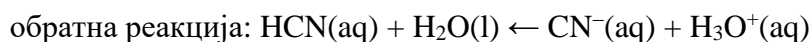
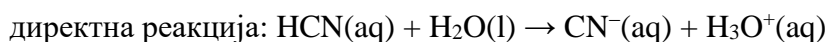
Хемиските реакции кои се одвиваат во насока од реактанти кон продукти и обратно, од продукти кон реактанти се нарекуваат **повратни или реверзибилни реакции**. Овие реакции не завршуваат, бидејќи кога ќе се образуваат продукти тие реагираат помеѓу себе, и притоа повторно се добиваат реактантите.

Кај повратните реакции всушност во исто време се одвиваат две реакции, директна и обратна реакција. **Директна реакција** е реакцијата што тече во насока од реактанти кон продукти (на десно). **Обратна реакција** е реакцијата во која од продуктите се образуваат реактанти (на лево).

Повратна реакција е реакцијата на дисоцијација на цијановодородна киселина (HCN) во вода, бидејќи HCN е слаб електролит.



Директната и обратната реакција во овој протолитички процес се:



Брзината на реакцијата се менува со текот на времето и зависи од повеќе фактори како што се природата на учесниците во реакцијата (реактанти и продукти), концентрацијата, температурата, присуството на катализатор и притисокот (за гасови). Тоа значи дека брзината со која се одвиваат директната и обратната реакција се менува во текот на реакцијата. На почетокот од реакцијата брзината на директната реакција е најголема, но со текот на времето, како што се намалува концентрацијата на реактантите, брзината на директната реакција се намалува. Додека пак, на почетокот од реакцијата кога нема продукти, обратната реакција воопшто не се одвива. Со текот на времето, како што се зголемува концентрацијата на продуктите се зголемува и брзината на обратната реакција. Во моментот кога брзината на директната и обратната реакција ќе се изедначат, се постигнува хемиска рамнотежа.

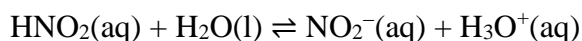
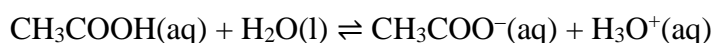


услов за хемиска рамнотежа

брзината на директната реакција = брзината на обратната реакција

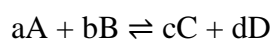
Хемиската рамнотежа има динамички карактер, односно во исто време и со иста брзина од реактантите се добиваат продукти, а од продуктите реактанти. Кога ќе се постигне хемиска рамнотежа, концентрацијата на реактантите и продуктите не се менува, бидејќи со иста брзина од реактантите се добиваат продукти, а од продуктите се добиваат реактанти.

Процесот на дисоцијација кај слабите електролити е еден пример за повратна хемиска реакција кај која се постигнува хемиска рамнотежа. Во овој пример, образуваните јони во растворот се во рамнотежа со недисоцираните молекули од електролитот. Примери за хемиска рамнотежа кај слаби електролити се:



Константа на хемиска рамнотежа

Концентрацијата на реактантите и продуктите кога ќе се постигне хемиска рамнотежа е константна и се нарекува **рамнотежна концентрација**. Земајќи го предвид условот за хемиска рамнотежа, *брзината на директната реакција да биде еднаква со брзината на обратната реакција*, за повратните реакции може да се напише израз за константата на хемиска рамнотежа. Изразите за брзината на директната и на обратната реакција за равенка во општ вид, може да се напишат на следниов начин:



Брзина на директна реакција: $v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow} \cdot c(A)^a \cdot c(B)^b$

Брзина на обратна реакција: $v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow} \cdot c(\text{C})^c \cdot c(\text{D})^d$

k_{\rightarrow} и k_{\leftarrow} се константи на брзина на реакција. Нивната вредност зависи од конкретната реакција и условите во кои таа се одвива.

Од условот за хемиска рамнотежа следува:

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

од каде што:

$$k_{\rightarrow} \cdot c(\text{A})^a \cdot c(\text{B})^b = c(\text{C})^c \cdot c(\text{D})^d$$

$$\frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{c(\text{C})^c \cdot c(\text{D})^d}{c(\text{A})^a \cdot c(\text{B})^b}$$

Од последниов израз може да се дефинира **константата на хемиска рамнотежа**.

$$K_c = \frac{k_{\rightarrow}}{k_{\leftarrow}} = \frac{c(\text{C})^c \cdot c(\text{D})^d}{c(\text{A})^a \cdot c(\text{B})^b}$$

K_c е константа на хемиска рамнотежа

$c(\text{A})$, $c(\text{B})$, $c(\text{C})$ и $c(\text{D})$ се рамнотежни концентрации на учесниците во реакцијата а, b, c и d се стехиометриски коефициенти

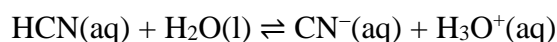


K_c претставува однос помеѓу производот од рамнотежните концентрации на продуктите во реакцијата, степенувани на нивните стехиометриски коефициенти, и производот од концентрациите на реактантите, степенувани на соодветните стехиометриски коефициенти.

Бројната вредност на K_c зависи од рамнотежната концентрација на учесниците во реакцијата. Кога $K_c > 1$ концентрацијата на продуктите е поголема од концентрацијата на реактантите. Додека пак, кога $K_c < 1$ концентрацијата на продуктите е помала од концентрацијата на реактантите.

Константата на хемиската рамнотежа има постојана вредност само при определени услови. Нејзината вредност се менува при промена на концентрацијата, температурата или притисокот (во случај кога учесниците во реакцијата се гасови).

Единицата мерка на K_c е различна за различна хемиска реакција. За протолитичката реакција помеѓу HCN и H₂O, изразот за K_c ќе биде:



$$K_c = \frac{c(\text{CN}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCN})}$$

Земајќи предвид дека единица за количинска концентрација (c) е mol/dm³, единицата за K_c се определува со изразот:

$$K_c = \frac{\text{mol/dm}^3 \cdot \text{mol/dm}^3}{\text{mol/dm}^3} = \text{mol/dm}^3$$



Напиши го изразот за K_c , за хемиската рамнотежа кај следниве слаби електролити:

а) CH₃COOH(aq) и H₂O(l)

б) HNO₂(aq) и H₂O(l)

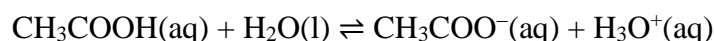
Опреди во кои единици ќе се изрази K_c .

Константа на дисоцијација на слаби киселини и бази

Силните киселини се скоро целосно дисоцирани во водни раствори, додека слабите киселини се делумно дисоцирани. Кај слабите киселини во рамнотежа се недисоцираните молекули и образуваните јони во растворот. Мерка за јачината на една киселина или база, освен степенот на електолитна дисоцијација (α), е и константантата на дисоцијација која се означува со K_a за слаби киселини, а со K_b за слаби бази.

Слаби киселини

Повеќето киселини се слаби. Константата K_a за слаби киселини се нарекува и константа на киселост. На пример за процесот на дисоцијација на оцетна киселина кој е прикажан со равенката:



константата на рамнотежа, која што всушност е константа на дисоцијација (K_a) на киселината ќе биде:

$$K_a = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Слично како и рН, $\text{p}K_a$ може да се определи со логаритмирање според формулата:

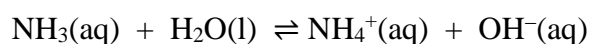
$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = -\log(1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3) / \text{mol/dm}^3 = 4,75$$

рН на раствор на слаба киселина може да се пресмета ако е позната нејзината концентрација и вредноста на K_a .

Слаби бази

Кај слабите бази што не се целосно дисоцирани во водни раствори, константата на рамнотежа се нарекува константа на дисоцијација на базата, K_b , или константа на базност. На пример, за процесот на размена на протони на амонијак со вода, изразот за константата на базност, може да се прикаже на следниов начин:



$$K_b = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)} = 1,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$\text{p}K_b$ може да се пресмета според следнава равенка:

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

$$\text{p}K_b(\text{NH}_3) = -\log(1,74 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3) / \text{mol/dm}^3 = 4,75$$

рН на раствор од слаба база може да се пресмета ако е позната нејзината концентрација и вредноста на K_b .

Колку се повисоки вредностите за K_a и на K_b на дадена температура, толку се посилни киселината и базата и обратно. Додека за $\text{p}K_a$ и $\text{p}K_b$ е обратно. Посилната киселина има пониска вредноста за $\text{p}K_a$ во споредба со послабата киселина. Истото важи и за базите.



Константите K_a и K_b се однесуваат само на слаби киселини и бази.
Врската меѓу pK_a и pK_b е дадена со следниов израз: $pK_a + pK_b = 14$

Ако се познати pK_a и pK_b вредностите, тогаш K_a и K_b , може да се пресметаат на следниов начин:

$$K_a = 10^{-pK_a} \quad K_b = 10^{-pK_b}$$



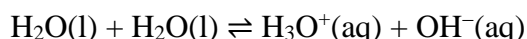
Спореди ги според јачина и пресметај ги pK_a на следниве слаби киселини:

а) $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$

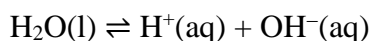
б) $K_a(\text{HNO}_2) = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$

3.2.3. Јонски производ на вода

Чистата вода е многу слаб електролит, односно мал број молекули на вода дисоцираат на јони. Според теоријата на Бренштед и Лори, процесот на размена на протони меѓу молекулите на вода може да се прикаже со следнава равенка:



или поедноставно, според теоријата на Арениус со равенката:



Почесто се користи поедноставната равенка, но треба да се има предвид дека слободни протони (H^+) во вода не постојат. H^+ -јоните најчесто се хидратизирани со една молекула вода притоа се образуваат H_3O^+ -јони кои се нарекуваат **хидрониум јони** или само **хидрони**.

Во чиста вода концентрацијата на водородните (H^+) и хидроксидните (OH^-) јони е еднаква и на температура од 25 °C изнесува $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ ($c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$).

Изразот за константата на рамнотежа за процесот на дисоцијација на вода може да се напише на следниов начин:

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

Со преуредување на равенката се добива:

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

Бидејќи концентрацијата на вода е константа, производот од две константи $K_c \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2$ дава нова константа која се нарекува јонски производ на вода и се обележува со K_w .

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

K_w е јонски производ на вода

$c(\text{H}^+)$ е количинска концентрација на водородните јони (H^+)

$c(\text{OH}^-)$ е количинска концентрација на хидроксидните јони (OH^-)

Јонскиот производ на вода (K_w) е производ од концентрацијата на водородните (H^+) и хидроксидните јони (OH^-).

Ако се изрази концентрацијата на H^+ или OH^- јоните од K_w , се добива:

$$c(H^+) = \frac{K_w}{c(OH^-)} \qquad c(OH^-) = \frac{K_w}{c(H^+)}$$

Од формулата за K_w јасно е дека кога концентрацијата на H^+ -јоните се зголемува, концентрацијата на OH^- -јоните се намалува и обратно. Вредноста на K_w на температура од $25^\circ C$ изнесува $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

$$K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Киселоста на растворот зависи од концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните. Средината во која концентрацијата на H^+ -јоните е поголема од концентрацијата на OH^- е кисела ($c(H^+) > c(OH^-)$). Кога концентрацијата на OH^- -јоните е поголема од концентрацијата на H^+ -јоните, средината е базна ($c(OH^-) > c(H^+)$). Неутрална средина е средината во која концентрацијата на H^+ -јоните е еднаква на концентрацијата на OH^- -јоните ($c(H^+) = c(OH^-)$).



Константите на дисоцијација K_a и K_b се поврзани помеѓу себе и преку јонскиот производ на водата K_w : $K_w = K_a \cdot K_b$

Решена задача 16.

Пресметај ја концентрацијата на водородните јони (H^+) во раствор во кој концентрацијата на хидроксидните јони (OH^-) изнесува $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$. Предвиди ја киселоста на средината.

Решение:

Дадено:

$$c(OH^-) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Се бара:

$$c(H_3O^+) = ?$$

Врската помеѓу концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните е дадена со изразот за јонски производ на водата, K_w :

$$K_w = c(H^+) \cdot c(OH^-)$$

ако се изрази $c(H_3O^+)$ од него, се добива:

$$c(H^+) = \frac{K_w}{c(OH^-)}$$

$$c(H^+) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

Ако се споредат вредностите за концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните може да се види дека концентрацијата на H^+ -јоните е помала од концентрацијата на OH^- -јоните ($c(H^+) < c(OH^-)$), што значи дека средината е базна.

Решена задача 17.

Пресметај ја концентрацијата на хидроксидните јони (OH^-) во раствор во кој концентрацијата на водородните јони (H^+) изнесува $4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. Предвиди ја киселоста на средината.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{H}^+) = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Се бара:

$$c(\text{OH}^-) = ?$$

Од формулата за јонски производ на водата, K_w :

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

ако се изрази $c(\text{OH}^-)$ се добива:

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

$$c(\text{OH}^-) = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{4,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3} = 2,23 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$$

Со споредба на концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните се добива: $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$. Тоа значи дека средината е кисела.

3.2.4. Водороден показател

Водородниот показател (pH) се користи за изразување на киселоста кај разредени раствори. Кога концентрацијата на H^+ јоните е мала, pH-скалата е погоден начин за изразување на киселоста на растворот.

Водородниот показател, pH претставува негативен декаден логаритам од бројната вредност од концентрацијата на водородните јони (H^+).

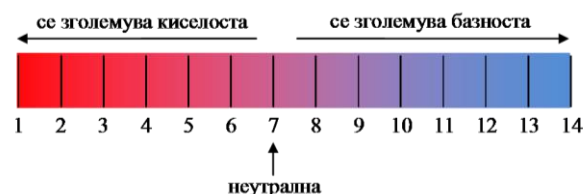
$$\text{pH} = -\log c(\text{H}^+)/\text{mol/dm}^3$$

Во зависност од вредноста на pH, може да се предвиди киселоста на средината.



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

Вредностите на pH се движат од 0 до 14. За концентрирани раствори во кои pH < 0, pH-скалата не може да се примени.



Слика 3.6 pH-скала на киселост и базност

Слично како рН, за пресметување на концентрацијата на хидроксидните јони (ОН⁻) во разредени раствори се користи хидроксиден показател, рОН.

Хидроксидниот показател, рОН претставува негативен декаден логаритам од бројната вредност од концентрацијата на хидроксидните јони (ОН⁻).

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

Врската помеѓу рН и рОН е прикажана со следнава формула:

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

Во случај кога е позната рН или рОН-вредноста на растворот, а треба да се пресмета концентрацијата на Н⁺ и ОН⁻-јоните, со антилогаритмирање на изразите за рН и рОН се добиваат следниве формули:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}} \quad c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}}$$



рН и рОН не може да имаат негативна вредност.

рН на даден раствор може да се процени квалитативно со помош на индикатори или да се измери со уред наречен рН-метар. Подетално што е рН-метар и како се користи е опишано во делот кај инструментални методи на анализа (рН-метрија).

Решена задача 18.

Пресметај ја рН и рОН-вредноста на раствор во кој концентрацијата на водородни јони (Н⁺) изнесува $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$. Предвиди ја киселоста на средината.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Се бара:

$$\text{pH} = ?$$

рН се пресметува според формулата:

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

$$\text{pH} = -\log(1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3)/\text{mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 4$$

Од формулата која ја дава врската помеѓу рН и рОН:

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

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 4 = 10$$

Бидејќи рН е помало од 7 ($\text{pH} < 7$), станува збор за кисела средина.

Решена задача 19.

Во нормални услови рН на крвта е околу 7,4. Пресметај ја концентрацијата на водородните јони (Н⁺) во крвта. Предвиди ја киселоста на средината.

Решение:

Дадено:
 $\text{pH} = 7,4$

Се бара:
 $c(\text{H}^+) = ?$

Кога е позната pH-вредноста, $c(\text{H}^+)$ се пресметува со формулата:

$$c(\text{H}^+) = 10^{-\text{pH}}$$

$$c(\text{H}^+) = 10^{-7,4} \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{H}^+) = 3,98 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$$

Бидејќи pH е поголемо од 7 ($\text{pH} > 7$), станува збор за слабо базна средина.

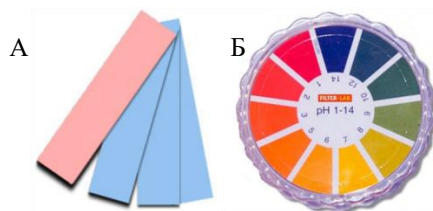
3.2.5. Индикатори

pH-вредноста на растворот освен квантитативно со pH-метар, може да се определи и квалитативно со помош на индикатори. **Индикатори** се супстанции кои ја менуваат бојата во зависност од киселоста на средината. Индикатори кои се користат за проценка на киселоста на средината се лакмусова хартија, универзална индикаторска хартија, киселинско-базните индикатори фенолфталеин и метилоранж и др.

▶ Лакмус и универзален индикатор

Лакмусот е често користен индикатор кој главно се употребува нанесен на хартија, познат како лакмусова хартија. Сината лакмусова хартија ја менува бојата во црвена, во кисела средина ($\text{pH} < 7$). Црвената лакмусова хартија ја менува бојата во сина, во базна средина ($\text{pH} > 7$). Исто така, со помош на лакмусова хартија може да се процени и pH-вредноста на растворот. Црвената боја на лакмусовата хартија покажува дека pH-вредноста на растворот е околу 4,5 или пониска. Сината боја на лакмусовата хартија покажува дека pH-вредноста на растворот е околу 8,3 или повисока.

Универзалниот индикатор овозможува проценка на pH-вредноста по целата pH-скала, од 0 до 14. Тој не е еден индикатор, туку комбинација од повеќе различни индикатори. Се користи како раствор или нанесен на хартија како универзална индикаторска хартија.

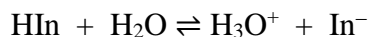


Слика 3.7 А) лакмусова хартија, Б) универзална индикаторска хартија

▶ Киселинско-базни индикатори

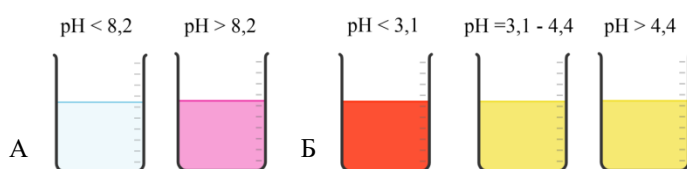
За проценка на pH може да се користат киселинско-базни индикатори кои се составени од слаба киселина и нејзина конјугирана база. Тие се всушност органски соединенија

кои ја менуваат бојата во присуство на киселина или база. Во зависност од киселоста на средината, киселинско-базните индикатори може да постојат во кисела или базна форма, кои имаат различна боја. Всушност, бојата на растворот зависи од односот на концентрацијата на слабата киселина (HIn) и нејзината конјугирана база (In^-). Протолитичкиот процес на индикаторот со вода е прикажан со следнава равенка:



Најчесто користени киселинско-базни индикатори се **метилоранж** и **фенолфталеин**.

Метилоранж ја менува бојата во pH-интервал од 3,1 до 4,4. При pH-вредност пониска од 3,1 тој постои во кисела форма, која има црвенопортокалова боја. Во интервалот од 3,1 до 4,4 поминува во базна форма, која има жолта боја. Додека, при pH-вредности повисоки од 4,4 е присутна само базната форма на индикаторот, па поради тоа бојата останува жолта. Фенолфталеин е безбоен при pH-вредности пониски од 8,2, додека тој има розова боја при pH-вредност повисока од 8,2.



Слика 3.8 Промена на бојата на А) фенолфталеин и Б) метил оранж во зависност од киселоста на средината

Бидејќи киселинско-базните индикатори ја менуваат бојата во зависност од pH на средината, се нарекуваат и pH-индикатори. Тие се користат кога не е потребно прецизно определување на вредноста на pH. Постојат и други киселинско-базни индикатори чија боја зависи од pH на средината.

3.2.6. Хидролиза на соли

Еден од начините за добивање на соли е реакција на неутрализација, односно реакција помеѓу киселина и база, при која се добива сол и вода. Познато е дека киселината има кисели својства, базата има базни својства, но се поставува прашањето:

Дали солта ќе биде неутрална, односно дали нејзиниот раствор ќе има $\text{pH} \approx 7$?

Одговорот на ова прашање може да се добие ако се разгледа што се случува со јоните на солта што се образуваат при нејзина дисоцијација во водни раствори.

Растворите на скоро сите соли што се растворливи во вода се силни електролити, односно се целосно дисоцирани во вода. Во случај кога јоните од солта (катјонот и/или анјонот) разменуваат протони со молекулите на водата, се менува киселоста на растворот. Тоа значи дека по растворање на солта во вода добиениот раствор може да биде неутрален, кисел или базен. Овој процес се нарекува *хидролиза на соли*, кој е всушност протолитички процес и влијае врз pH на растворот.



Хидролизата на соли е протолитички процес, односно процес на размена на протони помеѓу јоните на солта и водата.

Поделбата на солите е направена во зависност од јачината на киселината и базата кои при реакција ја образуваат солта.

Табела 3.2 Типови на соли

Соли	Примери	Име на солта
Соли образувани од силна киселина и силна база	K_2SO_4	калиум сулфат
	$NaCl$	натриум хлорид
	$Mg(NO_3)_2$	магнезиум нитрат
Соли образувани од силна киселина и слаба база	NH_4Cl	амониум хлорид
	$AlCl_3$	алуминиум хлорид
	NH_4ClO_4	амониум перхлорат
Соли образувани од слаба киселина и силна база	$NaNO_2$	натриум нитрит
	Li_2SO_3	литиум сулфит
	CaF_2	калциум флуорид
Соли образувани од слаба киселина и слаба база	CH_3COONH_4	амониум ацетат
	$AlPO_3$	алуминиум фосфат
	$(NH_4)_2S$	амониум сулфид

Катјонот на солта потекнува од базата, додека анјонот потекнува од киселината. Ако се знае јачината на киселината и базата, може да се предвиди каква ќе биде киселоста на растворот добиен со растворање на солта во вода.



Следниве соли се добиени при реакција на неутрализација: K_2SO_4 , $AlCl_3$, CaF_2 , CH_3COONH_4 . Определи која киселина и база учествувале во реакцијата.

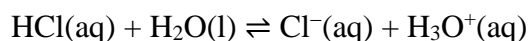
За да се определи дали и како ќе се смени киселоста на растворот при хидролиза на дадена сол, треба всушност да се одговори на следниве прашања:

Кои јони од солта ќе разменуваат протони со водата?

Кои јони (H_3O^+ или OH^-) ќе се образуваат како резултат на протолитичката реакција помеѓу јоните на солта и водата?

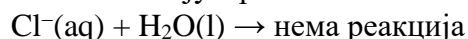
Колку е посилна киселината, толку е послаба нејзината конјугирана база и обратно. Ако киселината е многу силна, тогаш нејзината конјугирана база е послаба база од водата и нема афинитет за протоните (H^+).

Пример, хлороводорона (HCl) е силна киселина. Нејзина конјугирана база се Cl^- -јоните.



HCl силна киселина, лесно и дава протон на водата

Cl^- слаба конјугирана база и не може да прими протон од водата

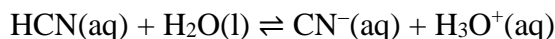


Силни бази се хидроксидите на алкалните (Li , Na , K) и земноалкалните (Ca , Sr , Ba) метали. Генерално сите метални катјони реагираат со вода и образуваат кисел раствор, но хидролизата е изразена главно за мали метални јони со поголем полнеж (Al^{3+} , Fe^{3+} и др.). Поради тоа интеракцијата на јоните на алкалните и земноалкалните метали со вода е мала и се занемарува.



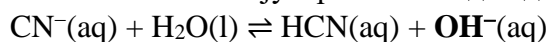
Јоните што потекнуваат од силна киселина и силна база немаат ниту кисели, ниту базни својства и не учествуваат во протолитичка реакција со водата.

Слабите киселини имаат силни конјугирани бази, поради тоа јонот што потекнува од слаба киселина се однесува како силна конјугирана база (посилна од водата) и може да прими протони од неа.

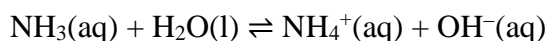


HCN слаба киселина, тешко и дава протони на водата

CN⁻ е посилна конјугирана база од вода и може да прими протон од неа

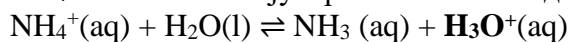


Слабите бази се во пар со посилни конјугирани киселини. Поради тоа, јонот што потекнува од слаба база се однесува како посилна киселина од вода и може да и даде протон.



NH₃ слаба база, тешко прима протон од водата

NH₄⁺ е посилна конјугирана киселина од вода и може да и даде протон

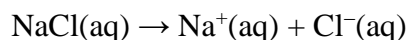


Јоните кои потекнуваат од слаба киселина или слаба база разменуваат протони со водата, и како резултат на таа реакција се менува киселоста на растворот.

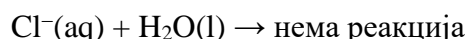
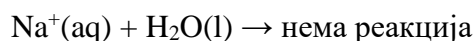
Всушност, киселоста на растворот при растворање на солта ќе зависи од тоа кој од јоните учествува во протолитичка реакција со водата.

Хидролиза на соли образувани од силна киселина и силна база

Натриум хлорид (NaCl) е сол добиена при реакција на натриум хидроксид (NaOH) со хлороводородна киселина (HCl). При растворање на NaCl во вода, солта скоро целосно дисоцира, при што се образуваат натриумови катјони (Na⁺) и хлоридни анјони (Cl⁻):



Na⁺ потекнува од силна база (NaOH), Cl⁻ потекнува од силна киселина (HCl), тоа значи дека овие јони нема да разменуваат протони со водата.



Бидејќи јоните на солите образувани од силна киселина и силна база не разменуваат протони со водата, растворите на овие соли се неутрални.

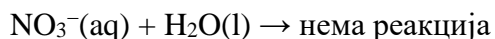
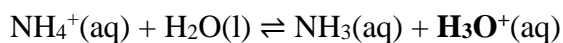
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c(\text{OH}^-), \text{pH} \approx 7.$$

Хидролиза на соли образувани од силна киселина и слаба база

Амониум нитрат (NH₄NO₃) е сол добиена при реакција на амониум хидроксид (NH₄OH) со азотна киселина (HNO₃). При растворање на NH₄NO₃ во вода, солта скоро целосно дисоцира и притоа се образуваат амониумови катјони (NH₄⁺) и нитратни анјони (NO₃⁻):



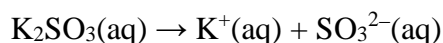
NH_4^+ потекнува од слаба база (NH_4OH) и е посилна конјугирана киселина од водата на која и дава протон. NO_3^- потекнува од силна киселина (HNO_3), тоа значи дека е многу слаба конјугирана база и не може да прими протон од водата.



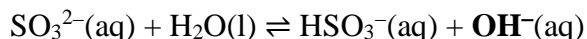
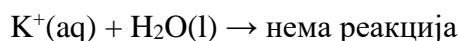
Како резултат на протолитичката реакција помеѓу NH_4^+ и H_2O , во растворот добиен со растворање на NH_4NO_3 се образуваат H_3O^+ -јони, односно растворот ќе биде слабо кисел. $c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} < 7$.

► Хидролиза на соли образувани од слаба киселина и силна база

Калиум сулфит (K_2SO_3) е сол образувана при реакција на калиум хидроксид (KOH) со сулфуреста киселина (H_2SO_3). При растворање на K_2SO_3 во вода, солта скоро целосно дисоцира, притоа се образуваат калиумови катјони (K^+) и сулфитни анјони (SO_3^{2-}):



K^+ потекнува од силна база (KOH) и неговата интеракција со вода е мала и се занемарува. SO_3^{2-} потекнува од слаба киселина (H_2SO_3), што значи дека е посилна конјугирана база од водата, од која може да прими протон.



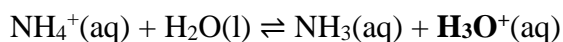
Како резултат на протолитичката реакција помеѓу SO_3^{2-} и H_2O , во растворот добиен со растворање на K_2SO_3 се образуваат OH^- -јони, односно растворот ќе биде слабо базен. $c(\text{OH}^-) > c(\text{H}_3\text{O}^+)$, $\text{pH} > 7$.

► Хидролиза на соли образувани од слаба киселина и слаба база

Амониум ацетат ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) е сол образувана при реакција на амониум хидроксид (NH_4OH) со оцетна киселина (CH_3COOH). При растворање на $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ во вода, солта скоро целосно дисоцира, при што се образуваат амониумови катјони (NH_4^+) и ацетатни анјони (CH_3COO^-):



NH_4^+ потекнува од слаба база (NH_4OH) и е посилна конјугирана киселина од вода на која и дава протон. CH_3COO^- потекнува од слаба киселина (CH_3COOH), што значи дека е посилна конјугирана база од водата, од која може да прими протон.



Како резултат на овие протолитички реакции, во растворот добиен со растворање на $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ се образуваат H_3O^+ и OH^- -јони.



За да се определи киселоста на растворот на сол образувана од слаба киселина и слаба база, потребно е да се знаат вредностите на константите на дисоцијација на слабата киселина (K_a) и слабата базата (K_b). Со нивна споредба, може да се определи киселоста на растворот.

$K_a > K_b$, растворот ќе биде кисел

$K_a < K_b$, растворот ќе биде базен

$K_a \approx K_b$, растворот ќе биде речиси неутрален

Во примерот на $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, растворот ќе биде неутрален, односно $c(\text{OH}^-) \approx c(\text{H}_3\text{O}^+)$, $\text{pH} \approx 7$.

3.2.7. Пуфери

Одржувањето на вредноста на pH во одредени граници е важно во многу биолошки системи. На пример, за ефикасно транспортирање на кислород од белите дробови до клетките потребно е pH на крвта да се движи во граници од 7,35 до 7,45. Ова подрачје на pH се одржува со помош на пуфери во крвта. Исто така и другите течности во телото имаат определено pH кое е важно за функционирање на ензимите. Во голем број реакции кои се изведуваат во хемиска лабораторија со различна цел, важно е одржувањето на вредноста на pH на растворите. Поради тоа, значењето на пуферите е големо, бидејќи тие овозможуваат одржување на бараната вредност на pH.

Пуфер е раствор кој се спротивставува на промената на вредноста на pH кога во него се додава мало количество од киселина или база.

Според составот постојат кисели ($\text{pH} < 7$) и базни ($\text{pH} > 7$) пуфери.

Кисел пуфер – пуфер составен од слаба киселина (HA) и сол што ја содржи нејзината конјугирана база (A^-).

Базен пуфер – пуфер составен од слаба база (B) и сол што ја содржи нејзината конјугирана киселина (BH^+).

Основен услов што треба да го исполнуваат киселините и базите кои се составен дел на пуферот е да не реагираат помеѓу себе. Овој услов го исполнуваат киселина и нејзина конјугирана база или база и нејзина конјугирана киселина. Во некои примери на пуфери, и слабата киселина и нејзината база се јони.

Табела 3.3 Примери на пуфери

Пуфер	Слаба киселина	Конјугирана база
Ацетатен пуфер	CH_3COOH	CH_3COO^-
Карбонатен пуфер	H_2CO_3	HCO_3^-
Фосфатен пуфер	KH_2PO_4	K_2HPO_4
Пуфер	Слаба база	Конјугирана киселина
Амонијачен пуфер	NH_3	NH_4Cl

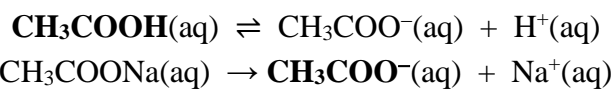


Силна киселина и нејзина конјугирана база, како и силна база и нејзина конјугирана киселина не може да се користат за подготовка на пуфери.

Механизам на дејство на пуферот

Пуферот може да неутрализира во исто време мало количество од разредена киселина или база одржувајќи ја вредноста на рН на растворот стабилна. Механизмот на дејство на раствор од пуфер е објаснето со примерот на ацетатен пуфер во кој се додава мало количество разреден раствор од хлороводородна киселина (HCl) и натриум хидроксид (NaOH).

Ацетатниот пуфер е составен од оцетна киселина (CH₃COOH) која е слаба киселина и ацетатни јони (CH₃COO⁻), кои се нејзина конјугирана база. CH₃COOH е слаба киселина, што значи дека е делумно дисоцирана во водни раствори. Конјугираната база во растворот се добива со растворање на растворлива сол на оцетна киселина во вода, на пример натриум ацетат (CH₃COONa). CH₃COONa е силен електролит и во водни раствори скоро целосно дисоцира.



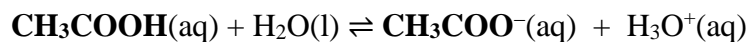
Ацетатен пуфер

Оцетна киселина: CH₃COOH (слаба киселина)

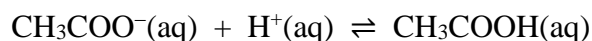
Ацетатен јон: CH₃COO⁻ (конјугирана база)

Натриумовите јони (Na⁺) не се дел од пуферот, тие се нарекуваат јони набљудувачи.

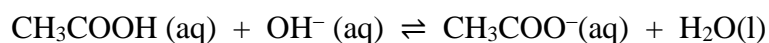
Рамнотежната равенка помеѓу компонентите од пуферот е следната:



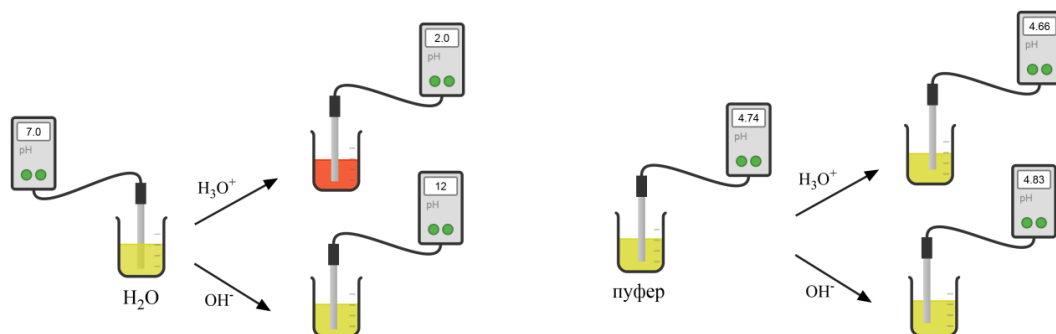
При додавање на мало количество од киселина (на пример HCl), со неа ќе реагира конјугираната база од пуферот (CH₃COO⁻) и ќе ги неутрализира H⁺-јоните.



При додавање на мало количество од база (на пример NaOH), со неа ќе реагира слабата киселина од пуферот и ќе ги неутрализира OH⁻-јоните.



Како резултат на одвивање на овие реакции вредноста на рН на растворот се одржува константна.



Слика 3.9 Механизам на дејство на ацетатен пуфер

Ефикасноста на пуферот зависи од неговиот капацитет, односно од концентрацијата на компонентите на пуферот. Колку е повисока нивната концентрација, толку е поголема ефикасноста на пуферот. Поефикасен е пуферот кај кој концентрацијата на неговите компоненти е приближно еднаква.



Подреди ги според ефикасност следниве пуфери:

- а) $0,1 \text{ mol/dm}^3 \text{ HF}$ и $0,1 \text{ mol/dm}^3 \text{ F}^-$
- б) $1,0 \text{ mol/dm}^3 \text{ HF}$ и $1,0 \text{ mol/dm}^3 \text{ F}^-$
- в) $0,01 \text{ mol/dm}^3 \text{ HF}$ и $0,01 \text{ mol/dm}^3 \text{ F}^-$



Кој од следниве пуфери е поефикасен:

- а) $0,8 \text{ mol/dm}^3 \text{ HNO}_2$ и $0,001 \text{ mol/dm}^3 \text{ NaNO}_2$
- б) $1,0 \text{ mol/dm}^3 \text{ HNO}_2$ и $0,8 \text{ mol/dm}^3 \text{ NaNO}_2$

Објасни!

► рН на пуфери

За пресметување на рН на пуфери се користи *Хендерсон-Хазелбаховата* (Henderson-Hasselbalch) равенка. рН на пуфер составен од слаба киселина и нејзина конјугирана база се пресметува на едноставен начин, според формулата:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

рН е водороден показател

pK_a е константа на дисоцијација на слабата киселина

$c(\text{A}^-)$ е рамнотежна концентрација на конјугираната база

$c(\text{HA})$ е рамнотежна концентрација на слабата киселина

Од равенките за пресметување на рН на пуфери, јасно е дека при разредување нема да се промени вредноста на рН на пуферот, бидејќи не се менува односот на концентрациите на компонентите од пуферот.

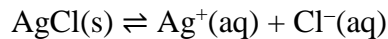


рН на крвта во нормални услови е 7,4. Сепак, CO_2 образува јаглеродна киселина во ткивата. Поради тоа, присуството на поголема концентрација на CO_2 ја намалува рН на крвта, односно ја зголемува нејзината киселост. На пример, кога го задржуваме здивот подолго време, концентрацијата на CO_2 во крвта се зголемува намалувајќи ја нејзината вредност на рН што доведува до несвестица. Од друга страна, кога е зголемена вредноста на рН на крвта, дишењето може да се забави со цел да се зголеми концентрацијата на CO_2 и да се намали рН на крвта. Треба да се внимава бидејќи забавеното дишење може да ја намали концентрацијата на кислород во крвта, што може да биде штетно. Овој пример покажува дека дишењето е многу значајно за регулирање на рН на крвта.

3.2.8. Производ на растворливост

Производот на растворливост (K_{sp}) е всушност константа на рамнотежа кај слабо растворливите соли. Слабо растворливите соли се во цврста агрегатна состојба, односно во вид на талог. Повеќе примери на талози се дадени во квалитативна анализа (модуларна единица 2), каде се објаснети хемиските реакции за докажување на катјони и анјони.

Дел од солта што се раствора, целосно дисоцира во водни раствори. Поради тоа, во растворот во рамнотежа се јоните што се добиваат со дисоцијација на растворливиот дел од солта со талогот. Равенката со која е прикажана рамнотежата помеѓу талогот од сребро хлорид (AgCl) и образуваните јони во растворот е следна:



Изразот за константата на рамнотежа за овој процес ќе биде:

$$K_c = \frac{c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)}{c(\text{AgCl(s)})}$$

Концентрацијата на AgCl не влијае врз рамнотежниот систем. Со други зборови, концентрацијата на цврстиот AgCl(s) е константа, независно дали има 1 mg или 10 g од солта. Поради тоа, со преуредување на претходната равенка се добива:

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

Производот од две константи ($K_c \cdot c(\text{AgCl(s)})$), дава нова константа што се нарекува производ на растворливост и се означува со K_{sp} :

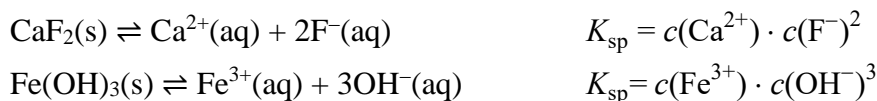
$$K_{sp} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

K_{sp} е производ на растворливост на слабо растворливата сол, AgCl
 $c(\text{Ag}^+)$ и $c(\text{Cl}^-)$ се рамнотежните концентрации на Ag^+ и Cl^- јоните

K_{sp} претставува производ од рамнотежните концентрации на јоните што се образуваат во раствор при дисоцијација на растворливиот дел од слабо растворливата сол.

Во изразот за K_{sp} концентрацијата на јоните образувани при дисоцијација на солта се степенува со стехиометрискиот коефициент од израмнетата равенка на реакцијата на дисоцијација.

Генерално, растворливоста на солите е различна и може да се пресмета од вредноста за K_{sp} . Ако е позната концентрацијата на јоните во растворот може да се пресмета K_{sp} , и обратно. Пресметувањето на K_{sp} е прикажано со следните равенки:



Решена задача 20.

Пресметај го производот на растворливост (K_{sp}) на сребро хлорид (AgCl) на 25°C , ако концентрацијата на Ag^+ и Cl^- јоните во раствор изнесува $1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

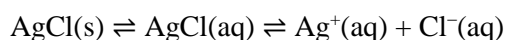
$$c(\text{Ag}^+) = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$c(\text{Cl}^-) = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Се бара:

$$K_{sp}(\text{AgCl}) = ?$$

AgCl(s) е слабо растворлива сол, при дисоцијација на растворениот дел од талогот $\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, се образуваат Ag^+ и Cl^- јони во растворот:



Кога е позната рамнотежната концентрација на јоните, K_{sp} , се пресметува според формулата:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{Cl}^-)$$

$$K_{\text{sp}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 \cdot 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$K_{\text{sp}} = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Решена задача 21.

Пресметај ја рамнотежната концентрација на јоните добиени во раствор на олово(II) сулфат (PbSO_4) ако вредноста на K_{sp} изнесува $1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

Решение:

Дадено:

$$K_{\text{sp}}(\text{PbSO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

Се бара:

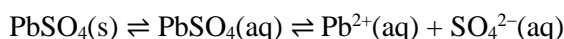
$$c(\text{Pb}^{2+}) = ?$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = ?$$

Изразот за K_{sp} за оваа сол ќе биде:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Pb}^{2+}) \cdot c(\text{SO}_4^{2-})$$

Од процесот на дисоцијација на растворливиот дел на солта може да се види дека образуваните јони се во молски однос 1 : 1



$$n(\text{Pb}^{2+}) : n(\text{SO}_4^{2-}) = 1 : 1$$

$$n(\text{Pb}^{2+}) = n(\text{SO}_4^{2-})$$

Ако се замени условот $c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$ во формулата за K_{sp} , се добива:

$$K_{\text{sp}} = c(\text{Pb}^{2+})^2 \text{ или } K_{\text{sp}} = c(\text{SO}_4^{2-})^2$$

Концентрацијата на Pb^{2+} јоните е еднаква со концентрацијата на SO_4^{2-} јоните и се пресметува како квадратен корен од K_{sp} :

$$c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = \sqrt{K_{\text{sp}}} = \sqrt{1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol}^2/\text{dm}^6} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Со споредба на вредноста за K_{sp} со производот од концентрацијата на јоните во растворот може да се предвиди дали ќе дојде до таложење или не на некоја слабо растворлива сол. Кога производот од концентрацијата на јоните е поголем од K_{sp} , тогаш супстанцата ќе се исталожи, а кога производот од концентрацијата на јоните е помал од K_{sp} , тогаш нема да дојде до таложење на супстанцата.

РЕЗИМЕ

Електролити се супстанции чии водни раствори спроведуваат струја. Водните раствори на електролитите содржат јони.

Неелектролити се супстанции чии водни раствори не спроведуваат струја. Растворите на неелектролитите содржат молекули.

Дисоцијација е процес при кој јонските соединенија се разложуваат на јони при растворање во вода.

Степен на електролитна дисоцијација (α) претставува однос помеѓу бројот на дисоцирани молекули и вкупниот број на растворени молекули.

Силните електролити (соли, силни киселини и бази) се целосно дисоцирани во вода.

Слабите електролити (слаби киселини и бази) се делумно дисоцирани во вода.

Киселини (теорија на Арениус) се супстанции кои при дисоцијација во водни раствори образуваат H^+ -јони како единствен вид на катјони.

Бази (теорија на Арениус) се супстанции кои при дисоцијација во водни раствори образуваат OH^- -јони како единствен вид на анјони.

Протолити се супстанции што разменуваат протони (H^+), а реакциите во кои се разменуваат протони се нарекуваат *протолитички реакции*.

Киселина е супстанца која дава протони. *База* е супстанца која прима протони.

Силни протолити се супстанции кои лесно оддаваат и примаат протони.

Слаби протолити се супстанции кои тешко оддаваат и примаат протони.

Амфипротолити се супстанците кои подеднакво лесно и тешко оддаваат и примаат протони.

Неповратни или иреверзибилни реакции се хемиските реакции што течат во насока само од реактанти кон продукти.

Повратни или реверзибилни реакции се хемиските реакции што се одвиваат во насока од реактанти кон продукти и обратно, од продукти кон реактанти.

Директна реакција е реакцијата што тече во насока од реактанти кон продукти (на десно). *Обратна реакција* е реакцијата при која од продуктите се образуваат реактанти (на лево).

Константата на хемиска рамнотежа (K_c) претставува однос помеѓу производот од рамнотежната концентрација на продуктите степенувани на нивните стехиометриски коефициенти и производот од концентрацијата на реактантите, степенувани на соодветните стехиометриски коефициенти.

Константата на дисоцијација е мерката за јачината на една киселина или база. За слаби киселини се означува со K_a (константа на киселост), а за слаби бази со K_b (константа на базност).

Јонскиот производ на вода (K_w) е производ од концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните. Вредноста на K_w на $25\text{ }^\circ\text{C}$ изнесува $1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.

Водорододен показател (pH) е негативен декаден логаритам од концентрацијата на H^+ -јоните.

pOH претставува негативен декаден логаритам од концентрацијата на хидроксидни јони.

кисела средина $c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} < 7$

неутрална средина $c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} = 7$

базна средина $c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$, $\text{pH} > 7$

Индикатори се супстанции кои ја менуваат бојата во зависност од киселоста на средината.

Хидролиза на соли е протолитички процес, односно процес на размена на протони помеѓу јоните на солта и водата.

Пуфери се раствори кои овозможуваат одржување на вредноста на pH на растворот при додавање на мало количество од слаба киселина или слаба база.

Производот на растворливост (K_{sp}) претставува производ од рамнотежните концентрации на јоните што се образуваат во раствор при дисцијација на растворливиот дел од слабо растворливата сол.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

- Прикажи го процесот на електролитна дисоцијација на следниве соединенија во водни раствори и означи кои од нив се силни, а кои слаби електролити: HCl , H_2SO_3 , NH_4OH , K_3PO_4 , CH_3COOH , AlCl_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, NH_4NO_3 , HClO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3PO_3 и $\text{Bi}(\text{OH})_3$?
- Именувај ги соединенијата од задача 1.
- Пресметај ја вредноста на степенот на електролитна дисоцијација (α) на HF :
 - $c(\text{HF}) = 0,5 \text{ mol/dm}^3$, $c(\text{H}^+) = 0,022 \text{ mol/dm}^3$ (Одговор: $\alpha = 4,4 \%$)
 - $c(\text{HF}) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$, $c(\text{H}^+) = 0,0056 \text{ mol/dm}^3$ (Одговор: $\alpha = 11,2 \%$)
 Како влијае концентрацијата на HF на вредноста на α ? Објасни.
- Вредноста на степенот на електролитна дисоцијација на оцетна киселина (CH_3COOH) на 25°C изнесува $1,34 \%$. Пресметај ја концентрацијата на H^+ -јоните во растворот, ако концентрацијата на CH_3COOH е $0,1 \text{ mol/dm}^3$. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 0,00134 \text{ mol/dm}^3$)
- Допиши ги продуктите на следниве протолитички реакции:

$$\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{HF}(\text{aq}) \rightarrow$$

$$\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow$$

$$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow$$

$$\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{HClO}_4(\text{aq}) \rightarrow$$
 Означи ги паровите киселина/конјугирана база и база/конјугирна киселина.
- Водата е амфипротолит. Што значи тоа? Напиши ја равенката на автопротолитичката реакција на вода.
- Подреди ги по јачина од најсилна кон најслаба следниве киселини знаејќи ги нивните K_a вредности:
 - Мравска киселина (HCOOH), $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
 - Цијановодородна киселина (HCN), $K_a = 4,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$
 - Бензоева киселина ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$), $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$
- Напиши го изразот за константата на рамнотежа (K_a) за киселините од задача 14.
- Пресметај ги pK_a вредностите на киселините од задача 14. (Одговор: $pK_a(\text{HCOOH}) = 3,74$; $pK_a(\text{HCN}) = 9,4$; $pK_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 4,2$)
- Зошто не постојат слободни протони (H^+) во вода?
- Опреди ја киселоста на средината во случај кога:
 - $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$ (Одговор: $\text{pH} = 11$)
 - $c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ (Одговор: $\text{pH} = 10$)
- Пресметај ја концентрацијата на OH^- -јоните во раствор во кој концентрацијата на H^+ -јоните изнесува $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$. Опреди каков ќе биде карактерот на средината. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$)
- Пресметај ја концентрацијата на H^+ -јоните во раствор во кој концентрацијата на OH^- -јоните изнесува $1,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3$. Опреди каков ќе биде карактерот на средината. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 8,33 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$)
- Пресметај ја концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните во раствор од хлороводородна киселина (HCl) со концентрација $0,001 \text{ mol/dm}^3$. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$; $c(\text{OH}^-) = 1,0 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$)

15. Пресметај ја концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните во раствор од калиум хидроксид (KOH) со концентрација $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$; $c(\text{OH}^-) = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$)
16. Пресметај ја вредноста на pH и pOH на киселината во желудникот ако концентрацијата на водородни јони (H^+) изнесува $1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$. Каква ќе биде киселоста на средината? (pH = 2,8; pOH = 11,2)
17. Кој од растворите има поголема киселост $0,05 \text{ mol/dm}^3 \text{ HNO}_3$ или $0,05 \text{ mol/dm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$? Објасни го одговорот. (Одговор: $\text{pH}(\text{HNO}_3) = 1,3$; $\text{pH}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$)
18. Пресметај ја концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните во раствор кој има pH = 4,4. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 3,98 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $c(\text{OH}^-) = 2,52 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$)
19. Пресметај ја концентрацијата на H^+ и OH^- -јоните во раствор со pOH = 5. (Одговор: $c(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$; $c(\text{OH}^-) = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/dm}^3$)
20. Што се индикатори? Кои се најчесто користени индикатори? Каква е нивната боја во кисела и базна средина.
21. Каква ќе биде бојата на индикаторите: лакмусова хартија, фенолфталеин и метилоранж во следниве раствори:
- калиум хидроксид (KOH)
 - натриум хлорид (NaCl)
 - азотна киселина (HNO_3)

22. Пополни ја табелата

Сол	Киселина	База	pH
NaNO_3	HNO_3	NaOH	≈ 7
$\text{Mg}(\text{CN})_2$			
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$			
NaClO_4			
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$			

23. Именувај ги солите, киселините и базите од задача 22.
24. Напиши ги формулите и имињата на киселините и базите од кои се образувани следниве соли: K_3PO_3 , NH_4Cl , LiClO_4 , NH_4NO_2 , NaF , CaCl_2 . Именувај ги солите.
25. Кои од солите од задача 24 во водни раствори хидролизираат? Каква ќе биде киселоста на образуваните раствори? Образложи го одговорот.
26. Што се пуфери? Какви пуфери има според составот? Наведи пример.
27. Амонијачниот пуфер е составен од слаба база амонијак (NH_3) и нејзината конјугирана киселина амониум јони (NH_4^+) кои потекнуваат од амониум хлорид (NH_4Cl). Објасни како ја одржува вредноста на pH на растворот овој пуфер при додавање на:
- NaOH
 - HCl
28. Објасни го со помош на равенки механизмот на дејство на пуфер составен од азотеста киселина (HNO_2) и натриум нитрит (NaNO_2), при додавање на:
- KOH
 - HBr
29. Дали растворот од перхлорна киселина (HClO_4) и натриум перхлорат (NaClO_4) претставува пуфер? Објасни!
30. Напиши го изразот за производот на растворливост (K_{sp}) на следниве соли:

- а) сребро хромат (Ag_2CrO_4)
- б) олово(II) јодид (PbI_2)
- в) бариум сулфат (BaSO_4)

31. Пресметај го производот на растворливост (K_{sp}) на бариум сулфат (BaSO_4) ако концентрацијата на Ba^{2+} и SO_4^{2-} јоните во растворот е еднаква и изнесува $1,05 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$. (Одговор: $K_{\text{sp}} = 1,103 \cdot 10^{-10}$).
32. Бројната вредност на K_{sp} за олово(II) сулфат (PbSO_4) изнесува $1,8 \cdot 10^{-8}$;
- а) Напиши го изразот за K_{sp} и определи во кои единици се изразува?
 - б) Пресметај ја растворливоста на PbSO_4 , односно концентрацијата на Pb^{2+} и SO_4^{2-} јоните во растворот. (Одговор: $c(\text{Pb}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-}) = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$;))

3.3. Основи на квантитативната анализа

Една комплетна хемиска анализа на непозната супстанца вклучува квалитативна анализа која ќе го даде одговорот на прашањето *што се анализира?* и квантитативна анализа, од чии резултати ќе се добие сознание за тоа *колкаво е количеството на испитуваната супстанца во пробата за анализа?*

Значи, квалитативната хемиска анализа се занимава со испитувања поврзани со составот на супстанците (детално е објаснета во модуларната единица 2), додека квантитативната анализа се однесува на определување на количеството на супстанцата, или супстанците во пробата.

Изборот на методот за анализа зависи од карактеристиките на супстанцата што се анализира, како и од можностите на квантитативните методи кои се достапни во една хемиска лабораторија. Најчесто користени квантитативни методи на анализа се:

- гравиметрија;
- волуметрија;
- инструментални методи.

3.3.1. Гравиметрија – основни принципи

Гравиметриските методи се користеле главно за определување на неоргански катјони и анјони, како и неутрални компоненти како што се: вода, јаглерод диоксид (CO_2), сулфур диоксид (SO_2) и јод (I_2). Меѓутоа овие методи може да се користат и за определување на голем број различни органски соединенија. Некои примери на гравиметриско определување се: лактоза во млечни производи, салицилати при подготовка на лекови, фенолфталеин во лаксативи, никотин во пестициди, холестерол во житарици, бензалдеhid во екстракти од бадем и др. Од овие примери е јасно дека гравиметриските методи често се користат во квантитативната анализа.

Според начинот на изведување постојат повеќе различни гравиметриски методи, од кои најчесто е користен методот со кој квантитативно се определува количеството на аналитот, со негово таложење од растворот. На тој начин аналитот се претвора во форма која може целосно да се изолира и да се измери. Овој гравиметриски метод се нарекува **таложна гравиметрија**, за кој понатаму во текстот ќе се користи само терминот **гравиметрија**.



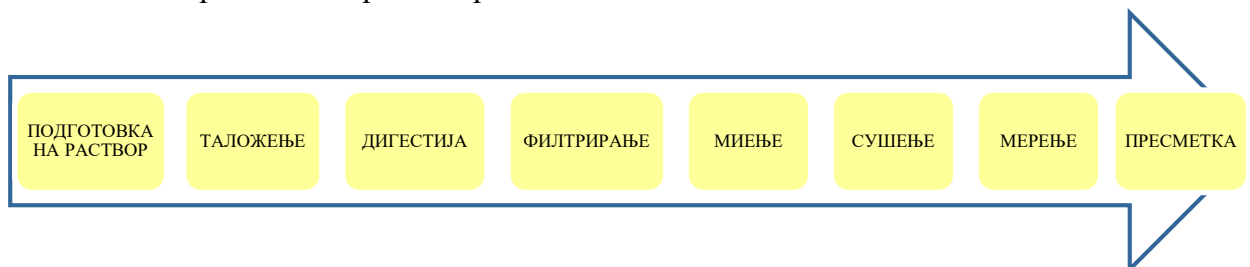
Основа на гравиметриската анализа се реакциите во кои се добива тешко растворливо соединение или талог. Овие реакции се нарекуваат **таложни реакции**.

Аналит е супстанцата што се анализира, односно се определува квантитативно. Пред да се почне со гравиметриската анализа важно е да се знае дали аналитот може да се определи гравиметриски. Тоа значи да се знае дали може со определен реагенс да се претвори во слабо растворливо соединение.

Таложен реагенс е реагенсот што се додава за да се добие талогот. Таложниот реагенс треба да е специфичен и селективен, односно да го таложи аналитот од интерес.

Специфичните реагенси се реагенси што реагираат само со дадено соединение, а реагенсите кои реагираат со повеќе соединенија со слична структура се нарекуваат селективни. Продуктот што се добива при реакција со таложниот реагенс е слабо растворливо соединение и се нарекува **талог**.

Основни чекори на една гравиметриската анализа се:



Подготовката на растворот се прави со растворање на примерокот најчесто во вода, но може да се користат и други растворувачи.

За *таложјење* се одбира соодветен таложен реагенс кој со аналитот ќе образува тешко растворлив талог.

Дигестија е процес при кој талогот се остава да стои извесно време во растворот. Како резултат на тоа се добива почист талог, бидејќи талогот е во динамичка рамнотежа со растворот, притоа процесите на растворање и таложјење се одвиваат истовремено.

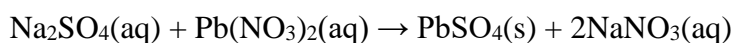
Многу е важно талогот лесно да се *филтрира* и промива. Талозите составени од поголеми честички се полесни за филтрирање и промивање, овие талози се почисти и загубите при определувањето се помали. Кога честичките од талогот се мали, филтрирањето може да биде неуспешно, меѓу другото како резултат на тоа што честичките ќе поминуваат низ филтерната хартија. На успешноста на филтрирањето влијае и брзината на филтрирање, која треба да се приспособи. Со цел да нема загуби на аналитот за време на анализата, растворливоста на талогот треба да биде што е можно помала. *Миене* на талогот се врши со цел да се отстрани заостанатиот растворувач и нечистотиите.

На крај талогот се *суши* со цел да се отстранат сите траги од раствоувачот. При сушење на температура до 110 °C во лабораториска сушилница се отстранува влагата и лесно испарливите растворувачи. Во случај кога треба да се постигнат повисоки температури за термичко разложување на талогот пред мерење се користи муфолна печка за жарење. Жарењето на талогот се врши заедно со филтерната хартија во порцелански лончиња, со постепено зголемување на температурата. Во некои случаи при жарење, можно е талогот да се разложи до соединение со познат состав.

По сушење и жарење, талогот *се мери* и неговата маса се користи во пресметките кои овозможуваат квантитативна примена на гравиметријата.

Еден пример за гравиметриска анализа е определувањето на олово во водата за пиење. Доколку е присутно оловото во водата за пиење, најверојатно се наоѓа во форма на двовалентен катјон на олово (Pb^{2+}). Слабо растворливо соединение на Pb^{2+} -катјонот е олово(II) сулфат (PbSO_4). За да се добие овој талог во пробата што содржи Pb^{2+} -јони се

додава натриум сулфат (Na_2SO_4). Како продукт на реакцијата се добива PbSO_4 кој е бел талог во форма на ситни кристали. Ако се претпостави дека Pb^{2+} -катјонот во водата за пиење е присутен во форма на олово(II) нитрат, тогаш таложењето може да се прикаже со равенката:



Образуваниот талог од PbSO_4 се одвојува од растворот со филтрирање. Потоа талогот се суши и се мери. Од добиениот резултат се пресметува масата на олово во определен волумен вода за пиење.

Предноста на гравиметриската анализа е тоа што се извдува на едноставен начин и се карактеризира со голема прецизност и точност (талогот содржи 99,99 % од анализот). Најголем недостаток на овој метод е тоа што анализата трае многу долго време. Поради тоа, секогаш кога има можност се применуваат инструментални методи.

Решена задача 22.

За да се определи содржината на олово (Pb^{2+}) во водата за пиење, Pb^{2+} -јоните се таложат во форма на олово(II) сулфат (PbSO_4), а како таложен реагенс се користи Na_2SO_4 . По додавање на вишок од Na_2SO_4 се добива талог од PbSO_4 со маса од 320 mg. Да се пресмета масата на Pb^{2+} во 1 L од примерокот на вода за пиење, изразена во милиграми (mg).

Решение:

Дадено:

$$m(\text{PbSO}_4) = 320 \text{ mg}$$

Се бара:

$$m(\text{Pb}^{2+}) = ?$$

Примерок: вода за пиење

Аналит: Pb^{2+} ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)

Таложен реагенс: Na_2SO_4

Бидејќи се додава вишок од таложниот реагенс (Na_2SO_4), се претпоставува дека целото олово (Pb^{2+}) што е присутно во примерокот ќе исталожи како PbSO_4 .

Масениот удел на олово (Pb^{2+}) во олово(II) сулфат, се пресметува според формулата за пресметување на удел на елементи во соединение:

$$w(\text{Pb}^{2+})_{\%} = \frac{x \cdot A_r(\text{Pb}^{2+})}{M_r(\text{PbSO}_4)} \cdot 100$$

$w(\text{Pb}^{2+})$ е масен удел на олово

x е број на јони на олово, Pb^{2+}

A_r е релативна атомска маса на Pb^{2+}

M_r е релативна молекулска маса на PbSO_4

$$M_r(\text{PbSO}_4) = A_r(\text{Pb}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 207,2 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 303,26$$

Масениот удел на олово, според формулата ќе биде:

$$w(\text{Pb}^{2+})_{\%} = \frac{207,2}{303,26} \cdot 100 = 68,32 \%$$

Со замена на вредноста за масениот удел на Pb^{2+} и масата на PbSO_4 во формулата за пресметување на масен удел на компоненти во смеса:

$$w(\text{Pb}^{2+})\% = \frac{m(\text{Pb}^{2+})}{m(\text{PbSO}_4)} \cdot 100$$

се пресметува масата на Pb^{2+} :

$$m(\text{Pb}^{2+}) = w(\text{Pb}^{2+}) \cdot m(\text{PbSO}_4) = 0,6832 \cdot 320 \text{ mg} = 218,62 \text{ mg}$$



Масата на анализот не треба да биде поголема од масата на пробата. Во овој пример масата на Pb^{2+} не треба да биде поголема од масата на PbSO_4 .

3.3.2. Волуметрија – принципи и методи

Волуметрија е квантитативен метод за определување на концентрацијата на дадена супстанца, со мерење на волуменот на раствор со позната концентрација. Всушност, волуметриската анализа се однесува на група различни аналитички методи кои се користат за квантитативно определување на анализ во испитуван раствор.

Испитуван раствор е растворот што го содржи анализот. **Анализ** (титранд) е супстанцата чија концентрација се определува.

Стандарден раствор (титрант) е раствор со точно позната концентрација. Неговиот волумен се користи за пресметување на концентрацијата на анализот во испитуваниот раствор.

Стандардните раствори (аналитички стандарди) што се користат во волуметрија можат да бидат:

- примарни стандардни раствори;
- секундарни стандардни раствори.

Како **примарни стандардни раствори** или примарни стандарди може да се користат раствори на супстанции со следниве карактеристики:

- висока чистота;
- лесно достапни и ефтини;
- лесно растворливи и да образуваат стабилни раствори;
- голема моларна маса;
- стабилни на воздух.

Важно е примарните стандардни раствори да се стабилни, односно концентрацијата на растворената супстанца да не се менува со стоење како резултат на интеракција со воздухот или со водата во која е растворена. Реакцијата на стандардниот раствор со анализот треба да се одвива брзо и квантитативно, на тој начин ќе се намали процентот на грешка во резултатите од определувањето. Исто така важно е завршната точка на титрација да може лесно да се определи со индикатор, или на друг начин. Кога за дадена титрација нема примарен стандард се користат **секундарни стандардни раствори** или секундарни стандарди. Концентрацијата на секундарниот стандард се определува со помош на примарен стандарден раствор, со постапка која се нарекува стандардизација.



Стандардизација е постапка на титрација на секундарниот стандарден раствор со примарен стандард, со цел точно да се определи неговата концентрација.

Од точноста со која е определена концентрацијата на секундарниот стандарден раствор зависи точноста на резултатите од титрацијата.

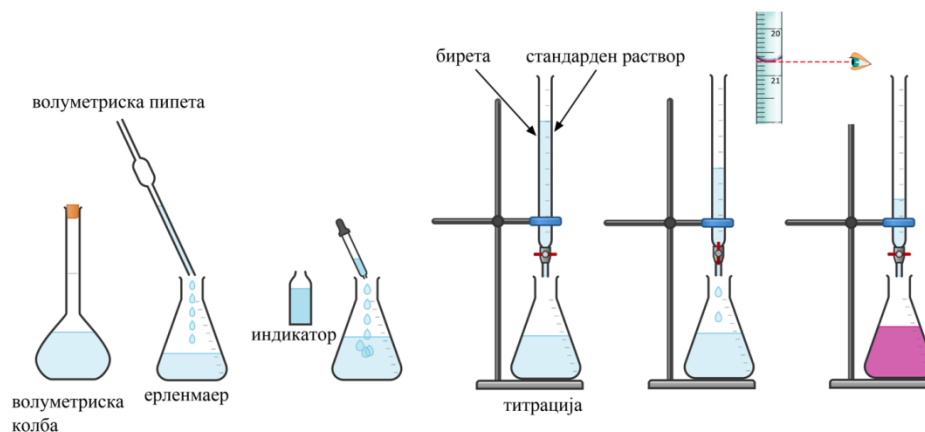


Подготовката на примарните и секундарните стандардни раствори, како и постапката на стандардизација се детално објаснети кај секој волуметриски метод одделно.

Еквивалентна точка на титрација е точката кога количеството на аналитот е еднакво со количеството на стандардниот раствор. Од стехиометријата на реакцијата зависи кога ќе се постигне еквивалентната точка, таа не може да се определи експериментално. Еквивалентната точка на титрација се постигнува во согласност со конкретниот молски однос на реактантите. Во случај кога супстанциите реагираат во молски однос 1 : 1, еквивалентната точка се постигнува кога ќе изреагираат еднакви количества од реактантите.

Завршна точка на титрација се постигнува во моментот кога завршува реакцијата. Завршната точка се забележува со некоја физичка промена во процесот на титрација. На пример, промена на бојата на испитуваниот раствор (кога стандардниот раствор е обоен), промена на бојата на индикаторот, образување на обоено комплексно соединение, образување на нерастворливо соединение (талог) и др. Колку е поголема разликата меѓу еквивалентната и завршната точка на титрација, толку е поголема грешката што се прави при титрација и обратно.

Титрација е постапка при која постепено и со постојано мешање се додава стандардниот раствор кон испитуваниот раствор. Стандардниот раствор вообичаено се наоѓа во бирета, додека испитуваниот раствор е во ерленмаер. Биретата внимателно се полни со стандардниот раствор за да не останат меурчиња воздух. За правилно отчитување на волуменот од биретата, најдобро е да биде наполнета во висина на очите на аналитичарот што го отчитува волуменот. Реакцијата започнува со постепено додавање (капка по капка) на стандардниот раствор од биретата кон испитуваниот раствор во ерленмаерот. На почетокот стандардниот раствор се додава во поголеми порции, а потоа во близина на завршната точка се додава внимателно и капка по капка. Стандардниот раствор се додава додека целосно не заврши реакцијата, односно до постигнување на завршната точка на титрација.



Слика 3.10 Постапка на пипетирање и титрација

Испитуваниот раствор се добива во одмерна колба (волуметриска колба или тиквичка). Од него со пипета се пипетира определен волумен и квантитативно се префрла во ерленмаер за титрација. Ерленмаерот се става под чепот на биретата на бела подлога (може бел лист хартија) со цел полесно да се забележи промената на бојата на испитуваниот раствор кога ќе заврши реакцијата. Постапката на титрација се повторува трипати. Волуменот на стандардниот раствор потрошен за титрација се пресметува како средна вредност од волумените од трите титрации. Добиената вредност се користи за пресметување на масата или концентрацијата на анализот во испитуваниот раствор. Разликата во волуменот од една до друга титрација не треба да биде поголема од 0,05 mL.

Реакции кои се користат како основа на волуметриските методи за квантитативно определување на различни анализи се дадени во табела 3.4.

Табела 3.4 Волуметриски методи на анализа

Методи на анализа	Основна реакција
Киселинско-базни ацидиметрија алкалиметрија	реакции помеѓу киселина и база
Оксидационо-редукциони перманганометрија јодометрија	реакции на оксидација и редукција
Таложни аргентометрија	реакции на фомирање талог
Комплексометриски директна индиректна	реакции на образување комплексни соединенија



При пишување на равенките на реакциите кои се основа на волуметриските методи, состојбата на учесниците во секоја од равенките се означува соодветно: g (gas), l (liquid) s (solid). Во равенките не се означени водните раствори (aq).

3.3.3.1. Киселинско-базни методи на анализа

Кај киселинско-базните методи на анализа, анализи се киселини (силни или слаби) или бази (силни или слаби), или пак супстанции кои при реакција образуваат киселини или бази. Како стандардни раствори најчесто се користат раствори од силни киселини (HCl, HClO₄, H₂SO₄) и силни бази (NaOH, KOH), бидејќи нивната реакција со анализот е брза и целосна.

Основна реакција на која се засноваат киселинско-базните методи на анализа е *реакцијата на неутрализација*, односно реакција помеѓу киселина и база, притоа се добива сол и вода. Во зависност од тоа дали киселината е анализ, а базата стандарден раствор или обратно, киселинско-базните методи на анализа се делат на:

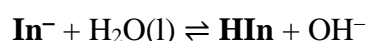
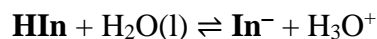
- ацидиметрија;
- алкалиметрија.

Бидејќи растворите на киселините и базите се генерално безбојни, за да се определи кога завршува реакцијата помеѓу нив (завршната точка), се користат индикатори.

Индикаторите претставуваат слаби органски киселини или бази.

Најчесто молекулската форма од киселината или базата има различна боја од нејзината конјугирана база или конјугирана киселина. Која од овие форми ќе преовладува во растворот зависи од киселоста на средината.

Индикаторите кои ја менуваат бојата во зависност од киселоста на средината се нарекуваат киселинско-базни индикатори или pH-индикатори. Протолитичката реакција на индикатор кој е слаба киселина и на нејзината конјугирана база со вода, може да се прикаже на следниов начин:



Промената на бојата на индикаторот треба лесно да се забележува кога ќе се постигне завршната точка на титрација. Од киселинско-базните индикатори најчесто се користат фенолфталеин и метилоранж.

► Ацидиметрија

Ацидиметрија (acidum – киселина) е волуметриски метод кај кој со стандарден раствор од силна киселина се определува концентрацијата на база (силна или слаба).

Испитуван раствор во ацидиметрија може да биде силна или слаба база, или пак супстанца која при реакција образува база. Стандарден раствор е раствор од силна киселина, кој е секундарен стандарден раствор, па поради тоа треба да се стандардизира. За стандардизација најчесто се користи секундарен стандарден раствор од натриум карбонат (Na_2CO_3).

Ацидиметриско определување маса на натриум хидроксид (NaOH)

За ацидиметриско определување на маса од NaOH, како стандарден раствор се користи хлороводородна киселина (HCl). При титрација на силна база со силна киселина, завршната точка на титрација се очекува да биде во неутрална средина. Меѓутоа, NaOH апсорбира мало количество CO_2 од воздухот и завршната точка ќе се постигне во слабо кисела средина. Поради тоа, погоден индикатор за оваа титрација е *метилоранж* кој во базна средина има жолта боја, а во слабо кисела средина има црвенопортокалова боја. Кога ќе се постигне завршната точка на титрација, бојата на метилоранж ќе се смени од жолта (NaOH) во црвенопортокалова (HCl). Всушност, во завршната точка растворот станува слабо кисел ($\text{pH} < 7$), поради тоа индикаторот ја менува бојата.

Ацидиметриското определување на маса од NaOH се одвива во следниве чекори:



1. Подготовка на стандарден раствор од HCl
2. Подготовка на раствор од Na_2CO_3 за стандардизација
3. Стандардизација на растворот од HCl
4. Ацидиметриско определување маса на NaOH

Подготовка на стандарден раствор од HCl

Стандардниот раствор од HCl се подготвува со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$, со разредување од концентриран раствор.

Решена задача 23.

Колкав волумен од концентрирана HCl е потребен за да се подготват 500 cm^3 раствор од HCl со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$? Уделот на HCl во концентрираниот раствор изнесува 37 %, а нејзината густина е $1,18 \text{ g/cm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$\rho_1(\text{HCl}) = 1,18 \text{ g/cm}^3 = 1180 \text{ g/dm}^3$$

$$w_1(\text{HCl}) = 37 \% = 0,37$$

$$c_2(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_2(\text{p-p}) = 500 \text{ cm}^3 = 0,5 \text{ L}$$

Се бара:

$$V_1(\text{p-p}) = ?$$

Од податоците за масениот удел и густина на HCl може да се пресмета масената (γ) и количинската концентрација (c) на HCl.

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

$$c(\text{HCl}) = \frac{\gamma(\text{HCl})}{M(\text{HCl})}$$

Со комбинирање на формулите се добива:

$$c_1(\text{HCl}) = \frac{\gamma_1(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{w_1(\text{HCl}) \cdot \rho_1(\text{p-p})}{M(\text{HCl})} = \frac{0,37 \cdot 1180 \text{ g/dm}^3}{36,45 \text{ g/mol}} = 11,97 \text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{HCl}) = 36,45 \text{ g/mol}$$

Од формулата за разредување на раствори:

$$c_1(\text{HCl}) \cdot V_1(\text{p-p}) = c_2(\text{HCl}) \cdot V_2(\text{p-p})$$

се пресметува волуменот на концентрираната HCl што треба да се земе за подготовка на растворот со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$:

$$V_1(\text{p-p}) = \frac{c_2(\text{HCl}) \cdot V_2(\text{p-p})}{c_1(\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3}{11,97 \text{ mol/dm}^3} = 0,00417 \text{ dm}^3 = 4,17 \text{ cm}^3$$

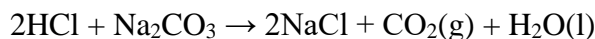
За да се подготват 500 cm^3 раствор со концентрација на HCl од $0,1 \text{ mol/dm}^3$, треба да се земат $4,2 \text{ cm}^3$ од концентрирана HCl со масен удел 37 % и густина $1,18 \text{ g/cm}^3$.

Постапка на подготовка на растворот: Со помош на мензура се мерат околу $4,2 \text{ cm}^3$ од концентрираниот раствор од HCl и се префрлаат во одмерна колба од 500 cm^3 . Потоа колбата се дополнува до ознаката со дестилирана вода. На овој начин се подготвува раствор од HCl со приближна концентрација од $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Точната концентрација на растворот од HCl се определува со стандардизација, со примарен стандарден раствор од Na_2CO_3 .

Подготовка на раствор од Na_2CO_3 за стандардизација

За да се изведе титрацијата на двата раствора (HCl и Na_2CO_3) со приближно исти волумени, растворот од Na_2CO_3 се подготвува со концентрација $0,05 \text{ mol/dm}^3$. Од равенката на реакцијата која се одвива помеѓу HCl и Na_2CO_3 може да се види дека тие реагираат во молски однос 2 : 1. Поради тоа концентрацијата на Na_2CO_3 треба да биде двапати помала.



Решена задача 24.

Пресметај ја масата од Na_2CO_3 што треба да се измери за да се подготви раствор со волумен од 250 cm^3 и концентрација на Na_2CO_3 од $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

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

Се бара:

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

Со комбинирање на формулите за количеството на Na_2CO_3 , изразено преку масата (m) и преку количинската концентрација (c):

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} \longrightarrow \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)} = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{p-p})$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{p-p})$$

се добива формулата за пресметување на масата на Na_2CO_3 :

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 106 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,325 \text{ g}$$

За да се подготват 250 cm^3 раствор со концентрација на Na_2CO_3 од $0,05 \text{ mol/dm}^3$, треба да се измерат $1,325 \text{ g}$ од супстанцата.

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат $1,325 \text{ g}$ безводен Na_2CO_3 со чистота на примарен стандард. Масата квантитативно преку инка се префрла во одмерна колба од 250 cm^3 . Колбата се полни до околу половина од волуменот со дестилирана вода и се меша додека се раствори цврстиот Na_2CO_3 . Потоа колбата се дополнува до ознаката со дестилирана вода.

Откако ќе се подготви растворот, концентрацијата на Na_2CO_3 со точно измерената маса, се пресметува според формулата:

$$c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{p-p})}$$



Пресметај ја концентрацијата на растворот од Na_2CO_3 ако се измерена маса од $1,321 \text{ g}$ е растворена во 250 cm^3 .

Стандардизација на растворот од HCl

Стандардниот раствор од Na_2CO_3 се користи за стандардизација на растворот од HCl кој е со приближна концентрација од $0,1 \text{ mol/dm}^3$. HCl реагира со Na_2CO_3 , во молски однос 2 : 1 (равенката на реакцијата е дадена погоре).

$$n(\text{HCl}) : n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 : 1$$

$$n(\text{HCl}) = 2 \cdot n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

Ако количеството (n) се изрази како производ од концентрацијата и волуменот ($c \cdot V$), се добива формулата за пресметување на концентрација на HCl:

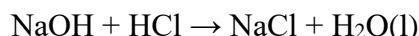
$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{2 \cdot c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{HCl})}$$

Постапка на стандардизација: Чиста и сува бирета се полни со растворот од HCl со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Се пипетираат 20 cm^3 од растворот од Na_2CO_3 и се пренесуваат во ерленмаер од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат и две капки индикатор метилоранж, притоа растворот се обојува жолто. Титрацијата се изведува додека не се постигне завршната точка, а таа може да се забележи со промена на бојата на индикаторот од жолта во црвенопортокалова. Во тој момент се отчитува волуменот од HCl што се троши за титрацијата. Титрацијата се повторува уште двапати и средната вредност од потрошениот волумен од HCl од трите титрации, се користи за пресметување на концентрацијата на HCl.

Ацидиметриско определување маса на NaOH

Ацидиметриското определување на масата од NaOH се врши со стандардизираниот раствор од HCl. Станува збор за реакција на неутрализација во која продукти се натриум хлорид (NaCl) и вода.



Од израмнетата равенка се гледа дека еквивалентната точка на титрација ќе се постигне кога 1 mol од NaOH ќе се неутрализира со 1 mol од HCl.

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

Ако количеството на NaOH се изрази преку масата (m), а количеството на HCl се изрази преку концентрацијата (c):

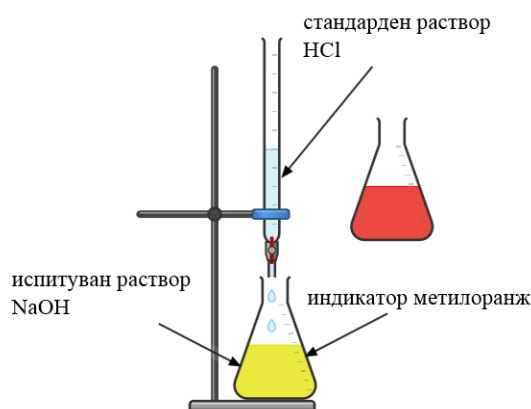
$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} \qquad n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

се добива формулата за пресметување на масата на NaOH:

$$m(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot M(\text{NaOH})$$

Постапка на определување: Пробата од NaOH се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Се пипетираат 20 cm^3 од испитуваниот раствор од NaOH и се префрлаат во ерленмаер од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат две капки од индикаторот метилоранж, притоа растворот се обојува жолто. Реакцијата започнува со додавање на стандардниот раствор од HCl кон испитуваниот раствор од NaOH, со постојано мешање. Промената на бојата на растворот од жолта до црвенопортокалова покажува дека се постигнала завршната

точка на титрација. Во тој момент се отчитува волуменот од HCl што се троши за титрацијата. Постапката на титрација се повторува уште двапати. Волуменот на HCl се пресметува како средна вредност од волумените од трите титрации. Добиената вредност се користи за пресметување на масата на NaOH.



Слика 3.11 Титрација на NaOH со HCl



При решавање на задачи од волуметрија кои се решаваат според хемиска равенка, равенката мора претходно да се израмни.

▶ Алкалиметрија

Алкалиметрија (*alkali* – база) е волуметриски метод кај кој со стандарден раствор од силна база се определува концентрацијата на киселина (силна или слаба).

Како стандардни раствори во алкалиметрија најчесто се користат натриум хидроксид (NaOH) и калиум хидроксид (KOH). Овие супстанции немаат чистота на примарен стандард, поради тоа нивните раствори се подготвуваат со приближна концентрација и потоа се стандардизираат. За стандардизација најчесто се користи стандардизиран раствор од HCl. Испитуваниот раствор може да биде силна или слаба киселина, или пак супстанца која при реакција образува киселина.

Алкалиметриско определување маса на оцетна киселина (CH₃COOH)

За алкалиметриско определување на масата на CH₃COOH се користи стандарден раствор од база, на пример NaOH. При титрација на слаба киселина со силна база, завршната точка на титрација ќе биде во слабо базна средина (pH > 7). Соодветен индикатор за оваа титрација е *фенолфталеин* кој во неутрална и во кисела средина е безбоен, а во базна средина има розова боја. Завршната точка на титрација се определува со промена на бојата на фенолфталеин од безбоен во розов, бидејќи растворот станува базен од стандардниот раствор од базата што се додава.

Алкалиметриското определување маса на CH₃COOH се одвива во следниве чекори:



1. Подготовка на стандарден раствор од NaOH
2. Стандардизација на растворот од NaOH
3. Алкалиметриско определување маса на CH₃COOH

Подготовка на стандарден раствор од NaOH

Стандарден раствор од NaOH се подготвува со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$, со мерење на соодветна маса од супстанцата.

Решена задача 25.

Колкава маса од NaOH е потребна за да се подготват 500 cm^3 раствор со концентрација на NaOH од $0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

Дадено:

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

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

Се бара:

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

Масата на NaOH потребна за подготовка на растворот, се пресметува според формулата:

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

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 40 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \text{ g}$$

За да се подготват 500 cm^3 раствор со концентрација на NaOH $0,1 \text{ mol/dm}^3$, треба да се измерат 2 g NaOH.

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат 2 g NaOH. Измерената маса преку инка квантитативно се префрла во одмерна колба од 500 cm^3 . Колбата се полни до околу половина од волуменот со дестилирана вода и се меша за да се раствори цврстиот NaOH. Откако ќе се раствори супстанцата, колбата се дополнува до ознаката со дестилирана вода.

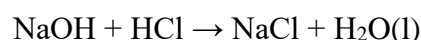


Процесот на растворање на NaOH е егзотермен, па поради тоа за да се забрза растворањето, одмерната колба се лади под млаз вода. Растворот од NaOH треба да се чува во стаклено шише со гумен затворај.

Подготвениот раствор од NaOH е со приближна концентрација, поради тоа треба да се стандардизира.

Стандардизација на растворот од NaOH

Стандардизација на секундарниот стандарден раствор од NaOH се врши со растворот од HCl, кој е претходно стандардизиран со Na_2CO_3 . При стандардизација се одвива реакцијата прикажана со равенката:



Од равенката може да се види дека NaOH и HCl реагираат во молски однос 1 : 1.

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{HCl}) = 1 : 1$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

Ако количеството (n) се изрази како производ од концентрацијата и волуменот ($c \cdot V$), се добива формулата за пресметување на концентрацијата на NaOH во растворот:

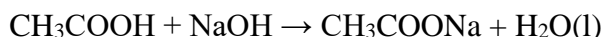
$$c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

Постапка на стандардизација: Чиста и сува бирета се полни со растворот од HCl со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Се пипетираат 20 cm^3 од растворот од NaOH и се пренесуваат во ерелнмаер од 250 cm^3 , во кој се додаваат и две капки индикатор метилоранж, притоа растворот се обојува жолто. Титрацијата се изведува додека не се постигне завршната точка, а таа може да се забележи со промена на бојата на индикаторот од жолта во црвенопортокалова. Титрацијата се повторува уште двапати и се пресметува средната вредност од волуменот на HCl, од трите титрации. Добиената вредност за волуменот се заменува во формулата за пресметување на концентрацијата на NaOH.

Алкалиметриско определување маса на CH_3COOH

Равенката на реакцијата која се одвива при алкалиметриско определување на масата од CH_3COOH со стандарден раствор од NaOH, може да се прикаже на следниов начин:



Еквивалентна точка се постигнува кога ќе изреагираат 1 mol од CH_3COOH со 1 mol NaOH, што може да се види од израмнетата хемиска равенка.

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$$

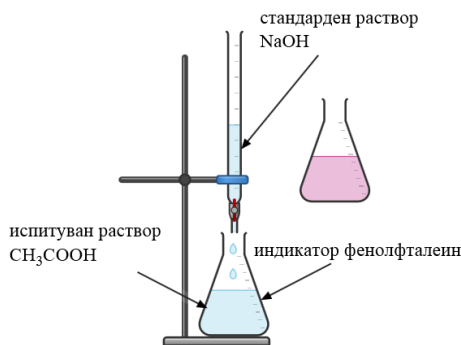
$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

Ако количеството на CH_3COOH се изрази преку масата (m), а количеството на NaOH се изрази преку концентрацијата (c):

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} \quad n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

се добива формулата за пресметување на масата на CH_3COOH :

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$



Слика 3.12 Титрација на CH_3COOH со NaOH

Постапка на определување: Пробата од CH_3COOH се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Се пипетираат 20 cm^3 од испитуваниот раствор од CH_3COOH и квантитативно се префрлаат во ерленмаер од 250 cm^3 . Реакцијата започнува со постепено додавање на стандардниот раствор од NaOH кон испитуваниот раствор од CH_3COOH , со постојано мешање. Промената на бојата на растворот од безбојна до розова покажува дека се постигнала завршната точка на титрација. Во тој момент се отчитува волуменот на NaOH што се троши за титрацијата. Постапката на титрација се повторува уште двапати. Волуменот на NaOH се пресметува како средна вредност од волумените од трите титрации. Добиената вредност се користи за пресметување на масата на CH_3COOH .



Откако ќе заврши експериментот, стаклениот прибор што се користи треба внимателно да се измие и да се исплакне со дестилирана вода.

3.3.3.2. Оксидационо-редукциони методи на анализа

Реакциите кои се одвиваат со размена на електрони се нарекуваат *оксидационо-редукциони реакции* или редокс-реакции. *Оксидација* е процес на испуштање на електрони, додека *редукција* е процес на примање на електрони. Бидејќи слободни електрони во раствор не постојат, мора во исто време да бидат присутни супстанца која испушта електрони и супстанца која прима електрони. Супстанцата што испушта електрони и се оксидира се нарекува *редуктор*. Супстанцата што прима електрони и се редуцира се нарекува *оксиданс*.

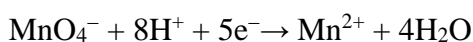
Реакциите на оксидација и редукција се основа на оксидационо-редукциони методи на анализа. Аналити може да бидат сите елементи што постојат во повеќе оксидациони состојби. Стандардните раствори може да бидат раствори на редуктори (Fe^{2+} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) и на оксиданси (MnO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, I_2). Во пракса почесто се користат стандардни раствори на оксиданси. Постојат повеќе оксидационо-редукциони методи на анализа, но најчесто користени се:

- **Перманганометрија.** Волуметриски метод кај кој стандарден раствор е калиум перманганат (KMnO_4).
- **Јодометрија.** Волуметриски метод на индиректна титрација на аналитот со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ како стандарден раствор.

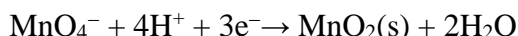
▶ Перманганометрија

Перманганометрија е оксидационо-редукционен метод на анализа, каде што како стандарден раствор се користи калиум перманганат. KMnO_4 е силен оксиданс и еден од најчесто користените волуметриски реагенси. Интензивната виолетова боја на перманганатниот анион (MnO_4^-) овозможува лесно да се определи завршната точка на титрација во отсуство на индикатор. Во зависност од условите на реакцијата манганот (Mn^{7+}) од MnO_4^- , може да се редуцира до Mn^{2+} , Mn^{3+} , Mn^{4+} и Mn^{6+} .

Во кисела средина, како продукт на реакцијата на редукција се образува Mn^{2+} :



Во слабо кисела, неутрална и базна средина, вообичаен продукт на реакцијата на редукција е манган(IV) оксид:



Перманганометриско определување маса на Fe^{2+} (FeSO_4)

Масата на FeSO_4 се определува перманганометриски, при титрација со стандарден раствор од KMnO_4 . Реакцијата се изведува во кисела средина, во присуство на сулфурна киселина (H_2SO_4). Определувањето се одвива во следниве чекори:



1. Подготовка на стандарден раствор од KMnO_4
2. Подготовка на раствор од $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ за стандардизација
3. Стандардизација на растворот од KMnO_4
4. Перманганометриско определување маса на Fe^{2+} (FeSO_4).

Подготовка на стандарден раствор од KMnO_4

Растворот од KMnO_4 секогаш содржи мало количество од манган(IV) оксид кој го забрзува неговото разложување. Поради тоа, KMnO_4 се подготвува како секундарен стандарден раствор и потоа се стандардизира, односно неговата концентрација се определува со примарен стандарден раствор. Концентрацијата на стандарден растворот од KMnO_4 изнесува $0,02 \text{ mol/dm}^3$.

Решена задача 26.

Пресметај ја масата од KMnO_4 што треба да се измери за да се подготват 500 cm^3 раствор од KMnO_4 со концентрација $0,02 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3$$

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

Се бара:

$$m(\text{KMnO}_4) = ?$$

Масата на KMnO_4 потребна за подготовка на растворот, се пресметува според формулата:

$$m(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M(\text{KMnO}_4)$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 158,03 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = 0,02 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,5 \text{ dm}^3 \cdot 158,03 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,58 \text{ g}$$

За да се подготват 500 cm^3 раствор со концентрација на KMnO_4 $0,02 \text{ mol/dm}^3$, треба да се измерат $1,58 \text{ g KMnO}_4$.

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат околу 2 g KMnO_4 , кој е цврста супстанца со виолетова боја. Измерената маса се префрла квантитативно во одмерна колба од 500 cm^3 и колбата до ознаката се полни со дестилирана вода. KMnO_4 не се раствора во ладна вода, поради тоа колбата се загрева до вриење и се остава да стои 24 часа. Со стоење се образува талог од MnO_2 . Откако ќе се

исфилтрира талогот, растворот се чува во темно стаклено шише затворено со стаклен затворац и на темно.



Растворот од KMnO_4 не треба да се филтрира со филтерна хартија, бидејќи таа може да придонесе за негово разложување и образување на MnO_2 . Поради тоа, за филтрирање се користи стаклена волна или лонче за филтрирање со синтерувано дно.

Подготовка на раствор од $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ за стандардизација

Реакцијата помеѓу KMnO_4 и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ може да се прикаже со следнава равенка:



Од израмнетата равенка може да се види дека KMnO_4 и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ реагираат во молски однос 2 : 5. За да се изведе титрацијата со приближно исти волумени на растворите, концентрацијата на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ во растворот треба да биде $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Решена задача 27.

Пресметај ја масата од $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ што треба да се измери за да се подготви раствор со волумен од 250 cm^3 и концентрација на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ од $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3$$

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

Се бара:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Масата на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ се пресметува според формулата:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M((\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4))$$

$$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 90 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1,125 \text{ g}$$

Бидејќи количествата на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ се еднакви, следува дека:

$$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$$

$$\frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)} = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}$$

Масата на $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ се пресметува со формулата:

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}$$

$$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 126 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,125 \text{ g} \cdot 126 \text{ g/mol}}{90 \text{ g/mol}} = 1,575 \text{ g}$$

За да се подготват 250 cm^3 раствор од $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ со концентрација $0,05 \text{ mol/dm}^3$, треба да се измерат $1,575 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат околу $1,6 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ со чистота на примарен стандард. Масата квантитативно се

префрла во одмерна колба од 250 cm³. Колбата се полни до околу половина од волуменот со дестилирана вода и се меша за да се раствори супстанцата. Потоа колбата се дополнува до ознаката со дестилирана вода.

Масата на H₂C₂O₄ се пресметува од точно измерената маса на H₂C₂O₄·2H₂O, а потоа концентрацијата на H₂C₂O₄ во растворот, се пресметува со формулата:

$$c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{p-p})}$$

Стандардизација на растворот од KMnO₄

За стандардизација на растворот од KMnO₄ се користи примарниот стандарден раствор од H₂C₂O₄. Од равенката на реакцијата може да се види дека KMnO₄ и H₂C₂O₄ реагираат во молски однос 2 : 5.

$$n(\text{KMnO}_4) = n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 2 : 5$$

$$5 \cdot n(\text{KMnO}_4) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Ако количеството (n) се изрази како производ од концентрацијата и волуменот ($c \cdot V$), се добива формулата за пресметување на концентрацијата на KMnO₄ во растворот:

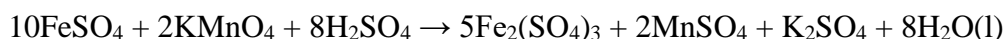
$$5 \cdot c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

$$c(\text{KMnO}_4) = \frac{2 \cdot c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{5 \cdot V(\text{KMnO}_4)}$$

Постапка на стандардизација: Чиста и сува бирета се полни со растворот од KMnO₄. Се пипетираат 20 cm³ од растворот од H₂C₂O₄ и се пренесуваат во ерленмаер од 250 cm³. Потоа со мензура се додаваат 20 cm³ разредена сулфурна киселина (1 mol/dm³). Ерленмаерот се загрева на температура од 60 до 70 °C, бидејќи реакцијата побрзо се одвива на повисока температура. Титрацијата се изведува со постепено додавање на KMnO₄ и мешање додека не се постигне завршната точка на титрација. Завршната точка се забележува со промена на бојата на растворот, од безбојна во розова. Титрацијата се повторува уште двапати и се пресметува средната вредност од волуменот на KMnO₄, потрошен за трите титрации. Добиената вредност за волуменот се заменува во формулата за пресметување на концентрацијата на KMnO₄.

Перманганометриско определување маса на Fe²⁺ (FeSO₄)

Перманганометриското определување на масата од Fe²⁺ се врши при титрација со стандарден раствор од KMnO₄. Реакцијата се изведува во кисела средина, во присуство на сулфурна киселина (H₂SO₄), според равенката:



FeSO₄ и KMnO₄ реагираат во молски однос 5 : 1.

$$n(\text{FeSO}_4) : n(\text{KMnO}_4) = 5 : 1$$

$$n(\text{FeSO}_4) = 5 \cdot n(\text{KMnO}_4)$$

Ако количеството на FeSO₄ се изрази преку масата (m), а количеството на KMnO₄ се изрази преку концентрацијата (c):

$$n(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)}$$

$$n(\text{KMnO}_4) = c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4)$$

се добива формулата за пресметување на масата на FeSO_4 :

$$m(\text{FeSO}_4) = 5 \cdot c(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{FeSO}_4)$$

Бидејќи количествата на Fe^{2+} и FeSO_4 се еднакви:

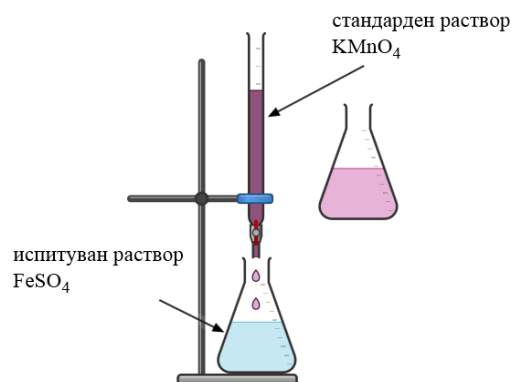
$$n(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{FeSO}_4)$$

следува дека:

$$\frac{m(\text{Fe}^{2+})}{M(\text{Fe}^{2+})} = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)}$$

$$m(\text{Fe}^{2+}) = \frac{m(\text{FeSO}_4) \cdot M(\text{Fe}^{2+})}{M(\text{FeSO}_4)}$$

Постапка на определување: Се пипетираат 10 cm^3 од пробата која содржи Fe^{2+} -јони (FeSO_4) и се префрлаат во ерленмаер со волумен од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат и 10 cm^3 дестилирана вода и $5 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$ (1 mol/dm^3). Титрацијата се изведува со стандарден раствор од KMnO_4 ($0,02 \text{ mol/dm}^3$). На почетокот од титрацијата розовата боја што се забележува од стандардниот раствор се губи со мешање на растворот. Кога розовата боја на растворот ќе се задржи околу 30 секунди, се смета дека се постигнала завршната точка на титрација. Титрацијата се повторува уште двапати и се пресметува средната вредност од волуменот на KMnO_4 што е потребен за реакција со FeSO_4 . Волуменот на KMnO_4 понатаму се користи за пресметување на масата на Fe^{2+} во испитуваниот раствор.



Слика 3.13 Титрација на FeSO_4 со KMnO_4

Јодометрија

Јодометрија е аналитички метод кој се користи за квантитативна анализа на оксидациони средства. Оксидационите средства не може да се определат директно со титрација со јодидни јони затоа што не може точно да се определи завршната точка на титрација. Практично сите оксидациони средства може квантитативно да го оксидираат јодидниот јон (I^-) до елементарен јод (I_2), во кисела средина. Јодот што се образува се титрира со стандарден раствор од натриум тиосулфат ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Овој тип на индиректна

титрација на анализот (I^-) се нарекува **јодометрија**. Јодометријата наоѓа голема примена како квантитативен метод на анализа бидејќи јодометриските реакции се брзи и квантитативни.

$Na_2S_2O_3$ е стандарден раствор кој е редуктор и успешно може да го редуцира јодот до јодиден јон. Како индикатор се користи скроб кој со јодот образува комплексно соединение со темно сина боја. Кога I_2 целосно ќе се редуцира до I^- , сината боја исчезнува.

Јодометриско определување маса на Cu^{2+} ($CuSO_4$)

Јодометриското определување на масата на Cu^{2+} се врши при титрација со стандарден раствор од $Na_2S_2O_3$, во следниве чекори:



1. Подготовка на стандарден раствор од $Na_2S_2O_3$
2. Подготовка на раствор од $K_2Cr_2O_7$ за стандардизација
3. Стандардизација на растворот од $Na_2S_2O_3$
4. Јодометриско определување маса од Cu^{2+} ($CuSO_4$)

Подготовка на стандарден раствор од $Na_2S_2O_3$

Растворот од $Na_2S_2O_3$ се подготвува како секундарен стандарден раствор со приближна концентрација од $0,1 \text{ mol/dm}^3$. За подготовка на растворот се користи кристалната сол, натриум тиосулфат пентахидрат ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$).

Решена задача 28.

Пресметај ја масата од $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ што треба да се измери за да се подготват 1 dm^3 раствор од $Na_2S_2O_3$ со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(Na_2S_2O_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(p-p) = 1 \text{ dm}^3$$

Се бара:

$$m(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O) = ?$$

Најпрво се пресметува масата на $Na_2S_2O_3$ според формулата:

$$m(Na_2S_2O_3) = c(Na_2S_2O_3) \cdot V(p-p) \cdot M(Na_2S_2O_3)$$

$$M(Na_2S_2O_3) = 158,12 \text{ g/mol}$$

$$m(Na_2S_2O_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 158,12 \text{ g/mol} = 15,812 \text{ g}$$

Земајќи предвид дека количествата на $Na_2S_2O_3$ и $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ се еднакви:

$$n(Na_2S_2O_3) = n(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O)$$

Масата на $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ може да се пресмета според формулата:

$$m(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O) = \frac{m(Na_2S_2O_3) \cdot M(Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O)}{M(Na_2S_2O_3)}$$

$$M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 248,12 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{15,812 \text{ g} \cdot 248,12 \text{ g/mol}}{158,12 \text{ g/mol}} = 24,812 \text{ g}$$

За да се подготви 1 dm^3 раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$, треба да се измерат $24,812 \text{ g}$ од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат околу 25 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Измерената маса квантитативно се префрла во одмерна колба од 1 dm^3 и колбата се полни до половина од волуменот со превриена дестилирана вода. Во одмерната колба се додаваат $0,2 \text{ g}$ натриум карбонат (Na_2CO_3), кој има улога на конзерванс. Потоа одмерната колба се дополнува до ознаката со дестилирана вода. Вака подготвениот раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ се става во темно стаклено шише кое се затвора со стаклен шлифуван затворац и се остава да стои десетина дена, а потоа се стандардизира.



За подготовка на растворот се користи превриена дестилирана вода со цел да се отстрани CO_2 од неа. CO_2 доколку е присутен може да доведе до распаѓање на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и растворот да се замати како резултат на издвојување на елементарен сулфур.

Подготовка на раствор од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ за стандардизација

Секундарниот стандарден раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ може да се стандардизира со примарни стандардни раствори од калиум бромат (KBrO_3), калиум дихромат ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), а може да се користи и стандардизиран раствор од калиум перманганат (KMnO_4). Во оваа постапка е објаснета стандардизацијата на растворот од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ со примарен стандарден раствор од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ се подготвува како примарен стандарден раствор, со концентрација $0,016 \text{ mol/dm}^3$, со цел при реакцијата на стандардизација да се троши приближно ист волумен со растворот од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ кој се стандардизира. Пресметката се прави од односот на количествата $n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 6 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$, кој може да се види од равенките дадени подолу.

Решена задача 29.

Пресметај ја масата од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ што треба да се измери за да се подготви раствор со волумен од 250 cm^3 и концентрација од $0,016 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

$$c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,016 \text{ mol/dm}^3$$

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

Се бара:

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = ?$$

Масата на $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ потребна за подготовка на растворот, се пресметува според формулата:

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(p-p) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294,18 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,016 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25 \text{ dm}^3 \cdot 294,18 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1,176 \text{ g}$$

За да се подготват 250 cm^3 со концентрација $0,016 \text{ ml/dm}^3$, треба да се измерат $1,176 \text{ g}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

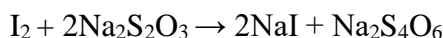
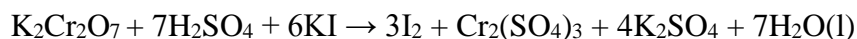
Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага се мерат околу $1,2 \text{ g}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ со чистота на примарен стандард. Масата квантитативно се префрла во одмерна колба од 250 cm^3 и колбата се полни до околу половина од волуменот со дестилирана вода. Колбата се меша за да се раствори $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, а потоа се дополнува до ознаката со дестилирана вода. Подготвениот раствор има жолта боја.

Откако ќе се подготви растворот, концентрацијата на $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ со точно измерената маса се пресметува според формулата:

$$c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(p-p)}$$

Стандардизација на растворот од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Реакцијата на стандардизација квантитативно се одвива во кисела средина во присуство на сулфурна киселина (H_2SO_4) или некоја друга неорганска киселина, во два чекора. Во првата реакција, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ реагира со вишок од KI , и притоа се добива елементарен јод (I_2). Количеството на добиениот јод е еквивалентно со количеството на $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ во растворот. Во втората реакција добиениот I_2 се титрира со стандарден раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.



Од израмнетите равенки, со споредување на количествата може да се види дека $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ реагираат во молски однос $1 : 6$.

Од првата равенка се добива:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) : n(\text{I}_2) = 1 : 3$$

$$n(\text{I}_2) = 3 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

Од втората равенка се добива:

$$n(\text{I}_2) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 2$$

$$n(\text{I}_2) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)/2$$

Со споредба на количествата од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, се добива:

$$3 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)/2$$

$$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 6 \cdot n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

Ако количеството (n) се изрази како производ од концентрацијата и волуменот ($c \cdot V$), се добива формулата за пресметување на концентрацијата на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ во растворот:

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 6 \cdot c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$$

$$c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = \frac{6 \cdot c(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)}{V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}$$

Постапка на стандардизација: Се пипетираат 20 cm^3 од растворот од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и квантитативно се префрлаат во ерленмаер од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат $12,5$

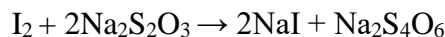
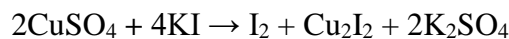
cm^3 H_2SO_4 (20 %) и 1,5 g KI и се остава ерленмаерот да стои 5 минути на темно. Ослободениот јод се титрира со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до појава на жолтокафено обојување. Потоа се додава индикатор скроб, притоа растворот се обојува темно сино. Се продолжува со титрацијата додека се изгуби сината боја, а тоа се случува кога целиот јод ќе изреагира со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Титрацијата се повторува уште двапати. Потрошениот волумен од стандардниот раствор се добива како средна вредност од трите титрации и се користи за пресметување на неговата концентрација.



Растворот од јод (1%) се подготвува непосредно пред титрација. Сината боја се должи на комплексното соединение што се образува помеѓу јод и амилоза (полимер кој е дел од скробот, и е растворлив во вода). Скробот може да го редуцира ослободениот јод (I_2), поради тоа препорачливо е да се додаде пред крајот на титрацијата.

Јодометриско определување маса на Cu^{2+} (CuSO_4)

Масата на Cu^{2+} во испитуваниот раствор од CuSO_4 , се определува јодометриски со индиректна титрација, со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Во испитуваниот раствор се додава вишок од калиум јодид (KI) кој при реакција со Cu^{2+} -јоните ослободува елементарен јод. Од количеството на ослободениот јод кое е еквивалентно со количеството на Cu^{2+} -јоните во растворот, се определува нивната маса. Ослободениот јод се титрира со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, во присуство на скроб како индикатор, во кисела средина.



Со споредба на количествата на CuSO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ од израмнетите равенки може да се види дека тие реагираат во молски однос 1 : 1.

Од првата равенка се добива:

$$n(\text{CuSO}_4) : n(\text{I}_2) = 2 : 1$$

$$2 \cdot n(\text{I}_2) = n(\text{CuSO}_4)$$

Од втората равенка се добива:

$$n(\text{I}_2) : n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1 : 2$$

$$2 \cdot n(\text{I}_2) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

Со споредба на количествата од CuSO_4 и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, се добива:

$$n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

Ако количеството на CuSO_4 се изрази преку масата (m), а количеството на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ се изрази преку концентрацијата (c):

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} \quad n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

се добива формулата за пресметување на маса на CuSO_4 :

$$m(\text{CuSO}_4) = c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{CuSO}_4)$$

Бидејќи количествата на Cu^{2+} и CuSO_4 се еднакви:

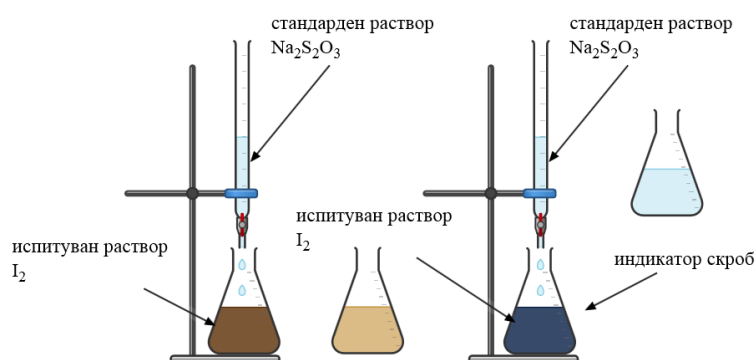
$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{CuSO}_4)$$

$$\frac{m(\text{Cu}^{2+})}{M(\text{Cu}^{2+})} = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)}$$

формулата за пресметување на масата на Cu^{2+} ќе биде:

$$m(\text{Cu}^{2+}) = \frac{m(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{Cu}^{2+})}{M(\text{CuSO}_4)}$$

Постапка на определување: Се пипетираат 10 cm^3 од пробата која содржи Cu^{2+} -јони (CuSO_4) и се префрлаат во ерленмаер со волумен од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додава H_2SO_4 (1 : 4) и 1,5 g од KI и ерленмаерот се остава да стои на темно 5 минути, за да се ослободи елементарниот јод. Титрацијата се врши со стандарден раствор од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Ослободениот јод се титрира со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до појава на жолтокафено обојување. Потоа се додава индикатор скроб, притоа растворот се обојува со темно сина боја. Се продолжува со титрација додека се изгуби сината боја, кога се смета дека се постигнала завршната точка на титрација. Титрацијата се повторува уште двапати и средната вредност од потрошениот волумен од $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ се користи за пресметување на масата на Cu^{2+} -јоните.



Слика 3.14 Титрација на I_2 со $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

3.3.3.3. Таложни волуметриски методи

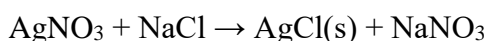
Волуметриските методи кај кои како основа за определување на количеството на анализот во испитуваниот раствор се реакциите на таложење се нарекуваат таложни волуметриски методи. Најчесто користените таложни волуметриски методи се аргентометриските методи, кои се познати како **аргентометрија**.

▶ Аргентометрија

Аргентометрија е таложен волуметриски метод кај кој како стандарден раствор се користи сребро нитрат (AgNO_3). Овој метод може да се користи за определување на хлориди (Cl^-) во испитуван раствор. Еден од начините за нивно определување е со титрација со AgNO_3 според методот на Мор, кој е еден од најстарите методи на титрација објавена од Мор (Karl Friedrich Mohr, 1806 – 1879), во 1856 година.

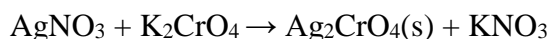
Определување на хлориди по Мор (Mohr)

Масата на хлоридите (Cl^-) се определува аргентометриски според методот на Мор, во неутрална до слабо базна средина (pH од 7 до 10). Титрацијата се изведува со стандарден раствор од AgNO_3 со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$, во присуство на 5 % раствор од калиум хромат (K_2CrO_4) како индикатор. Cl^- -јоните од испитуваниот раствор реагираат со стандардниот раствор (AgNO_3) и образуваат тешко растворлив талог со бела боја од сребро хлорид (AgCl).



Оваа реакција е дадена кај квалитативна хемиска анализа, во модуларната единица 2. Се користи за идентификација на Ag^+ и Cl^- јоните. Во овој пример реакцијата се користи како основа за квантитативно определување на Cl^- -јоните.

Откако сите присутни Cl^- -јони во испитуваниот раствор ќе се исталожат во форма на AgCl , индикаторот (K_2CrO_4) со стандардниот раствор ќе образува талог со црвена боја од сребро хромат (Ag_2CrO_4). Образувањето на талогот од Ag_2CrO_4 покажува дека се постигнала завршната точка на титрација.



При определување на масата на хлоридите (Cl^-) треба да се внимава на киселоста на растворот. При поголема базност на растворот се образува сребро хидроксид (AgOH), додека во кисела средина се образува хромна киселина (H_2CrO_4). Поради тоа, во кисела средина талогот од Ag_2CrO_4 ќе се образува со задоцнување, и нема да може точно да се определи завршната точка на титрација. Исто така во испитуваниот раствор не треба да бидат присутни карбонати (CO_3^{2-}) и фосфати (PO_4^{3-}), кои образуваат талози (Ag_2CO_3 и Ag_3PO_4) со Ag^+ -јоните од стандардниот раствор.

Постапката на определување на Cl^- -јоните според методот на Мор се одвива во следниве чекори:



1. Подготовка на стандарден раствор од AgNO_3
2. Подготовка на раствор од NaCl за стандардизација
3. Стандардизација на растворот од AgNO_3
4. Аргентометриско определување на хлориди (Cl^-) по Мор

Подготовка на стандарден раствор од AgNO_3

Стандардниот раствор од сребро нитрат (AgNO_3) може да се подготви како примарен стандарден раствор, ако се користи AgNO_3 со чистота на примарен стандард. Но, почесто AgNO_3 се подготвува како секундарен стандарден раствор, кој потоа се стандардизира.

Решена задача 30.

Колкава маса од AgNO_3 треба да се измери за да се подготви 1 dm^3 раствор од AgNO_3 со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Решение:

Дадено:

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

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Се бара:

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

Масата на AgNO_3 потребна за подготовка на растворот се пресметува според формулата:

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

$$M(\text{AgNO}_3) = 169,87 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{AgNO}_3) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 169,87 \text{ g/mol} = 16,987 \text{ g}$$

За да се подготви 1 dm^3 раствор од AgNO_3 со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$ треба да се измерат $16,987 \text{ g}$ од AgNO_3 .

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат околу 17 g AgNO_3 . Измерената маса квантитативно се префрла во одмерна колба која се полни до половина од волуменот со дестилирана вода и се меша додека се раствори AgNO_3 . Потоа одмерната колба се дополнува до ознаката со дестилирана вода. Вака подготвениот раствор од AgNO_3 треба да се чува во темно стаклено шише. Пред да се користи растворот од AgNO_3 за титрација, се стандардизира со примарен стандарден раствор од натриум хлорид (NaCl).

Подготовка на раствор од NaCl за стандардизација

NaCl и AgNO_3 реагираат во молски однос $1 : 1$ (равенката на реакцијата е дадена погоре). За да се изведе титрацијата со приближно исти волумени, NaCl се подготвува со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$.

Решена задача 31.

Колкава маса од NaCl треба да се измери за да се подготват 100 cm^3 раствор од NaCl со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

Дадено:

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

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Се бара:

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

Масата на NaCl потребна за подготовка на растворот, се пресметува според формулата:

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

$$M(\text{NaCl}) = 58,45 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1 \text{ dm}^3 \cdot 58,45 \text{ g/mol} = 0,5845 \text{ g}$$

За да се подготви $0,1 \text{ dm}^3$ раствор од NaCl со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$ треба да се измерат $0,5845 \text{ g}$ од NaCl .

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат околу $0,6 \text{ g}$ NaCl , со чистота на примарен стандард. Измерената маса квантитативно се префрла во одмерна колба од 100 cm^3 , колбата се полни до половина од волуменот со

дестилирана вода и се меша додека се раствори NaCl, а потоа се дополнува до ознаката со дестилирана вода.

Откако ќе се подготви растворот, концентрацијата на NaCl со точно измерената маса се пресметува според формулата:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl}) \cdot V(p-p)}$$

Стандардизација на растворот од AgNO₃

Стандардизација на растворот од AgNO₃ се врши со NaCl, во присуство на 5 % раствор од K₂CrO₄ како индикатор. Оваа постапка се изведува според методот на Мор. До завршна точка на титрација се одвива реакцијата помеѓу AgNO₃ и NaCl, а откако ќе се постигне завршната точка на титрација вишокот од AgNO₃ со K₂CrO₄ образува талог со жолтокафена боја. Од равенката на реакцијата помеѓу AgNO₃ и NaCl, може да се види дека тие реагираат во молски однос 1 : 1. Поради тоа пресметката на концентрацијата на AgNO₃ е едноставна.

$$n(\text{AgNO}_3) : n(\text{NaCl}) = 1 : 1$$

$$n(\text{AgNO}_3) = n(\text{NaCl})$$

Ако количеството (n) се изрази како производ од концентрацијата и волуменот ($c \cdot V$), се добива формулата за пресметување на концентрацијата на AgNO₃ во растворот:

$$c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) = c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{NaCl})$$

$$c(\text{AgNO}_3) = \frac{c(\text{NaCl}) \cdot V(\text{NaCl})}{V(\text{AgNO}_3)}$$

Постапка на стандардизација: Се пипетираат 10 cm³ од примарниот стандарден раствор од NaCl и квантитативно се префрлаат во ерленмаер од 250 cm³, во кој се додаваат и неколку капки од индикаторот (5 % K₂CrO₄). Титрацијата се изведува со стандардниот раствор од AgNO₃, со концентрација 0,1 ml/dm³. Завршна точка на титрација се забележува со образување на талог од Ag₂CrO₄ со црвенокафена боја. Титрацијата се повторува уште двапати. Волуменот од AgNO₃ се пресметува како средна вредност од волумените потрошени за трите титрации.



Како ќе постапиш за да подготвиш 50 cm³, 5 % K₂CrO₄? Направи пресметка и план за работа, а потоа подготви го растворот.

Аргентометриско определување на хлориди (Cl⁻) по Мор

Масата на хлоридите (Cl⁻) се определува аргентометриски според методот на Мор со стандарден раствор од AgNO₃ со концентрација 0,1 mol/dm³, во присуство на 5 % раствор од K₂CrO₄ како индикатор. Со споредба на количествата на AgNO₃ и NaCl од равенката се добива формулата за пресметување масата на Cl⁻-јоните во растворот.

$$n(\text{AgNO}_3) : n(\text{NaCl}) = 1 : 1$$

$$n(\text{AgNO}_3) = n(\text{NaCl})$$

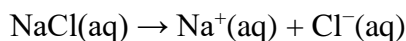
Ако количеството на NaCl се изрази преку масата (m), а количеството на AgNO₃ се изрази преку концентрацијата (c):

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} \quad n(\text{AgNO}_3) = c(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{p-p})$$

се добива формулата за пресметување на масата на NaCl:

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

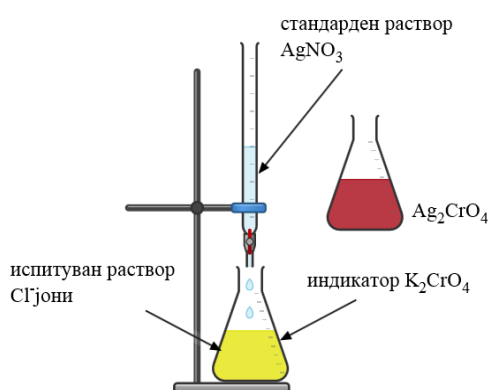
Количеството на Cl⁻-јоните е еднакво со количеството на NaCl:



$$n(\text{Cl}^-) = n(\text{NaCl})$$

Ако количествата на Cl⁻ и NaCl се изразат преку масата (*m*) се добива формулата за пресметување на масата на Cl⁻-јоните:

$$m(\text{Cl}^-) = \frac{m(\text{NaCl}) \cdot M(\text{Cl}^-)}{M(\text{NaCl})}$$



Слика 3.15 Титрација на Cl⁻-јоните со AgNO₃

Постапка на определување: Испитуваниот раствор кој содржи Cl⁻-јони се добива во одмерна колба од 100 cm³. Од растворот со сува и чиста пипета се пипетираат 20 cm³ и се префрлаат во ерленмаер со волумен од 250 cm³, во кој се додаваат неколку капки од индикаторот (5 % K₂CrO₄). Титрацијата се изведува со стандарден раствор од AgNO₃ со концентрација 0,1 mol/dm³ до појава на талог со црвенокафена боја од Ag₂CrO₄, кој покажува дека се постигнала завршната точка на титрација. Средната вредност од потрошениот волумен од AgNO₃ од трите титрации се користи за пресметување на масата на Cl⁻-јоните во испитуваниот раствор.



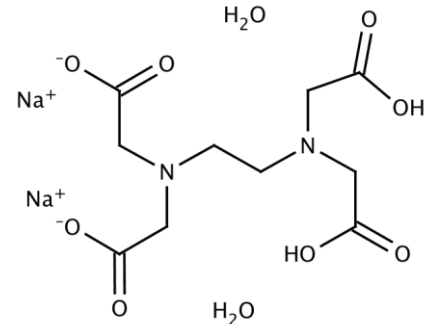
Препорачливо е да се измери вредноста на pH на испитуваниот раствор за да се провери дали е во границите на определувањето (pH од 7 до 10). Ако е потребно да се направи подосување на pH, се користи раствор од натриум хидрогенкарбонат (NaHCO₃).

3.3.3.4. Комплексометриски методи на анализа

Комплексометрија е волуметриски метод кој се заснова врз реакции на образување комплексни соединенија.

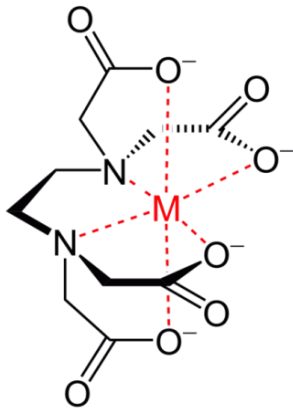
Аналити во комплексометриските титрации се голем број метални јони (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} и др.), освен јоните на алкалните метали.

Како стандарден раствор се користи етилен диамин тетраоцетна киселина (EDTA, **E**thylene **D**iamine **T**etra **A**cetic acid). За поедноставно означување на EDTA се користи формулата H_4Y . Бидејќи растворливоста на киселината во вода е мала, за подготовка на раствори се користи динатриумова сол во форма на дихидрат, $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.



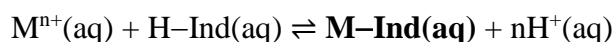
Слика 3.16 Структурна формула на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

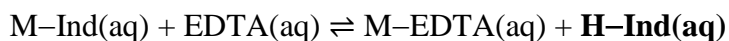
Во текот на титрациите се образуваат комплексни соединенија на металните јони од испитуваниот раствор со стандардниот раствор на EDTA (M-EDTA). Во комплексните соединенија EDTA е лиганд. Бидејќи има четири карбоксилни групи и две amino групи, може да учествува со шест електронски пара при образување на координативно-ковалентните врски со металните јони. Поради тоа, EDTA претставува *полидентатен лиганд*, а комплексните соединенија што ги образува со металните јони се нарекуваат *хелати*. Стабилноста на хелатите зависи од природата на металниот јон, температурата, pH на растворот и др. Во кисела средина стабилноста на хелатните комплекси е помала. Бидејќи киселоста на растворот влијае на стабилноста на хелатите, комплексометриските титрации се изведуваат во присуство на пуфери.



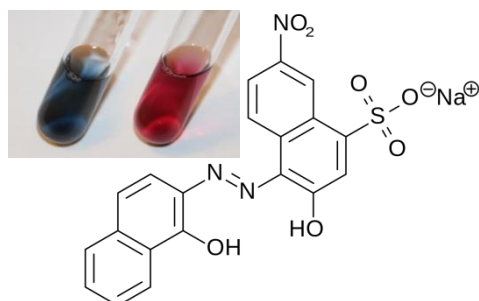
Слика 3.17 Хелатен комплекс M-EDTA

За определување на завршната точка на титрација во комплексометрија се користат металохромни индикатори како што се ериохром црно Т, мурексид, сулфосалицилна киселина и др. Овие индикатори се всушност органски соединенија кои образуваат комплексни соединенија со металните јони, со различна боја. Стабилноста на комплексните соединенија на металните јони со индикаторот (M-Ind) е помала од стабилноста на комплексите помеѓу металните јони и EDTA (M-EDTA). Поради тоа, во завршна точка на титрација се образуваат стабилни комплекси металните јони со EDTA, а индикаторот се ослободува во молекулска форма (H-Ind). H-Ind има различна боја од бојата на комплексот на металните јони со индикаторот (M-Ind). На тој начин како резултат на промена на бојата на растворот, успешно се определува завршната точка на титрација.





Во случај кога при титрација се користи индикаторот ериохром црно Т, тој со металните јони од испитуваниот раствор образува комплексно соединение со црвена боја (**M-Ind**). Во завршната точка на титрација бојата на растворот ќе се смени во сина, како резултат на ослободување на молекулската форма на индикаторот (**H-Ind**).



Слика 3.18 Структурна формула на ериохром црно Т

Со помош на комплексометриски титрации може да се определи концентрацијата на повеќе метални јони, одделно и во смеса. Комплексните соединенија помеѓу металните јони и стандардниот раствор од EDTA се образуваат во молски однос 1 : 1, и се карактеризираат со голема стабилност.

Подготовка на стандарден раствор од EDTA

Растворот од EDTA може да се подготви како примарен стандарден раствор со чистота на примарен стандард, или како секундарен стандарден раствор. Во тој случај за стандардизација на растворот се користи стандарден раствор од металниот јон што се определува.

Решена задача 32.

Колкава маса од $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ треба да се измери за да се подготви 1 dm^3 раствор од $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$, со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$?

Решение:

Дадено:

$$c(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$V(\text{p-p}) = 1 \text{ dm}^3$$

Се бара:

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

Масата на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ потребна за подготовка на растворот се пресметува според формулата:

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = c(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) \cdot V(\text{p-p}) \cdot M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y})$$

Молекулската формула на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ е $\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2$

$$M(\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2) = 336 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 \cdot 336 \text{ g/mol} = 33,6 \text{ g}$$

Бидејќи $n(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = n(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O})$, масата на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ што треба да се измери за да се подготви растворот се пресметува по формулата:

$$m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) \cdot M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y})}$$

Молекулската формула на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ е $\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 $M(\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 372 \text{ g/mol}$

За да се подготви 1 dm^3 раствор од $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$ треба да се измерат $37,2 \text{ g}$ од $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Постапка на подготовка на растворот: На аналитичка вага во мерно сатче се мерат околу $3,72 \text{ g}$ $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ со чистота на примарен стандард, кој претходно се суши на $80 \text{ }^\circ\text{C}$, со цел да се отстрани влагата. Измерената маса квантитативно се префрла во одмерна колба од 1 dm^3 . Колбата се полни до половина од волуменот со дестилирана вода и се меша додека се раствори $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Потоа колбата се дополнува до ознаката со дестилирана вода.

Најпрвин масата на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ се пресметува со точно измерената маса на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, а потоа се пресметува концентрацијата на $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ во растворот според формулата:

$$c(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y})}{M(\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}) \cdot V(\text{p-p})}$$



Подготвениот раствор од EDTA е препорачливо да се чува во полиетиленски шишиња со пластичен затворац. Ако се чува во стаклени шишиња EDTA може да реагира со металите од стаклото, и како резултат на тоа ќе се смени нејзината концентрација.

Комплексометриско определување маса на цинк (Zn^{2+})

Комплексометриското определување на масата на Zn^{2+} -јоните се врши во базна средина ($\text{pH} = 10$), при титрација со стандарден раствор од EDTA, во присуство на индикатор ериохром црно Т. Zn^{2+} -јоните со индикаторот образуваат комплекс со црвена боја. Кога ќе се постигне завршната точка на титрација Zn^{2+} -јоните образуваат стабилен комплекс со EDTA, а индикаторот се ослободува во молекулска форма (H-Ind) која има сина боја. Комплексното соединение на Zn^{2+} со EDTA се образува во молски однос $1 : 1$.

$$n(\text{Zn}^{2+}) : n(\text{EDTA}) = 1 : 1$$

$$n(\text{Zn}^{2+}) = n(\text{EDTA})$$

Ако количеството на Zn^{2+} -јоните се изрази преку масата (m), а количеството на EDTA се изрази преку концентрацијата (c):

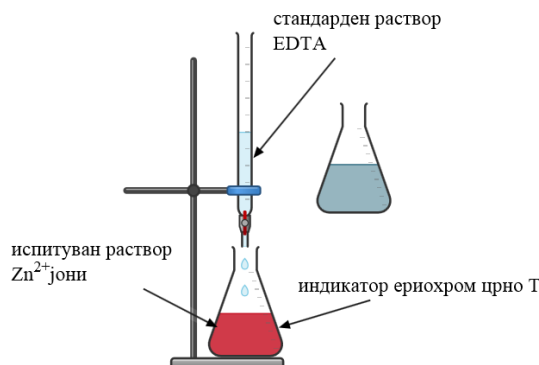
$$n(\text{Zn}^{2+}) = \frac{m(\text{Zn}^{2+})}{M(\text{Zn}^{2+})} \quad n(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA})$$

се добива формулата за пресметување на масата на Zn^{2+} -јоните во испитуваниот раствор:

$$m(\text{Zn}^{2+}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA}) \cdot M(\text{Zn}^{2+})$$

Постапка на определување: Испитуваниот раствор кој содржи Zn^{2+} -јони се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Од растворот со сува и чиста пипета се пипетираат 20 cm^3 и се префрлаат во ерленмаер со волумен од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат 2 mL

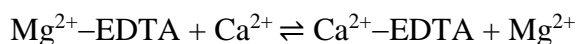
амонијачен пуфер ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$) со $\text{pH} = 10$, индикатор ериохром црно Т (100 mg) и 20 mL дестилирана вода. Титрацијата се изведува со стандарден раствор од EDTA ($0,1 \text{ mol/dm}^3$) до промена на бојата од црвена (M–Ind) во сина (H–Ind). Титрацијата се повторува уште двапати и средната вредност од потрошениот волумен од EDTA се користи за пресметување на масата на Zn^{2+} -јоните во испитуваниот раствор.



Слика 3.19 Титрација на Zn^{2+} -јоните со EDTA

Комплексометриско определување маса на калциум (Ca^{2+})

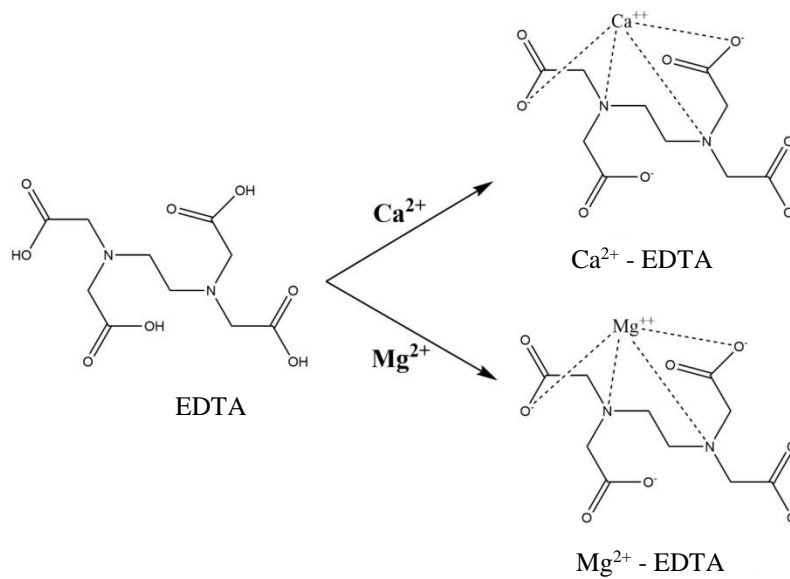
Комплексометриското определување на масата на Ca^{2+} -јоните се врши со стандарден раствор од EDTA во базна средина ($\text{pH} = 10$), во присуство на индикатор ериохром црно Т. При титрација на Ca^{2+} -јоните, промената на бојата на индикаторот во завршната точка не е доволна јасна. Поради тоа титрацијата се изведува во присуство на магнезиум едетат, комплекс на Mg^{2+} -јоните со EDTA ($\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$). Притоа, Ca^{2+} -јоните ги заменуваат Mg^{2+} -јоните од комплексот $\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$.



Реакцијата на супституција е можна бидејќи стабилноста на $\text{Ca}^{2+}\text{-EDTA}$ комплексот е поголема од стабилноста на $\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$ комплексот. Како резултат на тоа се ослободуваат Mg^{2+} -јони кои се титрираат со стандарден раствор од EDTA. Количество на Mg^{2+} -јоните е еднакво со количеството на Ca^{2+} -јоните во испитуваниот раствор. Поради тоа, масата на Ca^{2+} -јоните во испитуваниот раствор се пресметува според формулата:

$$m(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA}) \cdot M(\text{Ca}^{2+})$$

Постапка на определување: Испитуваниот раствор кој содржи Ca^{2+} -јони се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Од растворот со сува и чиста пипета се пипетираат 20 cm^3 и се префрлаат во ерленмаер со волумен од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат 20 mL дестилирана вода, 2 mL амонијачен пуфер ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$) со $\text{pH} = 10$, 1 mL од комплексот $\text{Mg}^{2+}\text{-EDTA}$ со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$ и 100 mg индикатор ериохром црно Т. Титрацијата се изведува со стандарден раствор од EDTA до промена на бојата од црвена (M–Ind) во сина (H–Ind). Титрацијата се повторува уште двапати и средната вредност од потрошениот волумен од EDTA се користи за пресметување на масата на Ca^{2+} -јоните во испитуваниот раствор.



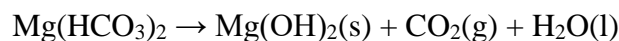
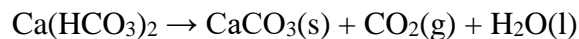
Слика 3.20 Комплекси на: Ca^{2+} -EDTA и Mg^{2+} -EDTA

Тврдина на вода – променлива, постојана и вкупна

Водата е едно од најзначајните соединенија, бидејќи е неопходна за одржување на животот на земјата. Таа се наоѓа во океаните, морињата, езерата, реките, глечерите и се карактеризира со различна тврдина. Тврдината на водата потекнува од присуството на растворливи соли на калциум и магнезиум, како што се хидрогенкарбонати (HCO_3^-), хлориди (Cl^-), сулфати (SO_4^{2-}) и др. Во зависност од концентрацијата на солите присутни во водата, таа може да биде мека и тврда. Додека пак, во зависност од тоа кои соли се присутни во водата, нејзината тврдина може да биде променлива и постојана. Збирот од променливата и постојаната тврдина на водата се нарекува вкупна тврдина на водата.

Променлива тврдина

Променливата тврдина на водата потекнува од присутните карбонати (CO_3^{2-}) и хидрогенкарбонати (HCO_3^-) на калциум (Ca^{2+}) и магнезиум (Mg^{2+}). Променливата тврдина на водата може да се отстрани со вриење на водата, притоа се добива талог од нерастворливи соли (карбонати и хидроксида), кој потоа се филтрира.



Определување на променливата тврдина се врши при титрација со силна киселина, на пример HCl . Како основа на определувањето е реакцијата на неутрализација.



Начинот на кој се изведува определување на бази или базни соли, е објаснет кај киселинско-базните методи на анализа, во ацидиметрија.

Постојана тврдина

Постојаната тврдина се должи главно на присуството на хлориди (Cl^-) и сулфати (SO_4^{2-}) на калциум и магнезиум во водата за пиење. Постојаната тврдина не може да се отстрани со вриење на водата. За нејзино определување, потребно е претходно да се отстранат карбонатите на калциум и магнезиум. Потоа, од филтратот се определува концентрацијата на хлоридите (Cl^-) и сулфатите (SO_4^{2-}), од кои зависи постојаната тврдина на водата. Постојаната тврдина на водата може да се определи комплексометриски, при титрација со стандарден раствор од EDTA. Исто така, комплексометриски може да се определи и вкупната тврдина на водата. Во тој случај променливата тврдина може да се пресмета како разлика меѓу нив.

Тврдината на вода се изразува во германски, француски или англиски степени:

- 1 германски степен: 10 mg CaO присутни во 1 L вода;
- 1 француски степен: 10 mg CaCO_3 присутни во 1 L вода;
- 1 англиски степен: 10 mg CaCO_3 присутни во 0,7 L вода.

Класификацијата на водата во зависност од концентрацијата на јоните на калциум (Ca^{2+}) и магнезиум (Mg^{2+}) е дадена во табела 3.6.

Таблеа 3.6 Тврдината на вода изразена преку француски степени

mg на CaCO_3 на 100 mL вода	тврдина на вода
0-75	мека
75-150	не многу тврда
150 -300	тврда
>300	многу тврда

Тврдината на водата нема големо влијание врз здравјето на луѓето, но влијае и врз нејзиниот вкус. Сепак, не е препорачливо водата за пиење да има тврдина поголема од 300 mg CaCO_3 на 100 mL вода.

Комплексометриско определување тврдина на вода

Комплексометриското определување на тврдината на вода со стандарден раствор од EDTA се изведува во базна средина ($\text{pH} = 10$), во присуство на амонијачен пуфер. За определување на завршната точка на титрација се користи индикатор ериохром црно Т. Кога индикаторот ќе се додаде кон испитуваниот раствор што содржи катјони на калциум (Ca^{2+}) и магнезиум (Mg^{2+}) се образуваат комплексни соединенија на катјоните со индикаторот. Поради тоа растворот се обојува со црвена боја. При титрација на растворот со стандардниот раствор од EDTA се образуваат комплексни соединенија на Ca^{2+} и Mg^{2+} -јоните со EDTA. Стабилноста на овие комплексни соединенија е поголема во споредба со стабилноста на комплексните соединенија на Ca^{2+} и Mg^{2+} -јоните со индикаторот. Поради тоа, при титрација EDTA го истиснува индикаторот од комплексните соединенија. Кога целиот индикатор ќе биде истиснат, растворот се обојува со сина боја. Промената на бојата покажува дека се постигнала завршната точка на титрација.

Тврдината на водата изразена во германски степени се пресметува со формулата:

$$\text{mgCaO/L} = \frac{V(\text{EDTA}) \cdot c(\text{EDTA}) \cdot M(\text{CaO})}{V(\text{проба})} \cdot 1000$$

$V(\text{EDTA})$ е волумен од EDTA потрошен за титрација

$c(\text{EDTA})$ е концентрација на EDTA ($0,1 \text{ mol/dm}^3$)

$M(\text{CaO})$ е моларна маса на CaO

$V(\text{проба})$ е волумен на пробата земен за анализа

Постапка за определување на вкупната тврдина: Испитуваниот раствор се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Од растворот со сува и чиста пипета се пипетираат 20 cm^3 и се префрлаат во ерленмаер од 250 cm^3 . Во ерленмаерот се додаваат 5 mL амонијачен пуфер ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$) и неколку капки индикатор ериохром црно Т. Титрацијата се изведува со стандарден раствор од EDTA со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$, до промена на бојата на индикаторот од црвена (M–Ind) во сина (H–Ind). Титрацијата се повторува уште двапати и средната вредност од потрошениот волумен од EDTA се користи за пресметување на вкупната тврдина на вода.

Постапка за определување постојаната тврдина: 100 cm^3 од водата за анализа се ставаат во стаклена чаша и се врие 20 минути. Талогот што се образува како резултат на исталожените карбонати се филтрира. Филтратот се префрла во волуметриска колба од 100 cm^3 и колбата се дополнува до ознаката со дестилирана вода. Од овој раствор се пипетираат 20 mL и се префрлаат во ерленмаер. Во растворот се додаваат 5 cm^3 амонијачен пуфер ($\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$) и неколку капки од индикаторот ериохром црно Т. Се титрира со EDTA до промена на бојата на индикаторот од црвена (M–Ind) во сина (H–Ind).

Подготовка на индикаторот: 1 g ериохром црно Т се раствора во смеса од 15 cm^3 триетаноламин и 5 cm^3 етанол (99 %). Растворот се чува за понатамошна употреба.

Подготовка на пуферот: Во волуметриска колба се ставаат $6,56 \text{ g}$ од NH_4Cl и 57 mL концентриран раствор од NH_4OH (28 %). Потоа колбата се дополнува со дестилирана вода до ознаката.



Откако ќе заврши експериментот, стаклениот прибор што се користи треба внимателно да се измие и да се исплакне со дестилирана вода.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

1. Што е гравиметрија? Кои се основните чекори на една гравиметриска анализа?
2. Да се пресмета масениот удел на карбонатните јони (CO_3^{2-}) во проба со маса 1,96 g. Таложењето се изведува со вишок од калциум хлорид (CaCl_2). Масата на добиениот талог по фитрирање, плакнење и сушење изнесува 1,12 g. Се претпоставува дека CO_3^{2-} -јоните во пробата се присутни како натриум карбонат (Na_2CO_3). Напиши ја равенката на таложната реакција. (Одговор: $w(\text{CO}_3^{2-}) = 57,14 \%$)
3. Дефинирај ги поимите: аналит, реагенс, титрација, примарен стандарден раствор, секундарен стандарден раствор?
4. Објасни ја постапката на титрација? Дали постапката на стандардизација е титрација?
5. Дали еквивалентна точка на титрација и завршна точка на титрација може да се определат експериментално?
6. Како се прави соодветен избор на индикатор кај волуметриските методи? Кои индикатори се користат?
7. Кои титрации се нарекуваат киселинско-базни титрации? Како се делат и врз основа на кој критериум е направена поделбата?
8. Кој стандарден раствор се користи за стандардизација на HCl во ацидиметрија? Објасни ја постапката на стандардизација.
9. Како се подготвува стандардниот раствор од NaOH во алкалиметрија? Објасни ја постапката. Дали е потребно да се стандардизира?
10. Во некој експеримент за ацидиметриско определување на NaOH со волумен 20 cm^3 се користи стандарден раствор од HCl . Вредностите на волуменот кој се троши за три последователни титрации, се дадени во следнава табела:

$V(\text{HCl})$	прва титрација, cm^3	втора титрација, cm^3	трета титрација, cm^3
Почетен	0	16,1	32,1
Конечен	16,1	32,1	48,15

Пресметај ја концентрацијата на NaOH во испитуваниот раствор, ако за титрација се користи HCl со концентрација $0,25 \text{ mol/dm}^3$. (Одговор: $c(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ mol/dm}^3$)

11. Масата на KOH е определена ацидиметриски, при титрација со HCl со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Во три последователни титрации се портошени $7,2 \text{ cm}^3$, $7,15 \text{ cm}^3$ и $7,1 \text{ cm}^3$ од HCl . Пресметај ја масата на KOH во пробата од која се пипетирани 20 cm^3 . (Одговор: $c(\text{KOH}) = 0,04 \text{ g}$)
12. Масата на CH_3COOH може да се определи алкалиметриски, при титрација со стандарден раствор од NaOH со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Во три последователни титрации се портошени $12,4 \text{ cm}^3$, $12,4 \text{ cm}^3$ и $12,3 \text{ cm}^3$ од NaOH . Пресметај ја масата на CH_3COOH во пробата од која се пипетираат 20 cm^3 . (Одговор: $m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,074 \text{ g}$)
13. Зошто за определување на завршната точка во перманганометрија не се користи индикатор?

14. Предвиди кој прибор и хемикалии се потребни за да се подготват 270 cm^3 раствор од $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ со концентрација $0,05 \text{ mol/dm}^3$. Објасни ја постапката на подготовка на растворот. (Одговор: $m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1,21 \text{ g}$)
15. Масата на железо (Fe^{2+} , FeSO_4) може да се определи перманганометриски, при титрација со стандарден раствор од калиум перманганат (KMnO_4) со концентрација $0,02 \text{ mol/dm}^3$. Во три последователни титрации се портошени $15,8 \text{ cm}^3$, $15,75 \text{ cm}^3$ и $15,7 \text{ cm}^3$ од KMnO_4 . Пресметај ја масата на Fe^{2+} во пробата од која се пипетираат 20 cm^3 . (Одговор: $m(\text{Fe}^{2+}) = 0,088 \text{ g}$)
16. Зошто јодометријата е метод на индиректна титација на аналитот? Објасни.
17. Предвиди кој прибор и хемикалии се потребни за да се подготват 400 cm^3 раствор од $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ со концентрација $0,06 \text{ mol/dm}^3$. Како ќе знаеш колкав волумен треба да подготвиш? (Одговор: $m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 7,06 \text{ g}$)
18. Пресметај ја масата на Cu^{2+} -јоните во испитуван раствор од CuSO_4 ако волуменот изнесува 20 cm^3 . За титрација на јодот што се добива при реакција на CuSO_4 со KI , се трошат $7,2 \text{ cm}^3 \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. (Одговор: $m(\text{Cu}^{2+}) = 0,0457 \text{ g}$)
19. За титрација на јод (I_2) со концентрација $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, се потрошени $17,5 \text{ cm}^3$ натриум тиосилфат ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Пресметај ја концентрацијата на $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. (Одговор: $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$)
20. Како се определува завршната точка на титрација во аргентометрија? Објасни.
21. Содржината на Cl^- -јоните во испитуван раствор, од кој за титрација се земено 20 cm^3 е определена според методот на Мор. Титрацијата се изведува со стандарден раствор од AgNO_3 со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$, а завршната точка на титрација се забележува со појава на талог со црвенокафена боја од Ag_2CrO_4 . За три последователни титрации се потрошени $8,8 \text{ cm}^3$, $8,85 \text{ cm}^3$ и $8,9 \text{ cm}^3$ од стандардниот раствор. Пресметај ја масата на Cl^- -јоните во растворот. (Одговор: $m(\text{Cl}^-) = 0,0314 \text{ g}$)
22. Кои аналити може да се определат комплексометриски и со кој стандарден раствор? Објасни ја постапката на подготовка на растворот.
23. Како ќе постапиш доколку треба да ги определиш постојаната, променливата и вкупната тврдина на примерок од вода? А како ќе постапиш ако треба да определиш само променлива тврдина на вода? Дали ќе го користиш истиот метод за определување?
24. Zn^{2+} -јоните може да се определат комплексометриски со стандарден раствор од EDTA со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Пресметај ја масата на Zn^{2+} -јоните ако за титрација се потрошени $11,8 \text{ cm}^3$ EDTA. (Одговор: $m(\text{Zn}^{2+}) = 0,077 \text{ g}$)
25. Зошто титрацијата на Ca^{2+} -јоните се изведува во присуство на Mg^{2+} -јони? На кој начин се определува завршната точка на титрација? Објасни ја постапката.
26. Како ќе постапиш за да ја определиш променливата тврдина на вода? Кој стандарден раствор ќе го користиш? Предвиди кој прибор и хемикалии ќе ти бидат потребни, направи пресметка за подготовка на растворите и испланирај го експериментот.

3.3.3. Инструментални методи на анализа

Инструменталната хемија е дел од аналитичката хемија кај која квалитативната и квантитативната анализа се изведува со помош на аналитички инструменти. Инструменталните методи на анализа се осетливи, прецизни, точни и брзи методи со кои е можно истовремено определување на повеќе супстанции за кратко време.

До почетокот на дваесеттиот век за квантитативна хемиска анализа главно се користеле гравиметриските и волуметриските методи. Овие методи се познати уште и како класични методи за анализа. Денес, во аналитичките хемиски лаборатории главно се користат инструментални методи на анализа. Кај инструменталните методи, сигналот преку кој се определува квалитативниот и квантитативниот состав на примерокот се мери со помош на аналитички инструменти. Поради тоа, овие методи се нарекуваат уште и физички методи.

Табела 3.7 Споредба на основните карактеристики на класичните со инструменталните методи

Класични методи	Инструментални методи
<ul style="list-style-type: none"> – помалку осетливи (се работи со аналити со релативно голема маса и волумен); – се работи во тесен опсег на концентрации; – се определува еден аналит; – подготовката на примерокот и анализата е долготраен процес; – можат да се анализираат мал број примероци во еден ден; – регистрирањето на резултатите не е автоматизирано; – опрема со релативно ниска цена; – евтини реагенси; – нема потреба од посебни обуки за работа. 	<ul style="list-style-type: none"> – многу осетливи (се работи со многу мала маса и волумен на аналит); – се анализираат аналити во широк опсег на концентрации; – истовремено се определуваат повеќе аналити; – потребно е кратко време за една анализа; – се анализираат голем број примероци во еден ден; – резултатите се регистрираат автоматски; – скапа опрема; – скапи реагенси; – потребна е обука на аналитичарите.

3.3.3.1. Колориметрија и спектрофотометрија – основни принципи

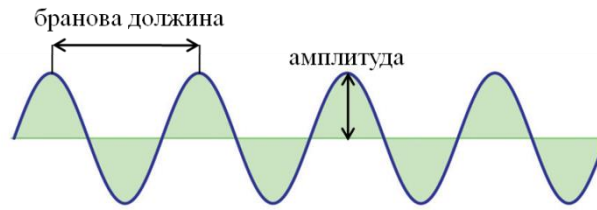
Колориметријата и спектрофотометријата спаѓаат во групата на оптички методи на анализа во кои мерениот сигнал е резултат на интеракција на електромагнетното зрачење и материјата.



За ултравиолетово, видливо и инфрацрвено електромагнетно зрачење често се користи терминот светлина наместо електромагнетно зрачење.

▶ Електромагнетно зрачење

Електромагнетното зрачење е вид на енергија која се пренесува низ просторот со голема брзина. Постојат два модели со помош на кои се опишува неговата природа. Според првиот модел, електромагнетното зрачење се опишува како бран со карактеристична бранова должина, фреквенција, амплитуда и брзина (слика 3.21).



Слика 3.21 Бранова должина и амплитуда на електромагнетно зрачење

Брановата должина (се бележи со грчката буква ламбда - λ) е растојание меѓу два последователни максимума или минимума на бранот кое се изразува во метри (m), центиметри (cm) или нанометри (nm). Фреквенцијата (се бележи со грчката буква ни - ν) е бројот на бранови што минуваат низ дадена точка во 1 секунда и се изразува во херци (Hz). Амплитудата е вертикалното растојание од средината на бранот до врвот или до подножјето. Брзината на бранот се дефинира како производ од фреквенцијата и брановата должина ($\nu \cdot \lambda$). Фреквенцијата на електромагнетното зрачење зависи од изворот што го емитира зрачењето, но нејзината вредност е независна од средината низ која поминува зрачењето, додека пак брзината и брановата должина зависат од средината. Брановите исто така се карактеризираат со моќност (P) и интензитет (I). Моќноста се дефинира како проток на енергија во единица време, а интензитетот е проток на енергија што минува низ одредена површина во единица време. Со овој модел за електромагнетното зрачење се опишуваат феномените на рефлексија, рефракција, интерференција и дифракција.

Според вториот модел, електромагнетното зрачење се третира како честичка наречена фотон. Со овој модел полесно можат да се објаснат феномените на апсорпција и емисија на електромагнетно зрачење. Енергијата на фотонот е поврзана со брановата должина преку следнава равенка:

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

h е Планкова константа, нејзината вредност изнесува $6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

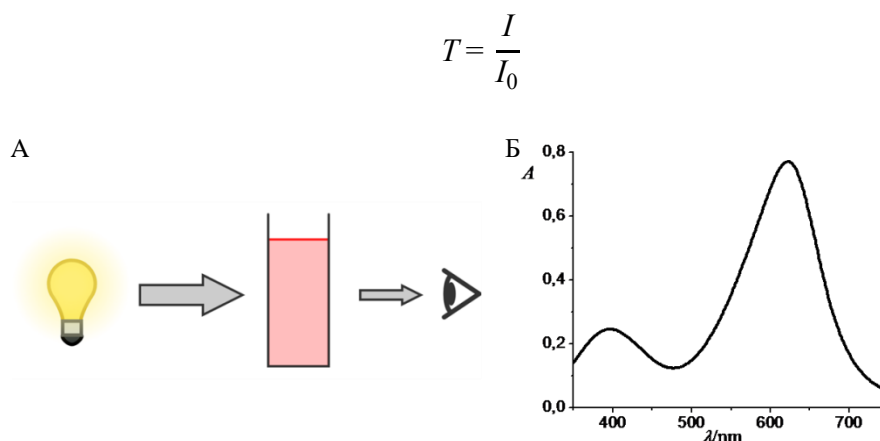
c е брзина на светлината чија вредност изнесува $3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

► Апсорпција на светлина

При апсорпција на светлина анализот ја апсорбира енергијата на фотонот и поминува од состојба со пониска во состојба со повисока енергија. Како резултат на апсорпцијата се намалува интензитетот на светлината. Графичкиот приказ на апсорбанцата во зависност од енергијата се нарекува апсорпционен спектар.

Намалувањето на интензитетот на светлината како резултат на апсорпцијата на зрачење се опишува со два поими: трансмитанца и апсорбанца.

Трансмитацата (T) се дефинира како количник од интензитетот на светлината откако ќе помине низ примерокот (I) и интензитетот на упадната светлина (I_0). Вредноста на трансмитанцата се изразува во проценти (се множи со 100). Доколку нејзината вредност е 100 %, тоа значи дека анализот не апсорбира светлина, доколку пак вредноста на трансмитанцата изнесува 0 %, тоа значи дека анализот ја апсорбирал целата светлина.



Слика 3.22 Шематски приказ на промената на интензитетот на светлината (А) и апсорпционен спектар (Б)

За разлика од трансмитанцата, вредноста на **апсорбанцата** (A) се зголемува доколку се намалува интензитетот на светлината што поминува низ примерокот. Апсорбанцата се дефинира со изразот:

$$A = -\log T = -\log \frac{I}{I_0} = \log \frac{I_0}{I}$$

Намалувањето на интензитетот на упадното зрачење, освен како резултат на апсорпција од страна на анализот, може да се случи како резултат на апсорпција и рефлексија (одбивање) од садот во кој е сместен примерокот, апсорпција од растворувачот или други компоненти што ги содржи примерокот, или пак како резултат на расејување на зрачењето. За да се компензираат овие ефекти, интензитетот на трансмитираната светлина од примерокот се споредува со интензитетот на светлината трансмитирана од растворувачот или од т.н. **слепа проба** која ги содржи сите компоненти од примерокот освен анализот.

Во колориметрија и спектрофотометрија резултатите се изразуваат со помош на апсорбанцата. За монохроматската светлина апсорбанцата е право пропорционална со концентрацијата на анализот и дебелината на слојот од растворот низ кој минува светлината. Оваа релација е позната како **Бегер-ов закон**.

$$A = \varepsilon \cdot c \cdot l$$

A – апсорбанца
 ε – моларен апсорпционен коефициент
 c – концентрација, mol/dm^3
 l – должина на кивета, cm



Моларниот апсорпционен коефициент има константна вредност и зависи од природата на супстанцата.



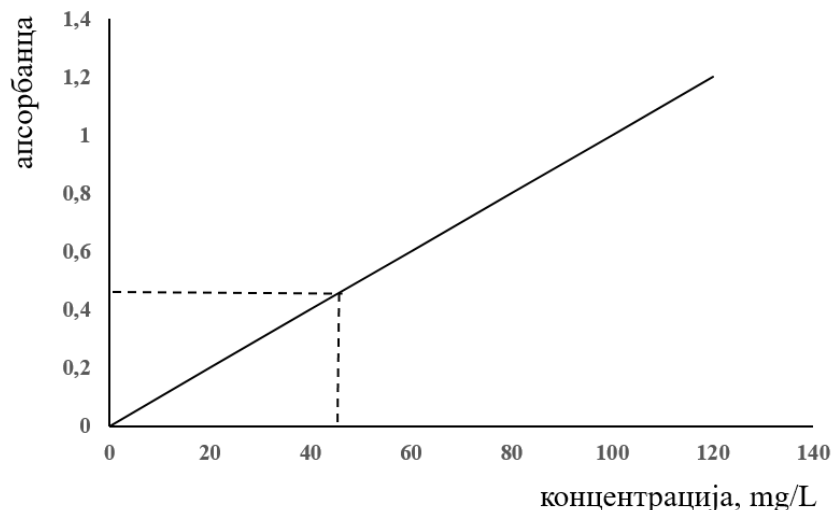
Во кои единици се изразува ε ? Дали може да се определи од формулата?

Калибрациона крива

Концентрацијата на анализот во испитуваниот раствор се определува со помош на калибрациона крива. За таа цел се подготвува серија од стандардни раствори со позната концентрација на анализот и се мери нивната апсорбанцата на избраната бранова должина. Графикот на кој е прикажана зависноста на апсорбанцата од концентрацијата на анализот се нарекува **калибрациона крива**. Потоа се мери апсорбанцата на испитуваниот раствор (или раствори) и од добиената вредност со помош на калибрационата крива се определува концентрацијата на анализот (слика 3.23).



Истата калибрациона крива може да се користи за определување на концентрацијата на повеќе анализи. Треба да се внимава стандардните раствори да се подготват истовремено со испитуваниот раствор (или раствори), при исти експериментални услови. Не е препорачливо да се користи калибрационата крива која е направена при различни експериментални услови, односно во различно време од времето кога се анализира примерокот.



Слика 3.23 Калибрациона крива

Од вредноста на апсорбанцата означена на ординатата (која во овој пример изнесува 40) се повлекува линија до калибрационата крива и во точката каде што се сече линијата со кривата се спушта нормала до апцисната оска. На апцисната оска се отчитува концентрацијата на анализот во пробата (0,4 mg/L).



Бројните вредности на сликата 3.23 за објаснување на начинот на користење на калибрационата крива не се поврзани со конкретен експеримент.

Садовите во кои се мери апсорбанцата на примерокот се нарекуваат **кивети**. Тие најчесто се изработуваат од стакло или пластика за видливиот дел од спектарот, а се користат кварцни кивети во ултравиолетовата спектроскопија. Многу е важно сидовите на киветата да се чисти затоа што како резултат на нечистотиите отчитаната вредност на апсорбанцата може да не е точна.

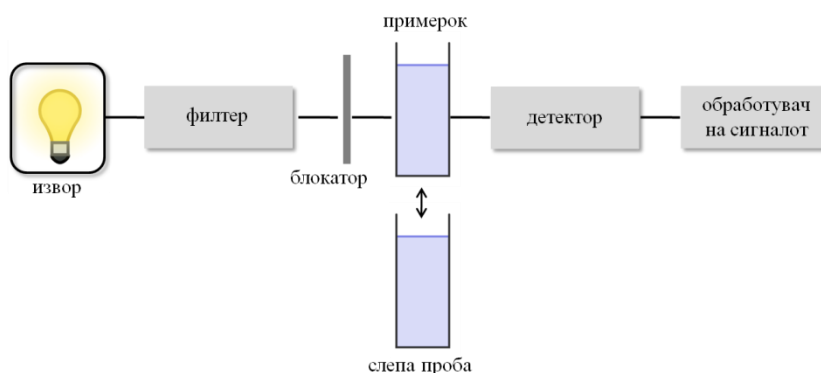
Определување обоена супстанца со колориметрија

Колориметриските методи се едни од најстарите инструментални методи на анализа, со нив може да се анализираат различни примероци како што се: вода, крв, почва, храна и др. При **колориметриска анализа** се мери интензитетот на видливата светлина апсорбирана од страна на анализот во примерокот. Без претходна хемиска модификација на примерокот се определуваат само обоени супстанции. Доколку супстанцата не е обоена со помош на хемиски реакции се претвора во форма што апсорбира видлива светлина. Растворувачите кои се користат во колориметрија не треба да апсорбираат зрачење во видливиот дел од спектарот.

Прв чекор при една колориметриска анализа е изборот на бранова должина на која ќе се врши мерењето. Апсорбанцата на избраната бранова должина треба да има максимална вредност, во тој случај промената на апсорбанцата со промена на концентрацијата ќе биде најголема. За мерење на апсорбанцата во видливиот дел од спектарот се користат уреди наречени колориметри или фотометри.

► Принцип на работа на колориметар

Колориметарот е едноставен инструмент за мерење на апсорбанца (слика 3.24).



Слика 3.24 Блок-шема на колориметар

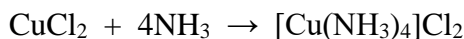
Како извор на видлива светлина кај колориметрите се користи волфрамова ламба. Кај овој инструмент изборот на брановата должина се врши со филтер кој е поставен меѓу изворот и примерокот. Инструментот е опремен со блокатор кој претставува перка која автоматски се поставува помеѓу снопот на светлина и детекторот, секогаш кога се вади киветата од лежиштето. Светлината се претвора во електричен сигнал во детекторот.

Предноста на колориметрите во однос на другите спектроскопски инструменти е релативно ниската цена, издржливоста и лесното одржување. Недостаток е што може да се користат само во видливиот дел од спектарот.

► Колориметриско определување на концентрацијата на Cu^{2+} -јоните

При хемиска реакција меѓу Cu^{2+} -јоните и вишок од амониум хидроксид се добива раствор со темносина боја од комплексното соединение тетрааминбакар(II) хлорид.

Како резултат на оваа реакција, концентрацијата на Cu^{2+} -јоните може да се определи колориметриски.



Колориметриската анализа на Cu^{2+} -јоните се изведува во базна средина, $\text{pH} > 8$. Растворот апсорбира видлива светлина на бранова должина од 590 до 620 nm.

Постапка на определување

Пробата за анализа се добива во одмерна колба од 50 cm^3 . Од стандардниот раствор од CuCl_2 кој е со концентрација 10 mg/mL се подготвуваат раствори со позната концентрација во одмерни колби од 25 mL . За таа цел во одмерната колба се става определен волумен од растворот од CuCl_2 (2, 4, 6, 8, 10 mL). Исто така во секоја одмерна колба се додаваат 5 mL дестилирана вода и $2,5 \text{ mL}$ раствор од амониум хидроксид (1 : 1). Колбите се промешуваат и се оставаат да стојат околу 5 минути, а потоа се дополнуваат до ознаката со дестилирана вода.

Колориметарот се вклучува неколку минути пред мерењето, а потоа се калибрира. Калибрацијата се изведува така што прво стрелката на мерачот се подесува на нула. Тоа се прави со празна кивета, при што со блокаторот се задржува снопот од светлина и до детекторот не стигнува светлина. На ваков начин се добива 0 % трансмитанца. Потоа во киветата се става слепата проба и стрелката се подесува до 100 % трансмитанца. Секогаш кога ќе се смени филтерот треба одново да се калибрира колориметарот.



Слепата проба ги содржи сите реагенси исто како пробата, освен анализот чија концентрација се определува.

Откако ќе се калибрира инструментот се мери апсорбанцата на стандардните раствори. Од добиените вредности на апсорбанцата се црта калибрационата крива. Потоа се мери апсорбанцата на растворот што се анализира. Од добиената вредност за апсорбанцата со помош на калибрационата крива се определува концентрацијата на Cu^{2+} -јоните во испитуваниот раствор.



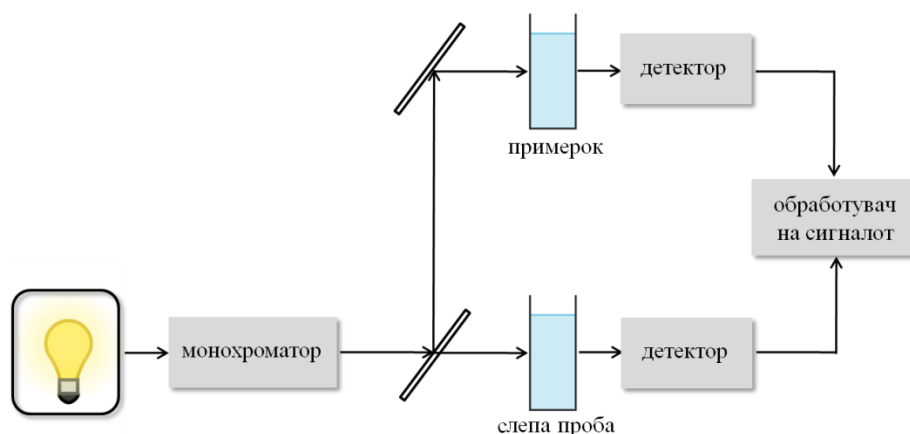
Објасни ја постапката на подготовка на стандардните раствори и пресметај ја концентрацијата на CuCl_2 во нив.

Определување фосфати (PO_4^{3-}) со спектрофотометрија

Спектрофотометрија е спектроскопски метод со кој се врши квалитативна и квантитативна анализа на различни примероци. Принципот на работа е ист како кај колориметрија, со таа разлика што со помош на спектрофотометрите се мери апсорбанца не само во видливиот, туку и во ултравиолетовиот дел од спектарот. Затоа овој спектроскопски метод најчесто се нарекува ултравиолетова и видлива спектроскопија која се означува со кратенката UV-Vis (Ultraviolet and Visible). Брановата должина на ултравиолетовото зрачење е од 200 до 400 nm, додека брановата должина на видливата светлина е од 400 до 800 nm.

Принцип на работа на спектрофотометар

Како извор на зрачење кај UV-Vis спектрофотометрите се користат две ламби, едната е волфрамова ламба за видливото подрачје, другата деутериумова ламба која емитира ултравиолетово зрачење. Кај овие инструменти, за избор на брановата должина на која ќе се врши мерењето се користи монохроматор. Поради тоа што лесно може да се менува брановата должина кај инструментите со монохроматори, тие на едноставен начин се користат во целиот интервал на спектарот. Спектрофотометрите може да бидат со единечен и со двоен сноп. Кај инструментите со еден сноп зрачењето од монохроматорот поминува или низ слепата проба или низ пробата за анализа, наизменично. Додека пак кај инструментите со двоен сноп, светлината емитирана од изворот со помош на ротирачко огледало се раздвојува на два дела, еден дел поминува низ примерокот, а другиот дел низ слепата проба. Ваквите инструменти се многу погодни за континуирано снимање на апсорпциските спектри. На слика 3.25 е даден шематски приказ на спектрофотометар со двоен сноп.



Слика 3.25 Блок-шема на спектрофотометар со двоен сноп

Откако светлината ќе помине низ примерокот стигнува до детекторот. Најчесто користени детектори во UV-Vis спектрофотометријата се фотоцевките кои се засноваат на фотоелектричен ефект. Како резултат на светлината која доаѓа до фотоцевката се образуваат фотоелектрони кои генерираат фотоструја што е пропорционална на интензитетот на светлината. Додека пак, интензитетот на светлината е пропорционален со концентрацијата на анализот во примерокот.

Постапка на определување на PO_4^{3-} во урина

Концентрацијата на фосфати во урина може да се определи спектрофотометриски. За да се отстранат протеините од примерокот се користи молибден(VI), од амониум молибдат $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$. Молибдофосфатниот комплекс што се добива се редуцира со аскорбинска киселина до продукт кој има интензивно сина боја и се нарекува молибденско сино. Урината се собира 24 часа, а потоа на 1 mL од примерокот се префрла во одмерна колба од 50 mL во која се додава Mo(VI) и аскорбинска киселина. Потоа колбата до ознаката се дополнува со дестилирана вода. За цртање на калибрационата крива се користат раствори од PO_4^{3-} -јоните со концентрација 1; 2; 3; 4 и 5 mg/L кои се

подготвуваат на ист начин како примероците од урина. За подготовка на растворите се користи стандарден раствор од K_3PO_4 со концентрација 10 mg/L . Апсорбанцата на стандардните раствори и на примероците се мери на бранова должина од 650 nm . Истовремено со испитуваните раствори се подготвува и слепа проба која ги содржи сите реагенси исто како и примероците, освен анализот чија концентрација се определува.

Спектрофотометарот се вклучува неколку минути пред да се врши мерењето. Неговата калибрација се врши на ист начин како кај колориметарот. Откако ќе се калибрира инструментот се мери апсорбанцата на стандардните раствори. Од добиените вредности на апсорбанцата се црта калибрационата крива. Потоа се мери апсорбанцата на растворот што се анализира. Од добиената вредност за апсорбанцата, со помош на калибрационата крива се определува концентрацијата PO_4^{3-} -јоните во испитуваниот раствор.



Колку волумен од стандардниот раствор (10 mg/mL) е потребно да се земе за да се подготват растворите со концентрација $1, 2, 3, 4$ и 5 mg/cm^3 , во одмерни колби од 50 mL ?

3.3.3.2 Пламенфотометрија

Пламенфотометрија е емисиона атомска спектроскопија која се користи за определување на алкалните и земноалкалните метали (литиум, калиум, натриум, калциум и др.) во примероци од крв, биолошки течности, вода, почва и др. Методот се базира на мерење на интензитетот на светлината што се емитира кога даден елемент се внесува во пламенот. Од брановата должина на емитираната светлина може да се определи идентитетот на елементот (квалитативна анализа), додека од интензитетот на светлината се определува неговата концентрација (квантитативна анализа). Со контрола на температурата на пламенот може да се контролира и бројот на ексцитирани елементи. Брановата должина на емитираната светлина и бојата на пламенот на некои елементи е дадена во табела 3.8.

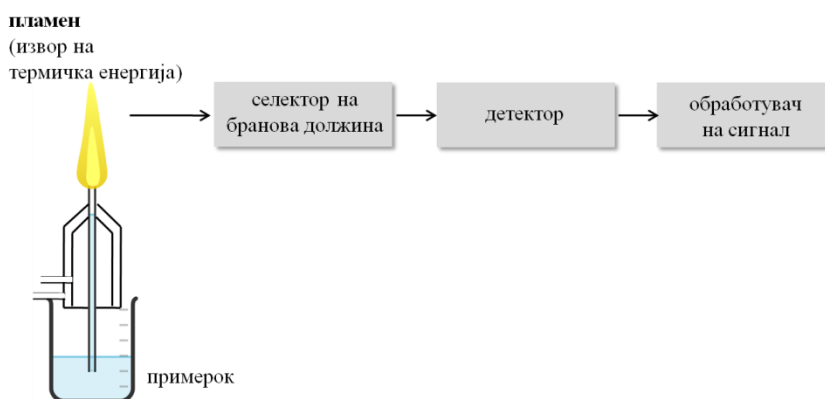
Табела 3.8 Бранова должина и боја на пламенот на некои елементи

Елемент	Бранова должина [nm]	Боја на пламен
Натриум (Na)	589	жолта
Калиум (K)	766	виолетова
Бариум (Ba)	554	жолтозелена
Калциум (Ca)	662	портокалова
Литиум (Li)	670	црвена

Принцип на работа на пламенфотометар

Испитуваниот раствор се диспергира во воздух или кислород, притоа се добива аеросол кој се меша со гасот што гори, на пример смеса од бутан и воздух. Кога растворот ќе се внесе во пламенот, прво испарува растворувачот, а потоа јоните на температурата на пламенот (околу $1800 \text{ }^\circ\text{C}$) се претвораат во атоми. Енергијата на пламенот е доволна за ексцитирање на атомите на алкалните и земноалкалните метали, односно нивните валентни електрони можат да поминат во повисоки енергетски нивоа. При враќање на

валентните електрони во основните енергетски нивоа емитураат зрачење со определена бранова должина и со определен интензитет. Брановата должина е различна за секој елемент, а интензитетот на емитираното зрачење е пропорционален со неговата концентрација во примерокот. На слика 3.26 е даден едноставен шематскиот приказ на пламенфотометар. На шемата е прикажан пламенот кој е извор на термичка енергија со која примерокот се преведува во екситирана состојба. Зрачењето што го емитура примерокот се одвојува со селекторот на бранови должини и доаѓа до детекторот, каде со помош на обработувачот на сигнали се претвора во електричен сигнал.



Слика 3.26 Блок-шема на пламенфотометар

Пламенфотометријата се кориси за рутински анализи на голем број проби кои ги содржат јоните на алкалните и земноалкалните метали.

Определување калиум и натриум со пламенфотометрија



Калиумот е најзастапен катјон во клетките и за нивно нормално функционирање, концентрацијата на K^+ -јоните е препорачливо да се движи во граници од 3,5 до 5,0 mmol/L. Натриумот (Na) е најзастапен катјон во плазмата и има значајна улога во распределбата на телесните течности. Концентрацијата на Na^+ -јонот во плазмата се движи во граници од 130 до 145 mmol/L.

Концентрацијата на калиум и натриум во различни примероци, на пример во крв, може да се определи пламенфотометриски. При внесување на испитуваниот раствор што ги содржи K^+ и Na^+ -јоните во пламенот, прво испарува растворувачот, а потоа јоните се претворат во атоми. На температурата на пламенот, атомите се ексцитираат. Кога ексцитираните атоми се враќаат во состојба со пониска енергија, тие емитураат зрачење со определена бранова должина (табела 3.8). Од интензитетот на емитираното зрачење се определува концентрацијата на K^+ и Na^+ -јоните во растворот.

Постапка на определување

Пробите за анализа се добиваат во одмерни колби од 100 mL. Од стандардните раствори на K^+ и Na^+ -јоните што се со концентрација 1 mg/mL се подготвуваат раствори со концентрација 10, 20, 40, 60 и 80 $\mu\text{g/mL}$, во одмерни колби од 100 mL. За подготовка на

растворите се зема определен волумен од стандардниот раствор и се префрла во одмерна колба од 100 mL која потоа се дополнува до ознаката со деминерализирана вода.



Колку волумен од стандардниот раствор (1 mg/mL) е потребно да се земе за да се подготват растворите со концентрација 10, 20, 40, 60 и 80 $\mu\text{g}/\text{cm}^3$?

Пламенфотометарот се вклучува неколку минути пред да се почне со мерењето, а потоа се калибрира. За таа цел апсорбанцата се подесува на вредност нула со деминерализирана вода. Додека пак, стандардниот раствор со највисока концентрација се користи за подесување на апсорбанцата на 100 (или некоја друга вредност).

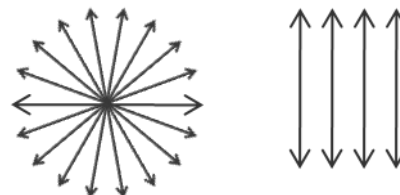


При работа со пламенфотометар се користат запаливи гасови што можат да предизвикаат експлозија доколку неправилно се користат. Поради тоа, треба многу да се внимава при вклучување, исклучување и работа со инструментот.

Откако ќе се калибрира инструментот се отчитува прво апсорбанцата на стандардните раствори, а потоа на испитуваните раствори. Од добиените вредности за апсорбанцата на стандардните раствори се цртаат калибрационите криви на калиум и натриум, соодветно. На калибрационите криви е прикажана зависноста на концентрацијата на растворите (апциса) од апсорбанцата (ордината). Концентрацијата на калиум или на натриум во пробата се определува со помош на калибрационите криви.

3.3.3.3. Полариметрија

Полариметријата е квантитативен метод со кој се мери аголот на ротација на рамнината на поларизирана светлина кога поминува низ аналитот. Електромагнетното зрачење се простира во сите насоки, што значи дека електричното и магнетното поле осцилираат во сите можни рамнини ориентирани нормално во однос на насоката на движење. Во полариметрија, со помош на поларизатор се врши поларизација на светлината, притоа од сите можни рамнини се издвојува една рамнина и се пропушта низ анализираниот раствор.



Слика 3.27 Обична и поларизирана светлина

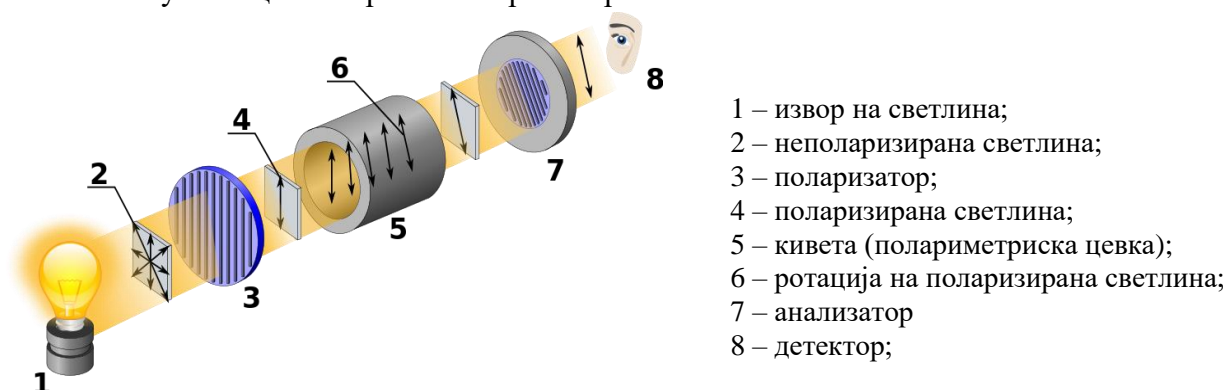
Големината на аголот на ротација зависи од повеќе фактори меѓу кои концентрацијата на супстанцата во растворот низ која поминува светлината. Поради тоа полариметријата се применува за квантитативно определување на оптички активните супстанции.



Оптички активни супстанции се супстанциите кои имаат хирален јаглероден атом, односно јаглероден атом кој е поврзан со четири различни атоми или атомски групи. Овие супстанции се оптички изомери кои иако имаат исти физички и хемиски својства се разликуваат во однос на интеракцијата со рамнината на поларизирана светлина. Тие се многу значајни за ензимските реакции во биолошките системи.

Принцип на работа на полариметарот

Аголот на ротацијата на рамнината на поларизирана светлина предизвикана од оптички активните супстанции се мери со полариметар.



Слика 3.28 Полариметар

Полариметарот се состои од извор на монохроматска светлина (1), поларизатор (3) од кој излегува поларизира светлината, кивета (полариметриска цевка) (5) каде се става испитуваниот раствор, потоа следи анализаторот (7) и на крај детекторот (8) кој е осетлив на светлина. Испитуваниот раствор всушност се наоѓа помеѓу поларизаторот и анализаторот, во кивета со определена должина. Поларизаторот е фиксен, додека анализаторот е всушност поларизатор кој може да се врти и на тој начин може да се измери аголот на ротација.

Пред да се почне со работа, инструментот треба да се постави во состојба во која на анализаторот аголот на вртење е нула, односно во неговото видно поле има минимално осветлување. За таа цел киветата се полни со раствор на соединение кое не е оптички активно. Со вртење на анализаторот неговата рамнина на поларизација се поставува да биде нормална на рамнината на поларизација на поларизаторот и во тој момент до детекторот не доаѓа светлина. Потоа киветата се полни со раствор од супстанцата чиј агол на ротација треба да се определи. Како резултат на ротацијата на рамнината на поларизирана светлина за одреден агол, до детекторот доаѓа светлина. Аголот на ротација се мери со вртење на анализаторот, сè додека не се добие положба во која не доаѓа светлина до детекторот.

Определување на концентрацијата на сахароза со полариметрија

Сахароза или обичен шеќер ($C_{12}H_{22}O_{11}$) е органско соединение кое спаѓа во групата на дисахариди (јаглехидрати). Бидејќи има хирални јаглородни атоми, сахарозата ја врти рамнината на поларизирана светлина за определен агол. Поради тоа, нејзината концентрација може да се определи полариметриски. Вредноста на аголот на ротација (α) зависи од концентрацијата на сахароза низ која поминува светлината. Поради тоа за пресметување на α се користи концентрацијата на супстанцата и должината на патот низ кој поминува светлината.

$$\alpha = [\alpha]_{\text{D}}^{20^{\circ}\text{C}} \cdot c \cdot l$$

α – агол на ротација

c – концентрација на сахароза во испитуваниот раствор

l – должина на патот низ кој поминува светлината (должина на киветата)

$[\alpha]_{\text{D}}^{20^{\circ}\text{C}}$ – агол на специфична ротација

Вредностите на аголот на ротација и аголот на специфична ротација се определуваат на константна температура, најчесто 20 °C.

Постапка на определување

Полариметарот се вклучува неколку минути пред да се почне со мерењето, а потоа се калибрира. За таа цел киветата се полни со дестилирана вода со која се подесува вредност нула на скалата на инструментот. При полнење на киветата треба да се внимава да не останат меурчиња од воздух, бидејќи тоа ќе влијае на точноста на резултатите. Исто така пред секое полнење на киветата со стандарден или испитуван раствор, задолжително треба да се исплакне. Прво се определува аголот на ротација на стандардниот раствор од сахароза, а потоа на пробата.

Аголот на специфична ротација се пресметува од вредноста на аголот на ротација, определен со стандардниот раствор од сахароза.

$$[\alpha]_{\text{D}}^{20^{\circ}\text{C}} = \frac{\alpha}{c \cdot l}$$

Концентрацијата на сахароза во испитуваниот раствор се пресметува од вредноста на аголот на ротација на пробата, според формулата:

$$c = \frac{\alpha}{[\alpha]_{\text{D}}^{20^{\circ}\text{C}} \cdot l}$$

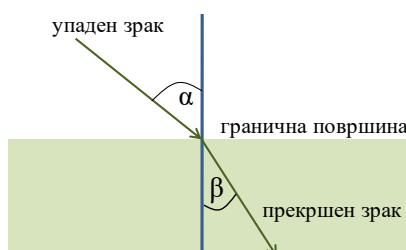
Аголот на ротација на испитуваниот раствор се определува најмалку трипати, со цел да се добијат поточни резултати.

Концентрацијата на сахароза во испитуваниот раствор може да се определи и со помош на калибрациона крива. Вредноста на аголот на ротација линеарно се зголемува со зголемување на концентрацијата на растворот на оптички активната супстанца. За таа цел се подготвува серија од стандардни раствори со позната концентрација на сахароза. Откако ќе се определи аголот на ротација на стандардните раствори се црта калибрациона крива со чија помош се определува концентрацијата на сахароза во испитуваниот раствор.

3.3.3.4. Рефрактометрија

Рефрактометријата е инструментален метод на анализа кој се базира на способноста на супстанците да ја прекршуваат светлината. Со рефрактометрија се врши квалитативна, квантитативна и структурна анализа преку мерење на индексот на прекршување (индекс на рефракција) на светлината (n), кога таа поминува низ испитуваниот примерок.

Кога монохроматската светлина поминува низ две средини со различна природа, на граничната површина меѓу двете средини се менува правецот на светлосниот зрак. Оваа промена на правецот на зракот се нарекува прекршување (рефракција). Аголот на упадниот зрак светлина и аголот на прекршениот зрак се мерат во однос на нормала издигната од точката на паѓање врз граничната површина на двете средини. Големината на аголот на прекршување зависи од својствата на средината низ која поминува светлината. Доколку средината е раствор, аголот на прекршување зависи од концентрацијата на растворот. Вредноста на индексот на прекршување зависи од температурата и брановата должина, затоа мерењата се вршат на дадена температура (20 °C) и на определена бранова должина (најчесто се користи D-линијата на натриум чија бранова должина изнесува 589,3 nm).



Слика 3.29 Шематски приказ на прекршување на светлината

Индексот на прекршување претставува количник од брзината на светлината во вакуум и нејзината брзина низ средината што се определува.

$$\text{индекс на прекршување} = \frac{\text{брзина на светлина во вакуум}}{\text{брзина на светлина низ испитуваната средина}}$$

Вредноста на индексот на прекршување се определува во однос на воздух наместо во вакуум бидејќи така е попрактично, а освен тоа индексот на прекршување на воздухот има константна вредност, блиска до еден (1,00027). Односот меѓу синусот на аголот на упадниот зрак (α) и синусот на аголот под кој се прекршува зракот (β) ја дава вредноста на индексот на прекршување.

$$n = \frac{\sin \alpha}{\sin \beta} = \frac{c}{v}$$

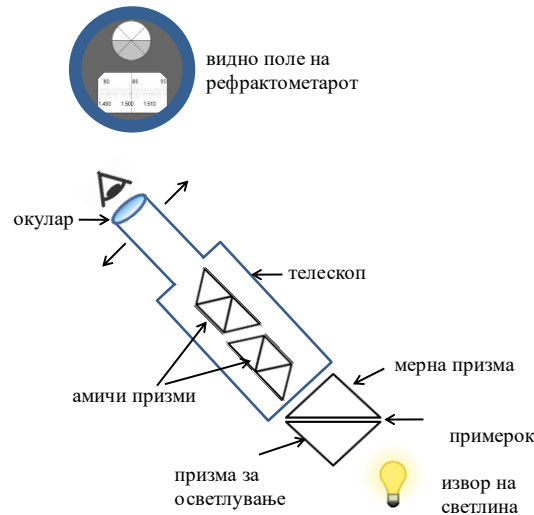
Вредноста на индексот на прекршување со определува рефрактометриски. За таа цел најчесто се користи Абеовиот рефрактометар кој бил конструиран од Ернст Абе (Ernst Abbe, 1840 – 1905) во 1869 година.

Принцип на работа на рефрактометарот

Со помош на Абеовиот рефрактометар, индексот на прекршување на супстанците чија вредност е во границите од 1,3 до 1,7 може да се мери до четврта децимала.

Индексот на прекршување со Абеовиот рефрактометар се мери така што монохроматска светлина преку призмата за осветлување поминува низ примерокот кој се наоѓа помеѓу призмата за осветлување и мерната призма. Потоа влегува во мерната призма и доаѓа во

телескопот каде се сместени две амичи-призми и окулар. Положбата на призмите во однос на окуларот се менува со помош на винт. Вредноста на индексот на прекршување се отчитува кога положбата на призмите ќе биде таква што светлото и темното поле ќе се состават во центарот на видниот круг (слика 3.30).



Слика 3.30 Абеов рефрактометар

Испитување масти и масла со рефрактометрија

Вредноста на индексот на прекршување на мастите и маслата на температура од 20 °C е во границите од 1,46 и 1,5. Од вредноста на индексот на прекршување се определува степенот на чистота на мастите и маслата. Исто така со помош на оваа константа може да се определи степенот на незаситеност на маслата, поради тоа може да се користи и за контролирање на процесот на хидрогенирање на маслата. Индексот на прекршување на маслата се определува на 25 °C, на делумно хидрогенираните масла на 40 °C, а на мастите на 60 °C. Доколку мерењето се врши на друга температура треба да се направи корекција на вредноста.

Постапка на определување

Пред да се започне со мерењето, рефрактометарот треба да се калибрира со вода. Потоа се мери индексот на прекршување на пробата за анализа. За таа цел, мала количина од испитуваниот раствор се нанесува во тенок слој меѓу призмите. Од добиената вредност на индексот на прекршување се проверува дали степенот на чистота е во препорачаните граници. Секое мерење се повторува три пати и се пресметува средната вредност на индексот на прекршување. Индексот на прекршување зависи правопрпорционално од концентрацијата, поради тоа рефрактометријата може да се користи за квантитативно определување на аналити во различни примероци. За таа цел се подготвуваат стандардни раствори на кои им се мери индексот на прекршување. Од добиените вредности се црта калибрациона крива со која е прикажана зависноста на индексот на прекршување (ордината) од концентрацијата на стандардните раствори (апсиса). Со помош на калибрационата крива се определува концентрацијата на аналитот.

3.3.3.5 рН-метрија

Потенциометријата е инструментален електроаналитички метод кој наоѓа голема примена во повеќе области и за анализа на различни примероци. Во случај кога промената на потенцијалот на дадена електрода се мери во текот на реакцијата помеѓу стандардниот раствор и анализот, постапката се нарекува **потенциометриска титрација**. Бидејќи потенцијалот на електродата зависи од концентрацијата на јоните во растворот, промената на потенцијалот се должи на промената на концентрацијата на јоните. На тој начин со мерење на потенцијалот се добиваат резултати кои овозможуваат пресметување на концентрацијата на испитуваните јони.

Потенциометриската титрација има повеќе предности во однос на класичната титрација. На пример, со потенциометриска титрација може да се определуваат обоени раствори, без присуство на индикатори, а исто така се добиваат и поточни резултати.

Претходно е спомнато дека титрациите кои се засноваат на реакција помеѓу киселина и база, односно реакција на неутрализација се нарекуваат киселинско-базни титрации. Овие титрации, доколку во текот на определувањето, се мери рН на растворот се нарекуваат **рН-метриски титрации**.

▶ рН-метриски титрации

рН-метриските титрации се користат за определување на концентрацијата на силна киселина со стандарден раствор од силна база и обратно. Исто така може да се титрираат и слаби киселини, или пак смеса од повеќе киселини или бази. Од волуменот на стандардниот раствор потрошен за титрација се пресметува содржината на киселината или базата во испитуваниот раствор. За разлика од класичните титрации, при изведување на рН-метриските титрации во текот на титрацијата се мери вредноста на рН на испитуваниот раствор. За мерење на рН се користат инструменти наречени рН-метри.

Принцип на работа на рН-метар

рН-метарот е едноставен, осетлив и многу значаен лабораториски инструмент кој се користи за мерење на киселоста или базноста на раствори. Значаен дел од рН-метарот е електродата која се движи со помош на држачот и на тој начин лесно може да се потопува во растворот чие рН треба да се измери.

За мерење на рН се користи комбинирана електрода која е комбинација од две електроди, референтна и индикаторска. Потенцијалот на референтната електрода е постојан и не зависи од концентрацијата на јоните во растворот. Најчесто користена референтна електрода е каломеловата електрода. За разлика од референтната електрода, потенцијалот на индикаторската електрода е пропорционален со концентрацијата на јоните во испитуваниот раствор. Од индикаторските електроди најмногу се користи стаклената електрода чиј потенцијал зависи од концентрацијата на H^+ -јоните во растворот, односно од рН на растворот. Електродата се чува потопена во раствор што е препорачан од производителот. Пред употреба електродата се плакне со дестилирана вода, а истото се прави и кога ќе се заврши со користењето на рН-метарот.



Слика 3.31 pH-метар и електрода

Калибрирање на pH-метар

За да обезбеди точно мерење на pH на растворот, пред секоја употреба на pH-метарот, тој треба да се калибрира со стандардни раствори од пуфери со позната pH-вредност, на собна температура. За калибрација може да се користат три пуферски раствори со различно pH (4, 7 и 10), во кисела, неутрална и базна средина, но најчесто се користат два пуфери. Електродата се вади од растворот во кој се чува, се плакне со дестилирана вода, а потоа се внесува во пуферот за калибрација. Откако ќе се стабилизира pH-вредноста што се гледа на екранот на инструментот се притиска копчето за калибрација, и на тој начин се подесува измерената pH-вредност. Истата постапка се повторува со другиот пуферски раствор. После калибрација, pH-метарот може да се користи за pH-метриско определување на концентрацијата на киселини и бази.

pH-метриско определување на концентрацијата на HCl

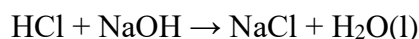
Концентрацијата на хлороводородна киселина (HCl) може да се определи pH-метриски со стандарден раствор од натриум хидроксид (NaOH). NaOH се подготвува како секундарен стандарден раствор со концентрација $0,1 \text{ mol/dm}^3$.



Стандардизацијата на секундарниот стандарден раствор од NaOH е детално објаснета кај киселинско-базните волуметриски методи.

Пресметување на концентрацијата на HCl

Реакцијата помеѓу хлороводородна киселина и натриум хидроксид е всушност реакција на неутрализација.



HCl и NaOH реагираат во молски однос 1 : 1, односно нивните количества се еднакви:

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$$

Ако се изрази количеството (n) како производ од концентрацијата и волуменот ($c \cdot V$), се добива формулата за пресметување на концентрацијата на HCl во растворот:

$$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})}$$

$c(\text{HCl})$ е концентрација на HCl во испитуваниот раствор

$V(\text{HCl})$ е волумен на HCl земен за титрација

$c(\text{NaOH})$ е концентрација на NaOH во стандардниот раствор

$V(\text{NaOH})$ е волумен на NaOH потрошен за титрација

Постапка на определување

Пробата за анализа се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Се пипетираат 10 cm^3 од пробата и се префрлаат во чаша со волумен од 250 cm^3 , во која се додава дестилирана вода до волумен околу 100 cm^3 . Титрацијата се изведува со постојано мешање на растворот. За таа цел чашата се поставува на магнетна мешалка. Магнетната мешалка функционира така што во чашата со растворот се става магнет обложен со тефлон. Кога ќе се вклучи магнетната мешалка, магнетот почнува кружно да се движи во чашата. Брзината на движење на магнетот може да се регулира. Мешањето не треба да се изведува многу брзо за да не испрска растворот надвор од чашата и за да не се оштети електродата.



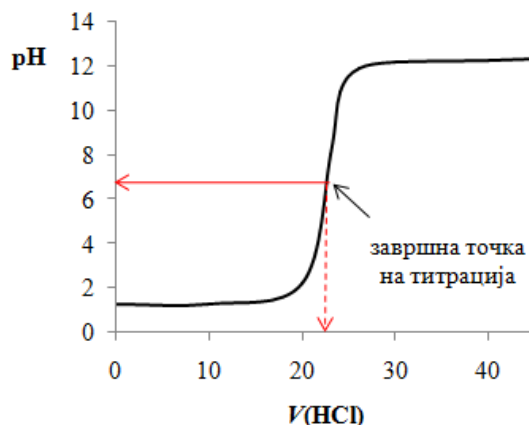
Слика 3.32 Магнетна мешалка

Долниот дел од електродата треба да биде потопен во растворот, но електродата не треба да го допира дното од чашата. Прво се отчитува pH на испитуваниот раствор од киселината, пред да се започне со додавање од стандардниот раствор од базата. На почетокот, пред да се започне со титрацијата, pH на испитуваниот раствор од HCl ќе биде помало од 7. Со постепено додавање на NaOH, pH-вредноста на растворот се зголемува. При титрацијата се додава по 1 cm^3 од NaOH се меша растворот и потоа се отчитува pH на растворот. Кога се отчитува pH на растворот, мешалката треба да се исклучи. Бидејќи станува збор за титрација на силна киселина со силна база, завршната точка се постигнува во неутрална средина ($\text{pH} \approx 7$).

Со цел поточно да се определи волуменот на NaOH, титрацијата се повторува уште еднаш, но во овој случај околу завршната точка NaOH се додава во помали порции, на пример по $0,1 \text{ cm}^3$. Добиената вредност за волуменот на NaOH се користи за пресметување на концентрацијата на HCl во растворот според формулата која е дадена погоре.

Завршната точка на титрација во pH-метрија се определува графички, со помош на крива на титрација. Кривата на титрација е график кој го покажува текот на титрацијата во зависност од волуменот на додадениот стандарден раствор. Волуменот на стандардниот раствор се нанесува на апсисната оска, а pH на растворот на ординатата.

Од стрмниот дел на кривата на титрација каде што се забележува најголема промена на рН на растворот се определува волументот на NaOH во завршната точка на титрација, како што е прикажано на сликата. Во овој пример волументот на NaOH кој се отчитува на апцисата изнесува 22 cm^3 .



Слика 3.33 Крива на титрација – определување на концентрацијата на HCl со стандарден раствор од NaOH



Бројните вредности што се користени за објаснување на начинот на користење на кривата на титрација не се поврзани со конкретен експеримент.

рН-метриско определување на концентрацијата на NaOH

Концентрацијата на натриум хидроксид (NaOH) се определува рН-метриски при титрација со стандарден раствор од хлороводородна киселина (HCl). Начинот на изведување на титрацијата е сличен како во претходната постапка. Концентрацијата на стандардниот раствор од HCl изнесува $0,1 \text{ mol/dm}^3$, додека концентрацијата на NaOH во испитуваниот раствор се пресметува според формулата:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})}$$

$c(\text{NaOH})$ е концентрација на NaOH во испитуваниот раствор

$V(\text{NaOH})$ е волумен на NaOH земен за титрација

$c(\text{HCl})$ е концентрација на HCl во стандардниот раствор

$V(\text{HCl})$ е волумен на HCl потрошен за титрација

Постапка на определување

Пробата за анализа се добива во одмерна колба од 100 cm^3 . Се пипетираат 10 cm^3 од пробата и се префрлаат во чаша со волумен од 250 cm^3 , во која се додава дестилирана вода до волумен околу 100 cm^3 . Титрацијата се изведува со постојано мешање на растворот. На почетокот, пред да се почне со титрацијата средината е базна ($\text{pH} > 7$), бидејќи испитуван раствор е NaOH. Како резултат на додавањето на HCl во текот на титрацијата, рН на растворот се намалува. При титрацијата се додава по 1 cm^3 од HCl, се меша растворот и потоа се отчитува рН на растворот.

Со цел поточно да се определи волуменот на HCl, титрацијата се повторува уште еднаш, но во овој случај околу завршната точка HCl се додава во помали количини, на пример по 0,1 cm³. Добиената вредност за волуменот на HCl се користи за пресметување на концентрацијата на NaOH во растворот, според формулата која е дадена погоре. Завршната точка на титрација која се постигнува во неутрална средина (pH ≈ 7) се определува графички.

РЕЗИМЕ

Гравиметрија е аналитички метод кај кој како основа за квантитативно определување на концентрацијата на аналитот се реакциите во кои се образува талог.

Волуметрија е квантитативен метод за определување на концентрацијата на дадена супстанца со мерење на волуменот на раствор со позната концентрација.

Испитуван раствор е растворот што го содржи аналитот.

Аналит (титранд) е супстанцата чија концентрација се определува.

Стандарден раствор (титрант) е раствор со точно позната концентрација.

Титрација е постапка при која постепено и со постојано мешање се додава стандардниот раствор кон испитуваниот раствор

Стандардизација е постапка на титрација на секундарниот стандарден раствор со примарен стандард, со цел точно да се определи неговата концентрација.

Еквивалентна точка на титрација е точката кога количеството на аналитот е еднакво со количеството на стандардниот раствор.

Завршната точка на титрација се постигнува во моментот кога завршува реакцијата.

Ацидиметрија е волуметриски метод каде со стандарден раствор од силна киселина се определува концентрацијата на база.

Алкалиметрија е волуметриски метод каде со стандарден раствор од силна база се определува концентрацијата на киселина.

Перманганометрија е волуметриски метод на титрација со стандарден раствор од калиум перманганат.

Јодометрија е волуметриски метод на индиректна титрација на аналитот со натриум тиосулфат како стандарден раствор.

Аргентометрија е таложен волуметриски метод каде како стандарден раствор се користи сребро нитрат.

Комплексометрија е волуметриски метод кој се заснова врз реакции на образување комплексни соединенија помеѓу аналитот и стандардниот раствор.

Променлива тврдина на водата е тврдината која потекнува од присутните карбонати и хидрогенкарбонати на калциум и магнезиум.

Постојана тврдина на водата е тврдината која се должи на присуството на хлориди и сулфати на калциум и магнезиум во водата за пиење.

Вкупната тврдина на водата е збир од променливата и постојаната тврдина.

Инструментална хемија е дел од аналитичката хемија кај која квантитативното определување се изведува со помош на аналитички инструменти.

Колориметријата и *спектрофотометријата* се оптички методи на анализа во кои мерениот сигнал е резултат на интеракција на електромагнетното зрачење и материјата.

Електромагнетното зрачење е вид на енергија која се пренесува низ просторот со голема брзина.

Трансмитањата (T) е количник од интензитетот на светлината откако ќе помине низ примерокот (I) и интензитетот на упадната светлина (I_0).

Апсорбанцата (A) е величина која покажува колкаво количество на светлина се апсорбира од страна на анализот.

Слепата проба е проба која ги содржи сите реагенси исто како пробата, освен анализот чија концентрација се определува.

Калибрациона крива е графикот на кој е прикажана зависноста на апсорбанцата од концентрацијата на анализот.

Кивети се садови кои се користат при мерење на апсорбанцата на примерокот. Можат да бидат изработени од стакло или кварц.

Колориметриска анализа е анализата при која се мери интензитетот на видливата светлина апсорбирана од страна на анализот во примерокот.

Пламенфотометрија е емисиона атомска спектроскопија која наоѓа голема примена за определување на алкалните и земноалкалните метали во проба.

Полариметријата е квантитативен метод со кој се мери аголот на ротација на рамнината на поларизирана светлина кога поминува низ анализот.

Рефрактометријата е инструментален метод на анализа кој се базира на способноста на супстанциите да ја прекршуваат светлината.

Потенциометриската титрација е титрација при која промената на потенцијалот на дадена електрода се мери во текот на реакцијата помеѓу стандардниот раствор и анализот.

pH-метриските титрации се користат за определување на концентрацијата на силна киселина со стандарден раствор од силна база и обратно.

pH-метарот е едноставен, осетлив и многу значаен лабораториски инструмент кој се користи за мерење на киселоста или базноста на раствори.

ПРАШАЊА И ЗАДАЧИ

1. Кои методи се нарекуваат инструментални методи на анализа?
2. Кои се предности, а кои недостатоци на инструменталните методи во однос на класичните методи на анализа?
3. Објасни ги накратко двата модели со кои се опишува електромагнетното зрачење.
4. Што е трансмитанца? Што значи кога нејзината вредност е 0 %, а што кога е 100 %?
5. Како е поврзана апсорбанцата со трансмитанцата?
6. Дали може Веег-овиот закон да се примени за определување на концентрацијата на аналитот? Објасни.
7. Што е калибрациона крива? Објасни како може со помош на калибрациона крива да се определи концентрацијата на аналитот во испитуван раствор.
8. Објасни ја постапката на колориметриско определување на обоена супстанца.
9. Опиши го принципот на работа со спектрофотометар.
10. Како може да се определат фосфати спектрофотометриски. Објасни ја постапката.
11. Кои аналити може да се определат со пламенфотометрија?
12. Објасни како може да се определи концентрацијата на калиум и натриум во испитуван раствор со помош на пламенфотометрија.
13. Што е полариметрија? Која е разликата помеѓу обична и поларизирана светлина?
14. Објасни ја постапката на полариметриско определување на сахароза.
15. Како може вредноста на индексот на прекршување да се користи за квалитативна анализа на масти и масла?
16. Која е разликата меѓу обична титрација и титрацијата во која се мери рН?
17. Објасни го принципот на работа на рН-метарот.
18. Објасни ја постапката на рН-метриско определување на концентрацијата на HCl.
19. Кои податоци се потребни за цртање на калибрациона крива во рН-метрија? На кој начин кривата се користи за определување на волуменот од стандардниот раствор потрошен за титрација?
20. Дали може со рН-метриска титрација да се определи концентрацијата на NaOH? Објасни.

4. ТЕСТОВИ ЗА ПРОВЕРКА НА ЗНАЕЊЕТО

▶ ТЕСТ I – МОДУЛАРНА ЕДИНИЦА 1

1. Кој од наведените искази е точен?
 - а) аналитичката хемија е експериментална наука
 - б) со квантитативна анализа се определува идентитетот на анализот
 - в) со квалитативната анализа се определува количеството на анализот
 - г) при работа во лабораторија задолжително е носење заштитна опрема
2. Лабораторискиот прибор е изработен од:
 - а) хартија и картон
 - б) стакло, порцелан, пластика и дрво
 - в) било кој материјал може да се користи
 - г) нерѓосувачки челик
3. Доколку треба да се измери маса од 0,0035 грами кој вид на вага треба да се користи?
 - а) микроаналитичка вага
 - б) семимикроаналитичка вага
 - в) макроаналитичка вага
 - г) сеедно е која вага се користи
4. Ексикатор е:
 - а) стаклен сад со капак за чување на супстанции откако ќе се исушат
 - б) мелница за ситнење на супстанците
 - в) стаклен сад за чување дејонизирана вода
 - г) сад за мерење волумен
5. Флуороводородната киселина се чува во:
 - а) стаклени садови
 - б) во садови изработени од нерѓосувачки челик
 - в) во пластични садови
 - г) сеедно е од каков материјал е изработен садот
6. Прецизно мерење на волумен од раствор се врши со:
 - а) стаклена чаша
 - б) пипета
 - в) аналитичка вага
 - г) инка
7. Центрифугирање се врши за да се:
 - а) одделат две течности
 - б) оддели талог од раствор
 - в) оддели цврста од гасовита супстанца
 - г) одделат две цврсти супстанции
8. Ако талогот е изграден од многу ситни честички тој се одделува од растворот со:
 - а) декантација
 - б) филтрирање со Бихнер инка со вакуум
 - в) филтрирање со обична инка
 - г) дестилација

9. Ерленмаер е стаклен сад кој се користи за:
- а) чување на цврсти супстанции
 - б) подготвување на раствори
 - в) изведување на постапката на филтрирање
 - г) изведување титрација
10. За подготвување на примарен стандарден раствор се користат:
- а) технички реагенси
 - б) особено чисти реагенси
 - в) реагенси за специјални цели
 - г) не е важна чистотата на реагенсите
11. Хигроскопните хемикалии:
- а) спроведуваат електрична струја
 - б) не се раствораат во вода
 - в) апсорбираат влага од атмосферата
 - г) се во течна агрегатна состојба
12. Гравиметриските методи на анализа се сметаат за:
- а) непрецизни методи на анализа
 - б) класични методи на анализа
 - в) инструментални методи на анализа
 - г) квалитативни методи на анализа
13. Рефрактометрија е:
- а) оптички метод на анализа
 - б) електрохемиски метод на анализа
 - в) класичен метод на анализа
 - г) волуметриски метод на анализа
14. Доколку масата на анализираниот примерок изнесува 0,05 грами станува збор за:
- а) семимикроанализа
 - б) микроанализа
 - в) макроанализа
 - г) гравиметриска анализа
15. Кој од наведените искази е точен:
- а) земањето на примерок за анализа може да го прави кој како сака
 - б) земањето на примерок за анализа треба да се врши на точно определен начин
 - в) точноста на добиениот резултат зависи од начинот на земање на примерок
 - г) земањето примерок не влијае на точноста на резултатите од анализата
16. При една хемиска анализа е определено количеството на калиум и натриум во еден литар морска вода, притоа:
- а) калиум и морската вода се аналити
 - б) натриум е примерок
 - в) калиум и натриум не се аналити
 - г) морската вода е примерок, а калиум и натриум се аналити
17. Комплексометриските методи на анализа се:
- а) инструментални методи
 - б) гравиметриски методи
 - в) волуметриски методи
 - г) електроаналитички методи

18. Физички методи на анализа се нарекуваат:
- а) инструменталните методи
 - б) гравиметриските методи
 - в) волуметриските методи
 - г) сите претходно наведени
19. Реагенсите за специјални цели се користат:
- а) во гравиметрија
 - б) за квалитативна анализа
 - в) за инструментални анализи
 - г) за квалитативна и квантитативна анализа
20. Конзервирањето на примерокот е дел од следниов чекор на хемиската анализа:
- а) дефинирање на проблем
 - б) избор на метод за анализа
 - в) толкување на резултатите
 - г) подготовка на примерок за анализа

▶ ТЕСТ II – МОДУЛАРНА ЕДИНИЦА 2

1. Со квалитативна хемиска анализа се определува
- а) бојата на аналитот
 - б) природата на аналитот
 - в) агрегатната состојба на аналитот
 - г) густината на аналитот
2. Хемиските реакции по сув пат се користат за:
- а) докажување на присуство на ањони
 - б) докажување на присуство на обоени супстанции
 - в) докажување на присуство на катјони
 - г) докажување на присуство на катјони и ањони
3. Оксидационо – редукциони хемиски реакции се реакциите во кои:
- а) доаѓа до размена на протони
 - б) се разменуваат молекули на вода
 - в) доаѓа до размена на електрони
 - г) се разменуваат катјони и ањони
4. Кое од следниве тврдења е неточно:
- а) супстанцата што се оксидира испушта електрони
 - б) оксидационо средство е супстанца што прима електрони
 - в) супстанцата што прима електрони се редуцира
 - г) супстанцата што прима електрони се оксидира
5. Таложен реагенс за прва аналитичка група катјони е:
- а) хлороводородна киселина
 - б) азотна киселина
 - в) амониум хидроксид
 - г) сулфуроводородна киселина

6. Катјонот од двовалентното олово (Pb^{2+}) е класифициран во:
- а) втора аналитичка група на катјони
 - б) трета аналитичка група на катјони
 - в) петта аналитичка група на катјони
 - г) не припаѓа на ни една група
7. Жива(I) катјоните (Hg_2^{2+}) при реакција со калиум јодид образуваат жива(I) јодид со:
- а) зелена боја
 - б) бела боја
 - в) жолта боја
 - г) црвена боја
8. Водниот раствор од бакар(II) сулфат:
- а) има сина боја
 - б) има розова боја
 - в) е безбоен
 - г) има жолта боја
9. Катјоните на кадмиум (Cd^{2+}) со групниот реагенс за втора аналитичка група образуваат кадмиум сулфид кој има:
- а) бела боја
 - б) жолта боја
 - в) црна боја
 - г) сива боја
10. Групен реагенс за трета аналитичка група е:
- а) сулфуроводородна киселина
 - а) натриум хидроксид
 - б) амониум хидроксид
 - в) азотна киселина
11. Катјоните на алуминиум (Al^{3+}) со амониум хидроксид образуваат талог со:
- а) сива боја
 - б) жолта боја
 - в) зелена боја
 - г) црна боја
12. Царска вода е смеса од азотна и хлороводородна киселина со волуменски однос:
- а) 2:1
 - б) 1:3
 - в) 1:4
 - г) 3:1
13. Никел(II) сулфид има:
- а) бела боја
 - б) црна боја
 - в) сива боја
 - г) сина боја
14. Барииум сулфатот:
- а) се раствора во киселини
 - б) се раствора во бази
 - в) се раствора во вода
 - г) не се раствора во ништо

15. Катјоните на калциум го бојат пламенот со:
- а) жолта боја
 - б) зелена боја
 - в) темноцрвена боја
 - г) сина боја
16. Групен реагенс за шеста аналитичка група е:
- а) сулфурна киселина
 - б) амониум хидроксид
 - в) јаглородна киселина
 - г) никој од наведените
17. Неслеров реагенс е алкален раствор од
- а) диамминсребро хлорид
 - б) тетрајодомеркурат(I)
 - в) хексаакваамониум хидроксид
 - г) тетрајодомеркурат(II)
18. Присуството на јодидни јони се докажува со:
- а) хлорна вода
 - б) бромна вода
 - в) кисела вода
 - г) варова вода
19. Името на соединението $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ е:
- а) натриум хексанитрокобалт
 - б) натриум хексанитрокобалтат(III)
 - в) натриум хексанитратокобалтат(III)
 - г) натиум кобалт нитрит
20. Присуството на фосфатни анјони се докажува со:
- а) амониум молибдат
 - б) амониум хлорид
 - в) натриум хидроксид
 - г) оксална киселина

▶ ТЕСТ III – МОДУЛАРНА ЕДИНИЦА 3 (раствори и раствори од електролити)

1. Раствори се:
- а) хетерогени смеси составени од растворена супстанца
 - б) хомогени смеси составени од растворувач
 - в) хомогени смеси составени од растворена супстанца и растворувач
 - г) хетерогени смеси во цврста агрегатна состојба
2. Агрегатната состојба на растворот зависи од:
- а) концентрацијата на растворената супстанца
 - б) агрегатната состојба на растворувачот
 - в) растворливоста на растворената супстанца
 - г) агрегатната состојба на растворената супстанца и растворувачот

3. Заситени раствори се растворите кои:
 - а) содржат максимално количество растворена супстанца
 - б) содржат минимално количество растворена супстанца
 - в) не содржат растворена супстанца
 - г) се во гасовита агрегатна состојба
4. Разремени раствори се растворите кои содржат:
 - а) исто количество супстанца како концентрираните раствори
 - б) поголемо количество супстанца од концентрираните раствори
 - в) големо количество растворена супстанца
 - г) мало количество растворена супстанца
5. Егзотермен процес е процесот во кој:
 - а) се ослободува топлина од растворот во околината
 - б) се ослободува топлина од околината во растворот
 - в) не се разменува топлина помеѓу системот и околината
 - г) не е важно во која насока се разменува топлината
6. При мешање на раствори:
 - а) растворената супстанца од двата раствори треба да е иста
 - б) може да се мешаат раствори со различни растворени супстанции
 - в) растворувачот треба да биде во течна агрегатна состојба
 - г) растворите треба да бидат концентрирани
7. Степенот на електролитна дисоцијација претставува:
 - а) количник помеѓу бројот на растворени и бројот на дисоцирани молекули
 - б) производ помеѓу бројот на дисоцирани и бројот на растворени молекули
 - в) количник помеѓу бројот на дисоцирани и бројот на растворени молекули
 - г) разлика помеѓу бројот на растворени и бројот на дисоцирани молекули
8. Протолити според протолитичката теорија се супстанции кои разменуваат:
 - а) молекули
 - б) електрони
 - в) протони
 - г) јони
9. Во случај кога $c(\text{OH}^-) < c(\text{H}^+)$ средината ќе биде:
 - а) кисела
 - б) базна
 - в) неутрална
 - г) не може да се определи
10. Киселинско-базни индикатори се:
 - а) лакмусова хартија
 - б) универзална индикаторска хартија
 - в) фенолфталеин и метилоранж
 - г) сите претходно наведени
11. Хидролизата на соли е:
 - а) процес на растварањена солта
 - б) протолитички процес помеѓу јоните на солта и водата
 - в) процес во кој јоните на солта разменуваат електрони помеѓу себе
 - г) процес на кристализација на солта

12. При хидролиза на солта калиум сулфит (K_2SO_3), средината ќе биде:
- а) кисела
 - б) базна
 - в) неутрална
 - г) не може да се определи
13. Пуфер е раствор составен од:
- а) силна киселина и силна база
 - б) слаба база и сол што ја содржи нејзината конјугирна киселина
 - в) конјугирана киселина и конјугирна база
 - г) слаба киселина и слаба база
14. Моларната маса на амониум нитрат (NH_4NO_3) изнесува:
- а) 80 g/mol
 - б) 80 kg/L
 - в) 800 mol
 - г) 800 g/mol
15. Волуменскиот удел на метанол во смеса од 140 cm^3 метанол и 90 cm^3 изнесува:
- а) 6,086 %
 - б) 60,86 %
 - в) 608,6 %
 - г) 0,6086 %
16. Масата на натриум хидроксид (NaOH) во 300 cm^3 раствор со концентрација на NaOH од $0,4\text{ mol/dm}^3$ изнесува:
- а) 48 g
 - б) 4,8 mol
 - в) 480 g
 - г) 4,8 g
17. Во 30 cm^3 раствор со концентрација на натриум хлорид (NaCl) од 45 g/dm^3 се додадени 80 cm^3 вода. Концентрацијата на NaCl во разредениот раствор ќе биде:
- а) 12,27 g
 - б) $0,1227\text{ g/dm}^3$
 - в) $12,27\text{ g/dm}^3$
 - г) $122,7\text{ mol/dm}^3$
18. Ако константата на киселост на азотеста киселина (HNO_2) изнесува $4,5 \cdot 10^{-4}\text{ mol/dm}^3$, pK_a ќе биде:
- а) 3,35 g
 - б) 3,35
 - в) 335
 - г) $0,335\text{ mol/dm}^3$
19. Во случај кога $pOH = 6$, концентрацијата на H^+ јоните ќе биде:
- а) 10^{-6} mol/dm^3
 - б) 10^{-8} mol/dm^3
 - в) 10^6 mol/dm^3
 - г) 10^8 mol/dm^3

20. Ако концентрацијата на сребрените јони (Ag^+) и хлоридните јони (Cl^-) е еднаква и изнесува $1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$, производот на растворливост на сребро хлорид (AgCl) ќе биде:
- а) $1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$
 - б) $1,8 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$
 - в) $0,18 \cdot 10^{-10} \text{ dm}^6/\text{mol}^2$
 - г) $18 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^6$

▶ ТЕСТ IV – МОДУЛАРНА ЕДИНИЦА 3 (основи на квантитативна анализа)

1. Основа на гравиметриските методи се хемиските реакции во кои се образува:
 - а) заситен раствор
 - б) комплексно соединение
 - в) талог
 - г) гасовит продукт
2. Недостаток на гравиметриските методи на анализа е:
 - а) мала прецизност и точност
 - б) долгото траење на анализата
 - в) потребата за сушење на талогот
 - г) високата температура на која се одвива реакцијата на таложење
3. Стандарден раствор е:
 - а) раствор со позната концентрација што се користи во волуметрија
 - б) раствор подготвен според точно определен стандарден метод
 - в) разреден раствор од киселина во вода
 - г) раствор што се чува при стандардни услови
4. Количеството на аналитот е еднакво со количеството на стандардниот раствор во:
 - а) завршната точка на титрација
 - б) почетната точка на титрација
 - в) еквивалентната точка на титрација
 - г) нееквивалентната точка на титрација
5. Аргентометрија е волуметриски метод на анализа при кој:
 - а) се образува талог
 - б) се образува комплексно соединение
 - в) се добива елементарно сребро
 - г) се образува матен раствор
6. Перманганометрија е:
 - а) таложен аналитички метод на анализа
 - б) киселинско - базен метод на анализа
 - в) комплексометриски метод на анализа
 - г) оксидационо - редукционен метод на анализа
7. Ацидиметрија е волуметриски метод кај кој стандардниот раствор е:
 - а) раствор од силна база
 - б) раствор од слаба база
 - в) раствор од силна киселина
 - г) раствор од слаба киселина

8. Точната концентрација на секундарниот стандарден раствор се определува со:
- а) примарен стандарден раствор
 - б) концентриран стандарден раствор
 - в) разреден стандарден раствор
 - г) гравиметриски методи на анализа
9. Стандардниот раствор од калиум перманганат се стандардизира со:
- а) оксална киселина
 - б) азотна киселина
 - в) амониум хидроксид
 - г) оцетна киселина
10. Стандарден раствор од натриум тиосулфат се користи за:
- а) комплексометриско определуваче на магнезиум
 - б) ацидиметриско определување на амониум хидроксид
 - в) алкалиметриско определување на оцетна киселина
 - г) јодометриско определување на бакар
11. EDTA е кратенка за:
- а) етил дисулфид триацетат
 - б) етилен диамин тетраоцетна киселина
 - в) етер диамин тетраоцетна киселина
 - г) етан диоксид триацетат
12. Ериохром црно Т е:
- а) црн талог од хром(III) оксид
 - б) индикатор за комплексометриски титрации
 - в) бела кристална супстанца која со стоење ја менува бојата во црна
 - г) индикатор за таложни титрации
13. Променливата тврдина на водата се должи на:
- а) промената на киселоста на растворот
 - б) присуството на карбонати и хидрогенкарбонати на калциум и магнезиум
 - в) присуството на хлориди и сулфати на калциум и магнезиум
 - г) додавањето на различни соли од железо(III)
14. Со калибрациона крива е прикажана зависноста на:
- а) концентрацијата од апсорбанцата
 - б) апсорбанцата од концентрацијата
 - в) апсорбанцата од волуменот
 - г) масата од волуменот
15. Според Беровиот закон:
- а) апсорбанцата е правопрпорционална со масата на примерокот
 - б) апсорбанцата е правопрпорционална со концентрацијата на примерокот
 - в) апсорбанцата е обратнопрпорционална со концентрацијата на примерокот
 - г) апсорбанцата е правопрпорционална со волуменот на примерокот
16. Со пламенфотометрија се определуваат:
- а) киселини и бази
 - б) алкални и земноалкални метали во различни примероци
 - в) халогени елементи во различни примероци
 - г) атоми на тешки метали во различни примероци

17. Со рефрактометрија се мери:
- а) аголот на рефлексција на светлината
 - б) аголот на ротација на поларизирана светлина
 - в) индексот на прекршување на светлината
 - г) индексот на расејување на светлината
18. Масата на натриум карбонат што треба да се измери за да се подготват 250 mL раствор со количинска концентрација $0,125 \text{ mol/dm}^3$ изнесува:
- а) 3,313 g
 - б) 2,350 g
 - в) 3,132 g
 - г) 1,325 g
19. За титрација на 20 mL од кисел дожд се потрошени 1,7 mL натриум хидроксид со концентрација $0,0811 \text{ mol/dm}^3$. Под претпоставка дека киселоста на дождот се должи на присуството на сулфурна киселина, колку изнесува концентрацијата киселината во примерокот?
- а) $2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - б) $3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - в) $3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$
 - г) $0,45 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$
20. Во една клиничка хемиска лабораторија за да се определи концентрацијата на хлоридни јони во серум, примерокот се титрира со раствор од жива(II) нитрат. Титрацијата се претставува со следната хемиска равенка: $2\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) = 2\text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{HgCl}_2(\text{s})$ Колку изнесува количинската концентрација на хлоридните јони во 0,25 mL примерок за кој се потрошени 1,46 mL раствор од жива(II) нитрат со количинска концентрација $8,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$.
- а) $9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - б) $9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$
 - в) $8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
 - г) $8,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$

5. АЗБУЧНИК

А

азбестна мрежа	12
ализарин-S	48
алкалиметрија	131,136
алуминиум, Al ³⁺	47
амониум, NH ₄ ⁺	59
амплитуда	163
амфипротолити	103
аналит	2, 126
аналитичка хемија	1
аналитичка хемиска лабораторија	5
анјони	98
апсорбанцата (A)	164
апсорпција на светлина	163
апсорпционен спектар	163
ацетатен пуфер	117
ацетатниот анјон, CH ₃ COO ⁻	70
ацидиметрија	131

Б

база (протолитичка теорија)	102
базен пуфер	116
база (Арениус)	101
бакар(II), Cu ²⁺	42
бариум, Ba ²⁺	53
бизмут(III), Bi ³⁺	44
биретата	9
Бихнер инка	11
брановата должина	163
брзина на светлината	163
брзината на бранот	163
бромидниот анјон, Br ⁻	64
Бунзенов пламеник	10
Веер-ов закон	164

В

вкупна тврдина на водата	157
водена бања	10
водни раствори	77
водородниот показател, рН	109
волуменски удел	82
волуметрија	129
волуметриски методи	15
волуметриски колби	8
волуметриски пипети	8
втора аналитичка група катјони	40

Г

Геј-Лисак	3
гравиметрија – основни принципи	126
гравиметриски методи	15
градуирани пипети	8
грејна плоча	10
груб примерок	18
групни реагенси	24
густина	85

Д

декантација	10
дигестија	127
дигестор	5
диметилглиоксим	52
директна реакција	103
дисоцијација	98
дифениламин	70
дрвен сталак	12
дрвена штипка	11
држач за епрувета	12

Е

егзотермен процес	81
едноатомски јони	99
еквивалентна точка на титрација	130
ексикатор	7
електролити	98
електролитна дисоцијација	99
електромагнетно зрачење	162
електронска аналитичка вага	6
електрохемиските методи	16
ендотермен процес	81
епрувета	11
ериохром црно Т	154
ерленмаер	11

Ж

железо(II), Fe ²⁺	45
железо(III), Fe ³⁺	46
жива(I), Hg ₂ ²⁺	38
жива(II), Hg ²⁺	41

З

завршна точка на титрација	130
заситен раствор	78

земање примерок.....18

И

индексот на прекршување174
 индикатори 111, 132
 инструментални методи на анализа162
 интензитет (I).....163
 иреверзибилни реакции103
 испитуван раствор.....129

Ј

јодидниот анјон, I^- 64
 јодометрија144
 јонски производ на вода107
 јонски реакции32
 јонски соединенија.....78

К

кадмиум, Cd^{2+} 43
 калибрациона крива165
 калиум, K^+ 57
 калциум, Ca^{2+} 55
 капалка11
 карактеристични реагенси.....24
 карбонатниот анјон, CO_3^{2-} 67
 катјони.....35, 98
 квалитативна аналитичка хемија1
 квантитативна аналитичка хемија1
 кивети.....165
 кисел пуфер116
 киселина (протолитичка теорија)102
 киселина (Арениус)101
 киселинско-базни индикатори112
 киселинско-базни методи15
 класични методи на анализа15, 162
 кобалт(II), Co^{2+} 50
 количинска (молска) концентрација84
 колориметар.....166
 колориметриска анализа.....166
 Колтхов3
 комплексните соединенија29
 комплексометрија153
 комплексометриски методи15
 комплексообразувач29
 константа на хемиска рамнотежа104
 концентрирани раствори80
 координационен број29
 кривата на титрација.....178
 кристалохидрати78

Л

лабораториска сушилница7
 Лавоазје.....3
 лакмус111
 лиганди29

М

магнезиум, Mg^{2+} 58
 магнетна мешалка178
 макроанализа16
 макроаналитички ваги6
 манган(II), Mn^{2+} 51
 масен удел82
 масена концентрација.....85
 менискус8
 меркури јон.....35
 меркуро јон.....35
 мерни сатчиња.....7
 метална маша12
 металохромни индикатори.....153
 метилоранж112
 мешање раствори92
 микроанализа16
 микроаналитички ваги7
 микропипети.....8
 молекулска равенка32
 моќност (P)163

Н

натриум, Na^+ 58
 неелектролити98
 незаситен раствор78
 Нернст3
 Неслеров реагенс59
 никел(II), Ni^{2+} 51
 нитратен анјон, NO_3^- 69
 нитритен анјон, NO_2^- 70

О

обратна реакција103
 одмерни колби.....8
 оксалатен анјон, $C_2O_4^{2-}$ 68
 оксидационо-редукциони методи.....15
 оксиданс.....139
 оксидација27, 139
 оксидационо-редукциони реакции..... See
 редокс-реакции
 олово(II), Pb^{2+} 39, 41
 оптичките методи16
 општите реагенси.....23

особено чисти реагенси.....	13
Оствалд.....	3

П

перманганометрија.....	139
петта аналитичка група катјони.....	53
пинцета.....	12
пипета.....	8
пламенфотометар.....	169
пламенфотометрија.....	169
Планкова константа.....	163
платинска игла.....	12
повеќеатомски јони.....	99
полариметар.....	171
полариметрија.....	171
полидентатен лиганд.....	153
полна јонска равенка.....	32
порцеланска здела.....	11
порцелански аван со толчник.....	11
порцелански триаголник.....	11
порцеланско лонче.....	11
постојаната тврдина на вода.....	158
потенциометриска титрација.....	176
прва аналитичка група катјони.....	36
презаситен раствор.....	78
примарни стандардни раствори.....	129
примерок.....	2,17
проба.....	17
производ на растворливост.....	119
променлива тврдина на вода.....	157
протолити.....	102
протолитичка теорија.....	102
протолитички реакции.....	102
пуфер.....	116

Р

разредени раствори.....	80
разредување раствори.....	89
рамнотежна концентрација.....	104
растворена супстанца.....	76
раствори.....	76
растворливост.....	78
растворувач.....	76
реагенс шише.....	12
реагенси за специјални цели.....	14
реакции по воден пат.....	24, 25
реакции по сув пат.....	24
реверзибилни реакции.....	103
редокс-реакции.....	27
редуктор.....	139
редукција.....	27, 139
рефрактометар.....	174

рефрактометрија.....	173
рефракција.....	173
Роберт Бојл.....	2

С

секундарни стандардни раствори.....	129
семимикро ваги.....	7
семимикроанализа.....	16
сигнал.....	14
силни електролити.....	99
скратена јонска равенка.....	32
слаби бази.....	106
слаби електролити.....	99
слаби киселини.....	106
слепа проба.....	164
солватизирани јони.....	79
спатула.....	12
спектрофотометар.....	168
специфични реагенси.....	24
сребро, Ag ⁺	36
стаклена инка.....	11
стандарден раствор.....	129
стандардизација.....	129
степен на електролитна дисоцијација.....	100
стронциум, Sr ²⁺	55
сулфатен анјон, SO ₄ ²⁻	66
сулфиден анјон, S ²⁻	65
сулфобазы.....	40
сулфо киселини.....	40
супстрат.....	24

Т

таложен реагенс.....	126
таложее.....	127
таложна гравиметрија.....	126
таложни волуметриски методи.....	15
таложни реакции.....	26
технички реагенси.....	13
тиквички.....	8
титранд.....	129
титрант.....	129
титрација.....	130
топлински ефекти при растворање.....	81
Торбен Бергман.....	2
трансмитанцата (Т).....	163
трета аналитичка група катјони.....	45

У

удели.....	82
универзалниот индикатор.....	111

Ф

Фарадеј.....	3
фенолфталеин.....	112
физички методи.....	15
филтрирање.....	11
фосфатен анјон, PO_4^{3-}	68
Фрезениус.....	35
фреквенција.....	163
Фридрих Хофман.....	2

Х

хелати.....	153
хидратизирани јони.....	79
хидроксиден показател, рОН.....	110
хидролиза на соли.....	112
хидрони.....	107
хлориди по Мор.....	149
хлоридниот анјон, Cl^-	63

В

Веер-ов закон.....	164
--------------------	-----

Е

EDTA.....	153
-----------	-----

Р

рН на пуфери.....	118
рН-метар.....	176
рН-метрија.....	176
рН-метриски титрации.....	176

хром(III), Cr^{3+}	48
-----------------------------------	----

Ц

централен атом.....	29
центрифуга.....	10
центрифугирање.....	10
цинк, Zn^{2+}	52

Ч

четврта аналитичка група катјони.....	49
чисти реагенси.....	13

Ш

шеста аналитичка група катјони.....	57
шише со прскалка.....	11
шпиртна ламба.....	10
шприцеви.....	8

6. КОРИСТЕНА ЛИТЕРАТУРА

- 1) Дејвид Харви, МОДЕРНА АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА - преведена на македонски јазик, Просветно дело АД – Скопје, 2009. Наслов на оригиналот: Modern Analytical Chemistry, Copyright© David Harvy, 2000.
- 2) Ског, Вест, Холер, Кроуч, АНАЛИТИЧКА ХЕМИЈА вовед - преведена на македонски јазик, седмо издание, Просветно дело АД – Скопје, 2009. Наслов на оригиналот: Analytical Chemistry an Introduction, 7th Edition, Copyright© Thomson Learning, Inc. America, 2000.
- 3) Рејмонд Ченг, ХЕМИЈА - преведена на македонски јазик, Академски печат, 2013. Наслов на оригиналот: CHEMISTRY, 10th edition Raymond Chang, Published by McGraw-Hill, a business unit of The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, New York, NY 10020. Copyright© 2010 by The McGraw-Hill Companies, Inc., 2010.
- 4) Џон В. Хил, Ралф Х. Петручи, Тери В. Меккрири, Скот С. Пери, ОПШТА ХЕМИЈА - преведена на Македонски јазик, Табернакул, 2011. Наслов на оригиналот: GENERAL CHEMISTRY, John W. Hill, Ralph H. Petrucci, Terry W. McCreary, Scott S. Perry, 4th Edditon, Copyright© 2005, 2002, 1999, 1996, published by Pearson Education, Inc., 2005.
- 5) Кетрин Џ. Денистон, Џозеф Џ. Топинг, Роберт Ј. Карет ОПШТА, ОРГАНСКА и БИОХЕМИЈА, преведена на македонски јазик, Табернакул, 2010. Наслов на оригиналот: General, Organic and Biochemistry 6th Edition, McGraw-Hill Cpmpanies, Inc., 2008.
- 6) O. A. Ievtifieieva, V. V. Bolotov, T. A. Kostina, O. M. Svechnikova, T. I. Yuschenko, N. I. Kaminska, A. E. Kosareva, L. V. Slobodyanyuk, O. P. Yashchuk ; edited by O. A. Ievtifieieva. – Kharkiv, ANALYTICAL CHEMISTRY (Qualitative analysis). Part I, Publishing house the CLL «Generous farmstead plus», 2014.
- 7) Martin S. Silberberg, Patricia Amateis, CHEMISTRY - *the molecular nature of matter and change*, 7th Edition, Published by McGraw-Hill Education, 2 Penn Plaza, New York, NY 10121. Copyright© 2015 by McGraw-Hill Education, 2015.
- 8) Raymond Chang, Jason Overby, GENERAL CHEMISTRY - *The Essential Concepts*, 6th Edition, The McGraw-Hill Companies, Inc., 1221 Avenue of the Americas, New York, NY 10020, 2011.
- 9) W. Kenneth, R. E. Davis, M. L. Peck, G. G. Stanley, CHEMISTRY, Brooks/Cole Cengage Learning, 10th edition, 2014.
- 10) D. S. Hage, J. D. Carr, ANALYTICAL CHEMISTRY AND QUANTITATIVE ANALYSIS, Pearsons, 1st Edition, 2011.