ЗАТВЕРДЖЕНО
Науково-методичною
радою
Державного університету
«Житомирська
політехніка»
протокол від 23.06.2021р.
№ 04

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
для проведення лабораторних занять з навчальної дисципліни «Аналітична хімія природного середовища»

для здобувачів
початкового (молодший бакалавр) рівня вищої освіти
спеціальності 101 «Екологія»
освітньо-професійна програма
«Екологія»,
факультет гірничо-екологічний
(назва факультету)
кафедра екології
(назва кафедри)

Рекомендовано на
засіданні кафедри
екології
(назва кафедри)
22 квітня 2021 р.,
протокол № 4

Розробник: к.т.н., доцент кафедри екології СКИБА Галина

Житомир
2021

ЗМІСТ

ВСТУП…….. 3
Методичні вказівки до оформлення і захисту лабораторних робіт 4
Загальні правила безпеки, застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії . 5
Змістовні модулі курсу…… 6
ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ…… 9
Аналітична кислотно-основна класифікація катіонів……... 10
Лабораторна робота №1…… 12
Лабораторна робота №2…… 19
Лабораторна робота №3..... 21
Лабораторна робота №4……. 24
Лабораторна робота №5……. 26
Лабораторна робота №6……. 28
Лабораторна робота №7……. 31
Лабораторна робота №8……. 34
Лабораторна робота №9……. 36
Аналітичні реакції аніонів……... 38
Лабораторна робота №10……... 38
Лабораторна робота №11……... 41
Лабораторна робота №12……... 43
Лабораторна робота №13……... 45
КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ…… 52
Гравіметричний аналіз……. 52
Лабораторна робота №1…… 55
Лабораторна робота №2……. 58
Титриметричний (об'ємний) аналіз…… 61
Метод нейтралізації……. 65
Лабораторна робота №3……. 68
Метод комплексонометрії……... 69
Метод редоксиметрії…… 70
Перманганатометрія …… 72
Лабораторна робота №4……. 73
Лабораторна робота №5……. 74
Йодометрія…… 75
Лабораторна робота №6……. 77
Фотоколориметрія…… 78
Лабораторна робота №7……. 80
Потенціометрія……. 83
ДОДАТКИ ……85
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА...……...92

Вступ

Програма курсу “Аналітична хімія природного середовища” визначає задачі і місце дисципліни в системі природничих наук. Дисципліна "Аналітична хімія природного середовища" займає проміжне місце між базовими загальноосвітніми предметами та спеціальними дисциплінами і забезпечує формування основ знань та навиків спеціалістів у галузі екології. Методичні рекомендації призначені для надання допомоги студентам у виконанні лабораторних робіт та у самостійній роботі при вивченні аналітичної хімії.

В рекомендаціях представлені теоретичні та методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з якісного, кількісного аналізів.

Кожній з лабораторних робіт передує теоретична частина, призначення якої – допомогти студенту систематизувати знання, одержані після вивчення певного розділу по підручнику, навчальному посібнику, конспекту лекцій.

Експериментальна частина робіт включає опис дослідів, які студент виконує в лабораторії самостійно під загальним керівництвом викладача. Необхідні для виконання лабораторних робіт довідникові дані приведені у «Додатках».

Знання отримані при вивченні курсу «Аналітична хімія природного середовища» використовуються студентами при вивченні дисциплін “Геологія з основами геоморфології”, “Загальна екологія”, “Екологічна токсикологія”, “Оцінка впливу на довкілля”, “Вступ до фаху” та інших, передбачених навчальним планом.

Основними труднощами при вивченні курсу є його багатоплановість та комплексність. Засвоєння матеріалу неможливе без самостійної роботи з літературою, мобілізації знань, набутих у попередніх семестрах.

Методичні вказівки до оформлення і захисту лабораторних робіт

Вказівки для підготовки, виконання та здачі лабораторних робіт.

1. Основною формою підготовки, виконання та здачі лабораторного практикуму студентами є самостійна робота. Приступаючи до підготовки лабораторної роботи, виконанню завдання до неї, спочатку рекомендується вивчити теоретичну частину «Методичних вказівок». Для поглибленого вивчення теми заняття, успішного виконання та здачі роботи необхідно також уважно вивчити відповідні розділи підручника чи навчального посібника, ознайомитись із рішенням типових задач по задачнику.
2. Кожна лабораторна робота повинна бути оформлена у вигляді звіту, який включає в себе : 1) завдання до даної роботи; 2) дослідну частину роботи. Допускається оформляти звіти в загальному зошиті в клітинку. Титульна сторінка заповнюється згідно вказівок викладача. Сторінки зошита повинні бути пронумеровані на нижньому рядку. Виривати листи із зошита забороняється. На кожній сторінці зі сторони прошивки проводять поле шириною 2,5 см, а з протилежної сторони – шириною 1 см.
3. Кожну роботу потрібно починати з нової сторінки. Вказують число, потім назву роботи, потім її номер. Після цього пишуть підзаголовок: «Завдання до лабораторної роботи», а нижче повністю записують питання завдання і після кожного питання приводять короткі, але ємні відповіді. При написанні математичних формул потрібно пояснити значення символів – літер, задачі потрібно вирішувати спочатку в загальному вигляді, використовуючи загальні символи – позначення, а лише потім – в числовому вигляді. Всі записи потрібно вести охайно, без виправлень.
4. Завдання до лабораторної роботи, підготовка до неї виконується в позаурочний час, який передує лабораторній роботі. На лабораторних заняттях проводиться перевірка виконання завдань студентами, їх опитування по теоретичних питаннях роботи. До виконання лабораторної роботи студенти приступають з дозволу викладача.
5. У звіті після виконання завдання пишуть підзаголовок : «Дослідна частина». Вказують ціль роботи чи коротку характеристику

принципу її виконання, приводять короткі описання і рисунки пристроїв та приладів. Потім описують хід виконання роботи, результати вимірювань чи безпосередніх спостережень. Закінчують звіт поясненням явищ, що спостерігали, складанням хімічних рівнянь реакцій, побудовою графіків, обрахуванням результатів вимірювання. І нарешті приводять короткий висновок чи кінцевий обрахований результат.

6. Для лабораторних робіт з якісного аналізу оформлення протоколу здійснюється у наступній формі:

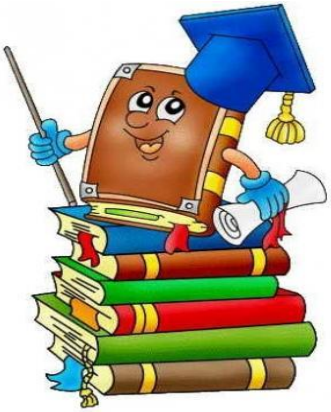
Лабораторна робота № 1

Дата: 12.03.09

Тема: Катіони першої аналітичної групи.

Що аналізують	Яким реактивом діють або яку операцію виконують	Що спостерігається (властивість аналітичної форми продукту реакції)	Рівняння хімічної реакції	Умови, ознаки, тип реакції	Заважаючі іони
Характерні реакції K^+–катіона					

Виконану лабораторну роботу студенти захищають у викладача. Для успішного захисту потрібно мати звіт і вірно скласти електронний тест з теми лабораторної роботи, який знаходиться на освітньому порталі університету. Допускається захист роботи за результатами усної співбесіди, коли потрібно відповісти на питання, пов’язані із сутністю, закономірностями явищ, які спостерігали.



Загальні правила безпеки, застережні заходи під час роботи в хімічній лабораторії

Дотримування вимог інструкції з техніки безпеки студентів під час роботи в хімічній лабораторії обов'язкове.

Вхід стороннім особам під час проведення лабораторних занять забороняється.

Необхідно знати розташування в лабораторії протипожежних засобів, аптечки й уміти ними користуватися. У разі виникнення в лабораторії під час занять аварійних ситуацій (пожежа, поява сторонніх запахів) не допускати паніки й підпорядковуватися тільки вказівкам викладача або завідувача лабораторії.

У разі нещасного випадку негайно звертатися до викладача, завідувача лабораторії. Слід пам'ятати найтиповіші приклади небезпеки при роботі в лабораторії хімії:

- отруєння кислотами, лугами, фенолом, газами;
- опіки термічні, їдкими речовинами, розчинами кислот чи лугів, непогашеним вапном, йодом, рідким бромом; порізи, удари;
- потрапляння в очі сторонніх тіл, їдких рідин; ураження електричним струмом тощо.

Під час виконання лабораторних робіт потрібно дотримуватися таких вимог, а саме:

1) до початку роботи:

– до лабораторних робіт допускають тільки студентів, які добре засвоїли правила техніки безпеки та методику проведення лабораторної роботи;

– працювати в хімічній лабораторії обов'язково в спецодязі;

– хімічні реактиви, призначені для дослідів, студентам видає викладач або лаборант у кількостях, передбачених методикою;

– забороняється їсти, пити в лабораторії, захаращувати проходи сумками;

2) під час роботи:

– не виходити з лабораторії без дозволу викладача, не вживати їжу в лабораторії;

– перед використанням будь-яких речовин для дослідів уважно розглянути етикетку на склянці, у якій зберігаються реактиви, для запобігання помилок, що можуть призвести до нещасних випадків;

– досліди проводити з тими кількостями й концентраціями речовин у посуді за тих умов і послідовності, які зазначені методикою;

– насипати або наливати реактиви слід на столі;

– забороняється брати реактиви незахищеними руками, для цього використовувати фарфорові ложки, шпателі або совочки;

– не дозволяється просипаний або пролитий випадково реактив зсипати або зливати назад у тару до основної кількості реактивів;

– усі операції з легкозаймистими речовинами, концентрованими кислотами та лугами і роботу з металічним натрієм проводити лише у витяжній шафі;

– забороняється залишати без нагляду запалені спиртівки, а також увімкнені електронагрівальні прилади;

– під час нагрівання рідин не зазирати в посудину (навіть у пробірку) згори, бо в разі можливого викидання нагрітої речовини можуть бути нещасні випадки;

– для уникнення викиду киплячої рідини з реакційної посудини нагрівання її проводити рівномірно, часто перемішуючи, заздалегідь помістивши на дно посудини 2–3 кип'ятильних камінці (дрібні шматочки пористого неорганічного матеріалу, наприклад неглазурованої облицювальної плитки);

– нагрівання пробірок з речовинами проводити поступово і рівномірно, тримати пробірку за допомогою спеціального затискувача похило, періодично струшуючи, спрямовуючи отвір пробірки від себе та від інших людей, які працюють у лабораторії;

–визначати речовину за запахом наступним чином – легким рухом долоні над отвором посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно;

3) після закінчення роботи:

– залишки кислот, лугів, сірчистих сполук, вогненебезпечних рідин зливати в призначені для цієї мети склянки (не виливати в раковини);

– вимити лабораторний посуд, розставити ємності і склянки з робочими розчинами на їх місця, витерти робочу поверхню столу, закрутити водопровідні крани, вимкнути електроприлади, витяжну вентиляцію і погасити світло в лабораторії;

– ретельно вимити руки з милом.

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Для визначення якісного хімічного складу речовини користуються як хімічними, так і фізико-хімічними методами аналізу.

Хімічні методи основані на використанні хімічних реакцій певного елемента з різними реагентами. У якісному аналізі використовуються аналітичні реакції. Аналітична реакція – це реакція, що супроводжується яким-небудь зовнішнім ефектом (утворенням або розчиненням осаду, виділенням газу, зміною кольору розчину й т.д.), який дозволяє зробити висновок про наявність відповідних іонів або молекул в аналізованій речовині. Аналітичні реакції діляться на специфічні й групові.

Специфічна реакція – це аналітична реакція, зовнішній ефект якої характерний тільки для даного іона або сполуки. За допомогою специфічної реакції іон може бути виявлений у присутності інших іонів.

Групова реакція – це реакція, зовнішній ефект якої характерний для групи іонів. За допомогою групових реакцій суміші іонів розділяють на аналітичні групи.

Більшість аналітичних реакцій виконується у водяних розчинах. Так як переважна більшість неорганічних сполук у розчинах дисоційовано, то при аналізі практично визначаються не елементи взагалі, а іони. Тому якісний аналіз ділиться на аналіз (відкриття) катіонів і аналіз аніонів.

Дробний і систематичний методи аналізу.

Якісний аналіз може бути виконаний дробним або систематичним методом.

Дробний метод аналізу полягає в тому, що іони відкривають у будь-якій послідовності за допомогою специфічних реакцій в окремих пробах розчину в присутності інших іонів. Однак, не завжди дробний метод можна використовувати на практиці, тому що не для всіх іонів є специфічні реакції. Тому при аналізі суміші іонів в основному користуються систематичним методом аналізу.

Систематичний метод якісного аналізу полягає в тому, що суміш іонів за допомогою групових реагентів попередньо розділяють у певній послідовності на аналітичні групи. Окремі іони усередині кожної групи виявляються за допомогою їх аналітичних реакцій після поділу або в умовах, що усувають (маскують) вплив інших іонів.

АНАЛІТИЧНА КИСЛОТНО-ОСНОВНА КЛАСИФІКАЦІЯ КАТІОНІВ

В основі кислотно-основної класифікації катіонів, запропонованої С.Д. Бесковим і О.А. Слизковою, лежить їх різне відношення до хлоридної і сульфатної кислот, до розчинів лугів і амоніаку. Катіони діляться на шість аналітичних груп (див. табл. 1).

Перша аналітична група катіонів (розчинна група) включає іони K^+, Na^+ і NH_4^+. Ця група не має групового реагенту, тому що більшість сполук катіонів цієї групи добре розчинні у воді.

Друга аналітична група катіонів (хлоридна група) включає катіони Ag^+, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}. Груповим реагентом є хлоридна кислота, що осаджує ці катіони у вигляді малорозчинних хлоридів.

Третя аналітична група катіонів (сульфатна група) включає катіони Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}. Їх груповим реагентом є сульфатна кислота, що осаджує ці катіони у вигляді малорозчинних у воді сульфатів.

Четверта аналітична група катіонів (амфотерна група) поєднує катіони Al^{3+}, Cr^{3+}, Sn^{2+}, Zn^{2+}. Груповим реагентом служить розчин лугу, при дії надлишку якого утворюються розчинні комплексні сполуки (гідроксокомплекси).

П'ята аналітична група катіонів (гідроксидна група) включає іони Mg^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Sb^{3+}. Як груповий реагент використовується 25%-ний розчин амоніаку, що осаджує ці катіони у вигляді гідроксидів, нерозчинних у надлишку реагенту.

Шоста аналітична група катіонів (аміачна група) поєднує іони Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}. Груповим реагентом є 25%-ний розчин амоніаку, при надлишку якого утворюються розчинні у воді комплексні сполуки (аміакати).

Аналіз суміші катіонів I-VI аналітичних груп, заснований на кислотно-основній класифікації, починають звичайно з виявлення іона амонію дробним методом.

Систематичний аналіз починають із осадження й відділення хлоридів катіонів II аналітичної групи. Потім переводять в осад і відокремлюють сульфати катіонів III аналітичної групи. При обробці розчину, отриманого після осадження катіонів II і III аналітичних груп, надлишком розчину натрій гідроксиду в осад переводять основні по своїй природі гідроксиди катіонів V і VI груп, а в розчині залишаються катіони IV аналітичної групи у вигляді відповідних гідроксокомплексів.

Таблиця 1

Аналітична кислотно-основна класифікація катіонів

№ групи	Катіони	Груповий реагент	Характеристика групи	Характер одержуваних сполук
I	**K^+**, **Na^+**, **NH_4^+**	немає	хлориди, сульфати, гідроксиди, розчинні у воді	розчин **K^+**, **Na^+**, **NH_4^+**
II	**Ag^+**, **Hg_2^{2+}**, **Pb^{2+}**	2 М розчин HCl	хлориди, малорозчинні у воді й у розведених кислотах	осад **AgCl**, **Hg_2Cl_2**, **$PbCl_2$**
III	**Ba^{2+}**, **Ca^{2+}**, **Sr^{2+}** **(Pb^{2+})**	1 М розчин H_2SO_4	сульфати, малорозчинні у воді й у розведених кислотах	осад **$BaSO_4$**, **$CaSO_4$**, **$SrSO_4$** **($PbSO_4$)**
IV	**Al^{3+}**, **Cr^{3+}**, **Sn^{2+}**, **Zn^{2+}** **(Sb^{3+})**	4 М розчин NaOH	амфотерні гідроксиди, розчинні в надлишку NaOH	розчин **$[Al(OH)_4]^-$**, **$[Cr(OH)_4]^-$**, **$[Zn(OH)_4]^{2-}$**, **$[Sn(OH)_4]^{2-}$** **($[Sb(OH)_4]^-$)**
V	**Mg^{2+}**, **Fe^{2+}**, **Fe^{3+}**, **Mn^{2+}**, **Sb^{3+}**	25%-ний розчин амоніаку	гідроксиди, не розчинні в надлишку NaOH і амоніаку	осад **$Mg(OH)_2$**, **$Mn(OH)_2$**, **$Fe(OH)_2$**, **$Fe(OH)_3$**, **$Sb(OH)_3$**
VI	**Cu^{2+}**, **Co^{2+}**, **Ni^{2+}**	25%-ний розчин амоніаку	гідроксиди, малорозчинні в надлишку NaOH, але розчинні в надлишку амоніаку	розчин **$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$**, **$[Co(NH_3)_6]^{2+}$**, **$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$**

Лабораторна робота № 1

ТЕОРЕТИЧНІ ОСНОВИ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ. РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ. ОБЛАДНАННЯ І ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Лабораторні роботи з аналітичної хімії (якісного і кількісного аналізу) є найважливішою складовою частиною курсу. Виконання робіт в лабораторії аналітичної хімії зв'язане з деякою небезпекою, бо більшість речовин, з якими працюють студенти, більш чи менш небезпечні. Тому кожний працюючий у лабораторії аналітичної хімії незалежно від характеру експерименту повинен до початку робіт познайомитися з лабораторним обладнанням і з ***основними правилами техніки безпеки*** роботи в аналітичній лабораторії.

1. Забороняється працювати одному в лабораторії, оскільки в разі нещастя нікому подати допомогу потерпілому і ліквідувати наслідки нещасного випадку.
2. Кожний працюючий повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту (ящик з просіяним піском та совком для нього, протипожежна ковдра, заряджений вогнегасник) та аптечка, яка містить все необхідне для надання першої допомоги (розчини $KMnO_4$, H,BO_3, $NaHCO$з і спиртовий розчин йоду, спирт, вата, бинти, пластир, мазь від опіків).
3. Під час роботи в лабораторії слід дотримуватися правил техніки безпеки.
4. Не можна починати роботу, поки не засвоїш всієї техніки її виконання.
5. Категорично забороняється брати речовини руками і пробувати їх на смак. Нюхати речовини можна, лише обережно направляючи на себе гази чи пару легкими рухами рук. Не можна нахилятися над посудом і вдихати на повні груди.
6. Всі досліди виконують лише в чистому посуді. Після кожного експерименту посуд зразу ж необхідно помити.
7. Під час роботи необхідно дотримуватись чистоти, охайності. Слідкувати, щоб речовини не потрапляли на руки і обличчя, тому що деякі з них (кислоти, луги та ін.) викликають. руйнування шкіри і слизових оболонок.

8. Економно витрачати реактиви, дистильовану воду, електроенергію і газ. Після закінчення роботи необхідно виключити воду і електроенергію.

9. Категорично забороняється в лабораторії їсти, пити воду, курити.

Правила роботи з небезпечними, легкозаймистими і токсичними речовинами.

1. Всі роботи з небезпечними і токсичними речовинами (приклад: дибром, органічні розчинники (приклад: хлороформ, ацетон, бензол, толуол), нітроген діоксид (NO_2), тощо) необхідно проводити лише у витяжній шафі, причому дверці шафи повинні бути опущеними на 1/2, і в гумових рукавичках.

2. Досліди з легкозаймистими, вогненебезпечними, рідинами (приклад: ефір, ацетон, бензол чи інші органічні розчинники), пов'язані з нагріванням, необхідно проводити на попередньо нагрітій водяній бані з вимкнутим пальником. При роботі завжди треба мати поблизу листовий азбест і пісок**.**

3. Якщо розлили вогненебезпечну речовину, необхідно виключити всі пальники, засипати піском розлиту речовину, потім обережно все зібрати і викинути у спеціально відведену тару.

4. Необхідно вміти користуватися вогнегасником, який є в лабораторії аналітичної хімії.

5. При загоранні одежі треба накинути на потерпілого азбестові листи, які повинні лежати постійно в лабораторії.

Робота з отруйними речовинами.

1. Всі роботи з отруйними і їдкими речовинами необхідно проводити у витяжній шафі з опущеними на 1/3 дверцятами шафи.

2. Прилад у витяжній шафі не розбирають, до тих пір, поки з шафи не буде витіснений весь газ чи пара речовини.

3. Подрібнення їдких лугів, калій перманганату тощо необхідно проводити у витяжній шафі з опущеними дверцями шафи на 2/3 і в гумових рукавичках.

4. При розчиненні концентрованої сульфатної кислоти у воді, при приготуванні хромової суміші, при змішуванні сильних кислот (приклад: нітратної і сульфатної кислот, нітратної з хлоридною слід користуватися тільки тонкостінним посудом.

5. Гарячі рідини не можна вливати у товстостінний посуд.

6. Не можна виливати у раковини залишки кислот, лугів і вогненебезпечних речовин. Ці рідини зливають у спеціальні склянки, які знаходяться у витяжній шафі.

Перша допомога при опіках та отруєннях.

1. При незначних теплових опіках шкіру необхідно обробити примочками з етанолу або водним розчином $KMnO_4$ з масовою часткою речовини 5%.

2. При "хімічних опіках" їдкими речовинами (кислотами чи лугами) необхідно промити уражене місце великою кількістю водопровідної води, а тоді водним розчином $NaHCO_3$, з масовою часткою речовини 3% (розведеним розчином CH_3COOH), після чого знову промити великою кількістю води. Аналогічним способом запобігають пошкодженню одягу та взуття, коли на них попадають кислота або луг. При потраплянні хімічних речовин в очі, їх необхідно промити великою кількістю води, потім розведеним розчином борної кислоти H_3BO_3, і негайно звернутися до лікаря.

3. При вдиханні парів диброму треба глибоко подихати над етанолом, а тоді випити молоко і вийти на свіже повітря.

4. Не можна пробувати на смак і нюхати отруйні і взагалі невідомі речовини.

5. При випадковому потраплянні реактивів всередину рекомендується випити якомога більше води. Потім необхідно: а) при отруєнню лугами випити розчин ацетатної, етанової або лимонної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 2%; б) при отруєнні кислотами випити стакан розчину натрій гідроген карбонату з масовою часткою розчиненої речовини 2%.

6. При будь-якому отруєнні необхідно створити більший приток свіжого повітря або винести потерпілого на свіже повітря.

Обладнання і техніка лабораторних робіт.

1. Місце на лабораторному столі, за яким працює студент у лабораторії аналітичної хімії, закріпляється за ним на весь час його роботи. Це робоче місце студента, за збереження якого він відповідає.

2. На робочому місці не повинно бути сторонніх речей, які не мають відношення до виконання завдань.

3. Кожен студент повинен виконувати всі досліди тільки на своєму робочому місці.

4. **Реактиви відберають** піпеткою і переносять, не торкаючись кінчиком піпетки до стінок пробірки чи іншого посуду, в якому проводять реакцію. Для роботи набирають у піпетку небагато розчину, оскільки невикористану частину розчину реактиву не можна зливати назад у склянку з реактивом. Склянки з реактивами повинні знаходитися на постійних місцях, виймати їх з ящика чи переносити зі столу на інший, брати будь-який посуд, прилади і т.п. з чужого робочого місця категорично забороняється.

5. Перш, ніж залишити лабораторію, кожен студент повинен прибрати своє робоче місце, закрити водопровідні крани та вимкнути електрику біля свого місця роботи.

Приклади розв'язування задач з теоретичних основ аналітичної хімії.

Задача 1. Обчислити ступінь дисоціації оцтової кислоти у розчині з молярною концентрацією речовини CH_3COOH 0,1 моль/дм^3.

Дано:

$C_м(CH_3COOH) = 0{,}1$ моль/дм^3

$\alpha(CH_3COOH) - ?$

Для розв'язування задачі необхідно взяти з довідника значення константи дисоціації оцетової кислоти: $К_д\ (CH_3COOH) = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язування:

1) Який ступінь дисоціації ацетової кислоти у розчині?

Формула

Отже, $\alpha(CH_3OOH) = 1{,}33\%$.

Відповідь: 1,33%.

Задача 2. Обчислити йонну силу у 0,01 М розчині КС1.

Дано:

$C_м(KC1) = 0{,}01$ моль/дм^3

Розв'язування:

1). Яка йонна сила у розчині калій хлориду з молярною концентрацією речовини КС1 0,01 моль/дм^3?

$\mu = C(KC1)$, $\mu = 0{,}01$ моль/дм^3,

Оскільки калій хлорид бінарний сильний електроліт, який у водному розчині повністю дисоційований, то $C(KC1) = C(K^+) = C(C1^-)$.

В.: 0,01 моль/дм^3.

Задача 3. Обчислити активність натрій і нітрат іонів у розчині натрій нітрату з молярною концентрацією речовини 0,1 моль/дм^3.

Дано:

$\underline{C(NaNO_3) = 0.1 \text{ моль/дм}^3}$

$a(Na^+)$ – ? $a(NO_3^-)$ – ?

Розв'язування:

1) Яка молярна концентрація речовини кожного йона у розчині?

$NaNO_3 = Na^+ + NO_3^-$

1 моль → 1 моль 1 моль

0,1 моль → 0,1 моль 0,1 моль

(Об'єм розчину сталий. Натрій нітрат у водному розчині сильний електроліт).

Отже, $[Na^+] = [N0_3^-] = C(Na^+) = C(NO_3) = C(NaNO_3) = 0,1$ моль

2) Яка йонна сила у розчині натрій нітрату?

$\mu = 1/2[C(Na^+) \cdot z^2_{Na.} + C(NO_3^-) \cdot z^2_{NO} = 1/2 \cdot [0,1 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 1^2] = 0,1.$

3) Який коефіцієнт активності натрій і нітрат іонів за цієї йонної сили?

(Значення коефіцієнта активності беруть з довідника).

$f(Na^+) = f(NO_3^-) = 0,81$

(Коефіцієнти активності йонів рівні, оскільки йони мають однаковий за величиною заряд).

4) Яка активність натрій і нітрат іонів у розчині?

$a(X) = [X] \cdot f_x$,

де [X] – молярна концентрація йона.

$a(Na^+) = a(NO_3^-) = 0,1 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,81 = 0,081 \text{ моль/дм}^3$

Відповідь: 0,081 моль/дм^3.

Задача 4. Обчислити pH у 0,01 М розчині нітратної кислоти.

Дано:

$\underline{C(HNO_3) = 0,01 \text{ моль/дм}^3}$

pH – ?

Розв'язування:

1) Яка молярна концентрація $[H^+]$ у розчині?

$[H^+] = C(HNO_3) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$,

оскільки нітратна кислота у водному розчині – сильний електроліт.

2) Який pH розчину?

$pH = - \lg[H^+] = -\lg 0,01 = 2$

Відповідь: pH = 2.

Задача 5. Обчислити pH у 0,05 М розчині калій гідроксиду (KOH).

Дано:

$\underline{C(KOH) = 0{,}05 \text{ моль/дм}^3}$

pH – ?

Розв'язування:

1) Яка молярна концентрація $[OH^-]$ у розчині калій гідроксиду?

$C(OH^-) = C(KOH) = 0{,}05$ моль/дм^3, оскільки калій гідроксид у водному розчині – сильний електроліт.

2) Який pOH розчину?

$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg 0{,}05 = 1{,}3$

3) Який pH розчину?

$pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}3 = 12{,}7$

Відповідь: pH = 12,7

Задача 6. Чи утвориться осад, якщо до 0,01 М розчину плюмбум динітрату – $Pb(NO_3)_2$ додати рівний об'єм 0,01 М розчину калій сульфату K_2SO_4? Назвати речовину осаду.

Дано:

$\underline{C(Pb(NO_3)_2 = C(K_2SO_4) = 0{,}01 \text{ моль/дм}^3}$

Чи утвориться осад – ?

Для розв'язування задачі необхідно взяти з довідника значення добутку розчинності тієї малорозчинної сполуки, яка утворюється в хімічній реакції осадження, у даному випадку це $PbSO_4$: $ДР_{PbSO4} = 1{,}6 \cdot 10^{-8}$

Розв'язування:

1) Які молярні концентрації кожної речовини в розчині після змішування розчинів?

$C(Pb(NO_3)_2) = C(K_2SO_4) = 0{,}005$ моль/дм^3 (при зливанні двох рівних об'ємів розчинів загальний об'єм розчину збільшився у 2 рази, а молярна концентрація кожної речовини в розчині зменшилась у 2 рази).

2) Які молярні концентрації іонів Pb^{2+} і SO_4^{2-} у розчині?

$[Pb^{2+}] = C(Pb(NO_3)_2) = 0{,}005$ моль/дм^3

$[SO_4^{2-}] = C(K_2SO_4) = 0{,}005$ моль/дм^3,

оскільки $(Pb(NO_3)_2$ і K_2SO_4 – сильні електроліти.

3) Який добуток молярних концентрацій Pb^{2+} і SO_4^{2-} у розчині ?

$[Pb^{2+}][SO_4^{2-}] = 0{,}005$моль/дм$^3 \cdot 0{,}005$моль/дм$^3 = 2{,}5 \cdot 10^{-5}$

4) Порівняти добуток молярних концентрацій речовин плюмбум(2+) і сульфат-іонів з $ДР_{PbSO4}$:

$2{,}5 \cdot 10^{-5} > 1{,}6\text{-}10^{-8}$

Отже, при зливанні рівних об'ємів 0,01 М розчинів $Pb(NO_3)_2$ і K_2SO_4 утворюється пересичений розчин, тому випадає осад плюмбум(II) сульфату – $PbSO_4$.

Відповідь: так.

Задача 7. Чи буде хлорна вода окиснювати калій бромід (КВг)?

Розв'язування:

Для відповіді на запитання необхідно:

1) взяти з довідника значення стандартних окисно-відновних потенціалів пари $Cl_2/2Cl^-$ і $Br_2/2Br^-$:

$E°(Cl_2/2Cl^-) = +1,35$ В, $E°(Br_2/2Br) = +1,06$ В. Отже, пара $Cl_2/2C1^-$ буде окисником по відношенню до пари $Br_2/2Br^-$.

2) знайти різницю стандартних окисно-відновних потенціалів:

$\Delta E° = E°(Cl_2/2Cl^-) - E°(Br_2/2Br) = 1,35$ В – 1,06 В = 0,29 В.

Відповідь: Різниця потенціалів позитивна, тому реакція можлива.

Порядок виконання роботи:

1. Іоно-обмінні реакції. В окремі пробірки до трьох крапель одного розчину додати три краплі іншого розчину: 1) NaCl і $AgNO_3$; 2) Na_2CO_3 і $BaCl_2$; 3) Na_2SO_3 і HCl; 4) $BaCl_2$ і H_2SO_4; 5) $FeCl_3$ і NaOH; 6) $Al_2(SO_4)_3$ і $NaOH_{надлишок}$. Написати спостереження і рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

2. Вплив гідролізу солей на pH розчину. На стрічку-папірець універсального індикаторного папірця поставити по черзі піпеткою краплю наступних розчинів: 1)$Pb(NO_3)_2$; 2)Na_2CO_3; 3) $Cr_2(SO_4)_3$; 4) $CoCl_2$; 5) NH_4Cl; 6) $NiSO_4$; 7) $FeSO_4$; 8) K_2CrO_4. Записати pH розчину за кольором універсального індикаторного папірця та рівняння реакцій гідролізу за ступенями в молекулярному та іонному вигляді.

3. Вплив кислотності середовища на перебіг окисно-відновних реакцій. Напрямок протікання окисно-відновних реакцій. В три пробірки помістити по черзі по 3-5 крапель перманганату калію та на кінчику шпателя солі натрію сульфіту. В першу пробірку додати дві краплі сульфатної кислоти, в другу – дві краплі лугу, в третю – дистильованої води. Записати спостереження, обчислити для кожної реакції електродний потенціал MnO_4^- та різницю окисно-відновних потенціалів користуючись значеннями стандартних електродних потенціалів з довідника.

Лабораторна робота № 2

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ І АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

1. Аналітичні реакції катіона калію, K^+.

1.1. Реакція з натрій гексанітрокобальтатом(III), $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Натрій гексанітрокобальтат(III) з катіонами K^+ при pH 4-5 утворює жовтий осад комплексної солі $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ – дикалій натрій гексанітрокобальтату(III):

$$2K^+ + Na^+ + [Co(NO_2)_6]^{3-} \rightarrow K_2Na[Co(NO_2)_6]\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі калію й обережно додайте 1-2 краплі свіжоприготовленого розчину $Na_3[Co(NO_2)_6]$ або кілька кристаликів сухої солі. Виконанню реакції заважають іони NH_4^+, але осад $(NH_4)_2Na[Co(NO_2)_6]$ легко розкладається при нагріванні. Тому реакцію варто проводити при нагріванні. Інші катіони I і II аналітичних груп проведенню цієї реакції не заважають. Якщо pH розчину > 7, то варто додати по краплях 2 М розчин CH_3COOH, якщо pH розчину < 3, то варто додати по краплях 2 М розчин CH_3COONa для досягнення необхідного значення pH. Середовище із pH > 7 – неприпустиме.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.2. Забарвлення полум'я. Леткі солі калію забарвлюють полум'я газового пальника у фіолетовий колір.

Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку опустіть в насичений розчин солі калію або в суху сіль калію й потім внесіть її в полум'я пальника. Забарвлення полум'я краще спостерігати через синє скло. Запишіть спостереження.

Для очищення ніхромової дротинки опустіть її в концентрований розчин HCl, потім внесіть у полум'я газового пальника. Повторіть цю операцію кілька разів. Відсутність фарбування полум'я свідчить про чистоту ніхромової дротинки.

2. Аналітичні реакції катіона натрію, Na^+.

2.1. Реакція з калій гексагідроксостибатом(V) $K[Sb(OH)_6]$. Калій гексагідроксостибат(V) з іонами Na^+ у нейтральному або слабко лужному середовищі (pH = 7-8) при охолодженні утворює білий кристалічний осад $Na[Sb(OH)_6]$ – натрій гексагідроксостибат(V):

$$Na^+ + [Sb(OH)_6]^- \rightarrow Na[Sb(OH)_6]\downarrow$$

Осад $Na[Sb(OH)_6]$ розчинний у гарячій воді й частково в лугах.

Виконанню реакції заважають кислоти, які виділяють аморфний осад, іони амонію. Солі амонію, подібно кислотам теж виділяють аморфний осад:

$$[Sb(OH)_6]^- + H^+ \rightarrow HSbO_3\downarrow + 3H_2O$$

Крім того, виконанню реакції заважають іони Li^+ і Mg^{2+}.

Виконання реакції: візьміть у пробірку 5-6 крапель розчину будь-якої солі натрію й за допомогою універсального індикатора визначте pH середовища. Якщо середовище кисле (pH < 7), нейтралізуйте його, додаючи по краплях КОН. Якщо середовище лужне (pH > 7), додайте по краплях розчин оцтової кислоти (CH_3COOH) до нейтральної реакції (pH ≈ 7). До цього розчину долийте 2-3 краплі розчину $K[Sb(OH)_6]$. Пробірку охолодіть під струменем холодної водопровідної води. Потирання стінок пробірки скляною паличкою прискорює процес випадання білого кристалічного осаду солі $Na[Sb(OH)_6]$.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Забарвлення полум'я. Леткі солі натрію забарвлюють полум'я газового пальника в жовтий колір.

Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку опустіть в насичений розчин солі натрію або в суху сіль натрію й потім внесіть її в полум'я пальника. Запишіть спостереження.

3. Аналітичні реакції катіона амонію, NH_4^+.

3.1. Реакція з лугами. Луги NaOH або КОН взаємодіють із солями амонію з виділенням газоподібного амоніаку:

$$NH_4^+ + OH^- \leftrightarrows NH_3\uparrow + H_2O$$

Амоніак, що виділяється, можна виявити за запахом або за допомогою фенолфталеїнової смужки, змоченої дистильованою водою. Утворені іони OH^- змінюють забарвлення фенолфталеїну з безбарвного на малиновий. Реакція специфічна, дозволяє виявити іон амонію в присутності всіх інших іонів.

Виконання реакції: дослід краще проводити в “газовій камері” – фарфоровій чашці, накритій годинниковим склом. На внутрішню поверхню скла помістіть змочену дистильованою водою смужку фенолфталеїнового паперу. У фарфорову чашку візьміть 2-3 краплі розчину лугу й додайте 1-2 краплі розчину будь-якої солі амонію. Закрийте фарфорову чашку годинниковим склом (трохи підігрійте її на водяній бані).

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вгляді.

3.2. Реакція з реактивом Несслера. Реактив Несслера (суміш $K_2[HgI_4]$ і KOH) утворює із катіонами NH_4^+ осад червоно-бурого кольору $[Hg_2ONH_2]I$:

$$\mathbf{NH_4^+ + 2[HgI_4]^{2-} + 4OH^- \rightarrow [Hg_2ONH_2]I\downarrow + 7I^- + 3H_2O}$$

Виконання реакції: на предметне скло або в пробірку помістіть 1-2 краплі розчину солі амонію й додайте до нього 2-3 краплі реактиву Несслера.

Виконанню реакції заважають катіони металів (наприклад, Fe^{3+}, Cr^{3+} і ін.), що утворять у лужному середовищі зафарбовані осади відповідних гідроксидів.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 3

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ II АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на катіони другої аналітичної групи є 2 М розчин хлоридної кислоти, що з катіонами Ag^+, Hg_2^{2+} і Pb^{2+} утворює білі осади AgCl, Hg_2Cl_2 і $PbCl_2$.

1. Аналітичні реакції катіона аргентуму, Ag^+.

1.1. Реакція із хлоридами. Хлоридна кислота й розчинні у воді хлориди з катіоном аргентуму утворюють білий сирнистий осад AgCl:

$$\mathbf{Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow}$$

Осад AgCl розчиняється в надлишку розчину амоніаку з утворенням безбарвної комплексної сполуки $[Ag(NH_3)_2]Cl$:

$$\mathbf{AgCl\downarrow + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-}$$

Отримана комплексна сполука стійка тільки в присутності надлишку амоніаку й може бути зруйнована сильними кислотами (HNO_3, H_2SO_4) з утворенням осаду AgCl:

$$\mathbf{[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H^+ \rightarrow AgCl\downarrow + 2NH_4^+}$$

Виконання реакції: помістіть в центрифужну пробірку (коротка конічна пробірка) 2-3 краплі розчину солі аргентуму й додайте до нього 2-3 краплі 2 М розчину HCl.

Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

До осадженого хлориду аргентуму по краплях додайте розчин амоніаку до повного розчинення осаду. До отриманого розчину додайте 1-2 краплі фенолфталеїну, а потім дією (по краплях) 2 М розчину HNO_3 нейтралізуйте надлишок основи й зруйнуйте комплекс. Помутніння розчину вказує на утворення осаду AgCl.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.2. Реакція з калій йодидом, KI. Калій йодид утворює із катіоном Ag^+ яскраво-жовтий осад аргентум йодиду, практично нерозчинний у воді й концентрованому розчині амоніаку:

$$\mathbf{Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі аргентуму й додайте до нього 2-3 краплі розчину калій йодиду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції катіона димеркурія(I), Hg_2^{2+}.

2.1. Реакція із хлоридами. Хлоридна кислота й розчинні у воді хлориди з катіоном меркурію(I) утворюють білий осад димеркурій дихлориду – Hg_2Cl_2 (каломель), при взаємодії якого з розчином амоніаку утворюється білий осад сполуки $[HgNH_2]Cl$ і виділяється металева ртуть чорного кольору.

$$\mathbf{Hg_2^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Hg_2Cl_2\downarrow}$$

$$\mathbf{Hg_2Cl_2\downarrow + 2NH_3 \rightarrow [HgNH_2]Cl\downarrow + Hg\downarrow + NH_4^+}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі меркурію(I) і додайте до нього 3-4 краплі 2 М розчину HCl. До осаду, що утворився, додайте 5-10 крапель концентрованого розчину амоніаку.

Запишіть спостереження й рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Відновлення меркурію(I) металевою міддю. Металева мідь відновлює Hg_2^{2+} до металу з утворенням амальгами:

$$\mathbf{Hg_2^{2+} + 2Cu \rightarrow 2Hg\downarrow + Cu^{2+}}$$

Виконання реакції: на мідну монету або мідну пластинку помістіть 2-3 краплі розчину солі меркурію(I). Через 2-3 хвилини змийте розчин водою й потріть поверхню шматочком фільтрувального паперу.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3. Аналітичні реакції катіона плюмбуму, Pb^{2+}.

3.1. Реакція із хлоридами. Хлоридна кислота й розчинні у воді хлориди утворюють із катіонами плюмбуму Pb^{2+} білий осад плюмбум хлориду, розчинний у гарячій дистильованій воді:

$$Pb^{2+} + 2Cl^- \rightarrow PbCl_2\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в центрифужну пробірку 2-3 краплі розчину солі плюмбуму. Додайте до нього 2-3 краплі 2 М розчину HCl.

Осад відокремте від розчину центрифугуванням.

До отриманого осаду долийте 2-3 мл дистильованої води, суміш перемішайте скляною паличкою й нагрійте пробірку на водяній бані.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з калій йодидом, KI. Калій йодид утворює із іонами плюмбуму Pb^{2+} осад жовтого кольору, розчинний у гарячій дистильованій воді:

$$Pb^{2+} + 2I^- \rightarrow PbI_2\downarrow$$

При охолодженні розчину PbI_2 знову випадає в осад у вигляді жовтих кристалів. Цю реакцію часто називають “реакцією золотого дощу”.

Виконання реакції: помістіть у пробірку 2-3 краплі розчину солі плюмбуму й додайте до нього 2-3 краплі розчину калій йодиду. До отриманого осаду долийте 3-5 мл дистильованої води й нагрійте пробірку на водяній бані до повного розчинення осаду. Охолодіть пробірку під струменем холодної води. При повільному охолодженні розчину утворюються великі золотаво-жовті кристали PbI_2.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3.3. Реакція із дикалій хроматом, K_2CrO_4. Дикалій хромат з катіонами плюмбуму Pb^{2+} утворює осад плюмбум(II) хромату $PbCrO_4$ жовтого кольору, розчинний у сильних кислотах і лугах, але нерозчинний в оцтовій кислоті:

$$Pb^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow PbCrO_4\downarrow$$

$$2PbCrO_4\downarrow + 2H^+ \rightarrow 2Pb^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

$$PbCrO_4\downarrow + 3OH^- \rightarrow [Pb(OH)_3]^- + CrO_4^{2-}$$

Виконання реакції: у пробірку помістіть 2-3 краплі розчину солі плюмбуму, додайте до нього 2-3 краплі розчину дикалій хромату. Отриманий осад розділіть на дві частини. У першу пробірку з осадом

додайте 4-5 краплі 2 М розчину NaOH або KOH. У другу пробірку з осадом додайте 4-5 краплі 2 М розчини оцтової кислоти CH_3COOH.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 4

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ ІІІ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на катіони третьої аналітичної групи є 1 М розчин сульфатної кислоти, що з катіонами Ba^{2+} і Ca^{2+} утворює осади малорозчинних сульфатів $BaSO_4$ і $CaSO_4$ білого кольору.

1. Аналітичні реакції катіона барію, Ba^{2+}.

1.1. Реакція із сульфатною кислотою. Сульфатна кислота й розчинні сульфати з іонами барію Ba^{2+} утворюють білий кристалічний осад, нерозчинний у мінеральних кислотах:

$$\mathbf{Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 1-2 краплі розчину солі барію й додайте до нього 2-3 краплі 1 М розчину H_2SO_4.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.2. Реакція із дикалій хроматом, K_2CrO_4 або дикалій дихроматом, $K_2Cr_2O_7$. Дикалій хромат з іонами барію Ba^{2+} при pH = 4-5 утворює жовтий осад барій хромату $BaCrO_4$:

$$\mathbf{Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4\downarrow}$$

Барію хромат розчинний у сильних кислотах (крім H_2SO_4), але не розчинний в оцтовій кислоті. При проведенні реакції в оцтовокислому середовищі визначенню іона барію не заважають іони Ca^{2+}, тому що осад $CaCrO_4$ не утворюється.

Виконання реакції: змішайте в пробірці по 5 крапель розчинів барій хлориду й дикалій хромату. Отриманий осад розділіть на дві пробірки. У першу пробірку з осадом додайте 2-3 мл 2 М розчину HCl, а в іншу - 2-3 мл 2 М розчину CH_3COOH.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.3. Забарвлення полум'я. Летючі солі барію забарвлюють полум'я газового пальника в жовто-зелений колір.

Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку занурте в насичений розчин солі барію або в суху сіль і потім внесіть її в полум'я газового пальника. Запишіть спостереження.

2. Аналітичні реакції катіона кальцію, Ca^{2+}.

2.1. Реакція із сульфатною кислотою. Сульфатна кислота й розчинні сульфати в концентрованих розчинах утворюють із катіоном кальцію Ca^{2+} кристали гіпсу $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ білого кольору, що мають голчасту форму:

$$\mathbf{Ca^{2+} + SO_4^{2-} + 2H_2O \rightarrow CaSO_4 \cdot 2H_2O\downarrow}$$

Виконання реакції: помістіть на предметне скло 1 краплю розчину солі кальцію, додайте до нього 1 краплю 1 М розчину H_2SO_4 і 1 краплю C_2H_5OH для зменшення розчинності. Обережно нагрійте предметне скло на водяній бані до появи білих кристалів гіпсу. Розгляньте їх під мікроскопом.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з диамоній оксалатом, $(NH_4)_2C_2O_4$. Диамоній оксалат з іонами кальцію Ca^{2+} утворює білий кристалічний осад CaC_2O_4, нерозчинний в оцтовій кислоті, але розчинний у сильних кислотах:

$$\mathbf{Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow CaC_2O_4\downarrow}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 1-2 краплі розчину солі кальцію, 3-4 краплі розчину $(NH_4)_2C_2O_4$ і 1-2 краплі 2 М розчину амоніаку. Отриманий осад розділіть на дві частини. У першу пробірку з осадом додайте 2-3 мл 2 М розчину HCl, а в іншу – 2-3 мл 2 М розчину CH_3COOH.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному виді.

2.3. Забарвлення полум'я. Летючі солі кальцію забарвлюють полум'я газового пальника в помаранчево-червоний колір.

Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку опустіть в насичений розчин кальцій хлориду або в суху сіль і потім внесіть її в полум'я газового пальника. Запишіть спостереження.

Лабораторна робота № 5

АНАЛІЗ СУМІШІ КАТІОНІВ І-ІІІ АНАЛІТИЧНИХ ГРУП

Попередні випробування.

1. За допомогою універсального індикатора визначте pH розчину.

2. Проведіть реакцію відкриття іона NH_4^+ (див. л.р.1).

1. Осадження хлоридів катіонів II аналітичної групи груповим реагентом HCl (2 M).

1.1. Помістіть в центрифужну пробірку 2-3 мл досліджуваного розчину й додайте до нього 8-10 крапель 2 М розчину HCl. Перемішайте суміш скляною паличкою й потім відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Перевірте повноту осадження. Для цього до розчину над осадом (центрифугату) додайте ще 2-3 краплі розчину HCl. Якщо при цьому не відбувається помутніння розчину, то осадження повне.

Осад 1	**Центрифугат 1**
$PbCl_2$, AgCl, Hg_2Cl_2	NH_4^+, Na^+, K^+, Ba^{2+}, Ca^{2+}

1.2. Центрифугат 1 злийте з осаду в окрему пробірку й напишіть номер (склографом або восковим олівцем). Залишіть цей розчин для подальшого аналізу.

1.3. Працюйте з осадом 1.

Осад промийте дистильованою водою, що містить 2-3 краплі HCl. Відокремте осад від розчину центрифугуванням, обережно злийте розчин з осаду в раковину. До промитого осаду додайте 2-3 мл дистильованої води, перемішайте скляною паличкою й нагрійте на водяній бані.

$PbCl_2$ (якщо він є) повинен розчинитися в гарячій воді. В осаді залишаться (якщо вони є) AgCl і Hg_2Cl_2 (осад 2).

1.4. Відокремте осад 2 від розчину центрифугуванням. Центрифугат 2 злийте в окрему пробірку й проведіть реакцію відкриття Pb^{2+} (реакцією з KI).

Осад 2	**Центрифугат 2**
AgCl, Hg_2Cl_2	Pb^{2+}

1.5. До осаду, що залишився в центрифужній пробірці 2 додайте 2-3 мл концентрованого розчину NH_3, перемішайте суміш скляною паличкою.

AgCl (якщо він є) розчиниться в розчині амоніаку з утворенням безбарвного розчину аргентум амоніакату $[Ag(NH_3)_2]Cl$ (див. л.р. 2). Hg_2Cl_2 (якщо він є) перетворюється в суміш $[HgNH_2]Cl$ і Hg – чорного кольору (див. л.р. 2).

Відокремте осад 3 від розчину центрифугуванням.

Осад 3	**Центрифугат 3**
$[HgNH_2]Cl + Hg$	$[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$

1.6. До центрифугату 3 додайте 1-2 краплі фенолфталеїну й потім по краплях розчин HNO_3 (конц.) до зникнення малинового забарвлення. Комплексна сполука $[Ag(NH_3)_2]Cl$ (якщо вона є) руйнується з утворенням білого осаду AgCl.

Примітка. Якщо при проведенні реакцій Ви не спостерігаєте очікуваний ефект, отже, у Вашому завданні відсутні відповідні катіони.

2. Визначення катіонів III аналітичної групи.

2.1. Помістіть в пробірку 2-3 краплі центрифугату 1 і додайте до нього 2-3 краплі розчину H_2SO_4 (1 М) і 5-7 крапель етанолу. Утворення осаду або помутніння розчину свідчить про присутність катіонів III групи.

2.2. Помістіть в центрифужну пробірку 1-2 мл центрифугату 1, додайте до нього 3-4 краплі розчину CH_3COONa і 4-5 крапель розчину $K_2Cr_2O_7$. Якщо в розчині присутні іони Ba^{2+}, випадає жовтий осад $BaCrO_4$.

Перевірте повноту осадження. Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Осад 4	**Центрифугат 4**
$BaCrO_4$	$NH_4^+, Na^+, K^+, Ca^{2+}, Cr_2O_7^{2-}$

2.3. Центрифугат 4 забарвлений у жовтогарячий колір через присутність іонів $Cr_2O_7^{2-}$. До цього центрифугату додайте 5-7 крапель розчину диамоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Якщо в розчині присутні іони Ca^{2+}, випаде білий осад, колір якого добре помітний після центрифугування. Осад 5 промийте дистильованою водою й перевірте його розчинність у хлоридній і оцтовій кислотах, а центрифугат 5 вилийте в раковину.

Осад 5	**Центрифугат 5**
CaC_2O_4	$NH_4^+, Na^+, K^+, Cr_2O_7^{2-}$

3. Визначення катіонів I аналітичної групи.

3.1. Якщо в попередніх випробуваннях Вами був виявлений іон амонію NH_4^+, то не слід шукати іони калію й натрію, тому що він заважає відкриттю цих іонів.

Якщо іон амонію не був виявлений, то для визначення іонів калію й натрію проводять наступні операції.

3.2. Для відкриття іонів K^+ з вихідного розчину за допомогою розчину натрій карбонату Na_2CO_3 осаджують катіони II і III аналітичних груп, а в розчині залишаються іони K^+.

У центрифужну пробірку помістіть 1-2 мл вихідного розчину й додайте 1-2 мл розчину Na_2CO_3. Відокремите осад від розчину центрифугуванням.

Осад 6	**Центрифугат 6**
Карбонати I і III груп	Na^+, K^+

3.3. До центрифугату 6 додайте 1-2 краплі фенолфталеїну, декілька крапель розчину CH_3COOH, до зникнення малинового забарвлення й небагато свіжоприготовленого розчину $Na_3[Co(NO_2)_6]$ (див. л.р. 1). Утворення жовтого осаду $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ свідчить про присутність у розчині іонів калію.

3.4. Для відкриття іонів Na^+ з вихідного розчину за допомогою розчину калій карбонату K_2CO_3 осаджують катіони II і III аналітичних груп, а в розчині залишаються іони Na^+.

У центрифужну пробірку помістіть 1-2 мл вихідного розчину й додайте 1-2 мл розчину K_2CO_3. Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Осад 7	**Центрифугат 7**
Карбонати II і III груп	Na^+, K^+

3.5. До 2-3 крапель центрифугату 7 додайте 3-4 краплі розчину $K[Sb(OH)_6]$ і охолодіть під струменем холодної води при потиранні скляною паличкою (див. л.р.1). Утворення білого дрібнокристалічного осаду $Na[Sb(OH)_6]$ свідчить про присутність іонів натрію.

Лабораторна робота № 6
АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ IV АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на катіони IV аналітичної групи є 2 М розчин натрій гідроксиду NaOH. При дії NaOH на розчин, що містить іони IV

аналітичної групи, спочатку утворюються аморфні осади відповідних гідроксидів: сіро-зелений $Cr(OH)_3$, білі $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$ і $Sn(OH)_2$. Оскільки гідроксиди хрому (III), цинку, алюмінію й плюмбуму(II) проявляють амфотерні властивості, то вони розчиняються в надлишку лугу з утворенням відповідних гідроксосполук:

$$Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow$$
$$Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3\downarrow$$
$$Cr^{3+} + 3OH^- \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow$$
$$Sn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Sn(OH)_2\downarrow$$
$$Zn(OH)_2\downarrow + 2OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$$
$$Al(OH)_3\downarrow + OH^- \rightarrow [Al(OH)_4]^-$$
$$Cr(OH)_3\downarrow + OH^- \rightarrow [Cr(OH)_4]^-$$
$$Sn(OH)_2\downarrow + OH^- \rightarrow [Sn(OH)_3]^-$$

1. Аналітичні реакції катіона цинку, Zn^{2+}.

1.1. Реакція з розчином амоніаку. Іони Zn^{2+} з розчином амоніаку утворюють білий осад цинк гідроксиду, що розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням аміаката цинку:

$$Zn^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+$$
$$Zn(OH)_2\downarrow + 4NH_3 \rightarrow [Zn(NH_3)_4]^{2+} + 2OH^-$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі цинку. Долийте до нього по краплях 2 М розчини амоніаку до утворення білого осаду. До отриманого осаду долийте надлишок розчину NH_3 до розчинення осаду.

Запишіть спостереження й рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.2. Реакція з дитизоном. Іони Zn^{2+} з дитизоном (дифенілтіокарбазоном, C_6H_5-NH-NH-CS-N=N-C_6H_5, H_2Dz) утворюють внутрішньокомплексну сіль червоного кольору, розчинну в хлороформі ($CHCl_3$).

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі цинку, додайте 2-3 краплі ацетатного буфера й потім 2-3 краплі 10% розчину дитизону в хлороформі. Енергійно струсіть пробірку. Утворена в результаті реакції внутрішньокомплексна сіль, екстрагується в шар хлороформу, і він забарвлюється в червоний колір. Запишіть спостереження.

2. Аналітичні реакції катіона алюмінію, Al^{3+}.

2.1. Реакція з розчином амоніаку. Іони Al^{3+} утворюють із розчином амоніаку білий аморфний осад алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$, нерозчинний у надлишку амоніаку:

$$\mathbf{Al^{3+} + 3NH_3 + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі алюмінію й додайте до нього 5-6 крапель 2 М розчину NH_3. Перевірте розчинність алюміній гідроксиду в надлишку розчину амоніаку. Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному виді.

2.2. Реакція з алізарином. Алізарин – $C_{14}H_6O_2(OH)_2$, утворює із $Al(OH)_3$ внутрішньокомплексну сіль червоного кольору (алюмінієвий лак).

Виконання реакції: візьміть шматочок фільтрувального паперу й нанесіть на нього піпеткою 1 краплю розчину солі алюмінію. Потримаєте папір протягом 1-2 хвилини над відкритою склянкою з концентрованим (25%) розчином NH_3. На папері утвориться $Al(OH)_3$. У центр вологої плями нанесіть краплю алізарину й ще 1-2 хвилини потримаєте фільтрувальний папір над склянкою з концентрованим розчином NH_3.

Підсушіть фільтрувальний папір над полум'ям газового пальника. При цьому зникає фіолетове забарвлення алізарину, а червона пляма алюмінієвого лаку залишається. Запишіть спостереження в зошит.

3. Аналітичні реакції катіона хрому(III), Cr^{3+}.

3.1. Реакція з лугами. Натрій і калій гідроксиди осаджують іони Cr^{3+} у вигляді гідроксиду $Cr(OH)_3$ сіро-зеленого кольору, що розчиняється в надлишку лугу з утворенням зеленого розчину тетра- або гексагідроксохромата (III).

$$\mathbf{Cr^{3+} + 3OH^- \rightarrow Cr(OH)_3\downarrow}$$

$$\mathbf{Cr(OH)_3\downarrow + OH^- \rightarrow [Cr(OH)_4]^-}$$

3.2. Реакція з гідроген пероксидом в лужному середовищі. Іони Cr^{3+} у надлишку лугу окиснюються гідроген пероксидом H_2O_2 до хромат-іонів CrO_4^{2-} - жовтого кольору:

$$\mathbf{2Cr^{3+} + 10OH^- + 3H_2O_2 \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі хрому (III) і додайте 6-7 крапель 2 М розчину NaOH до утворення зеленого розчину гідроксокомплексу хрому(III). До отриманого розчину додайте 3-4 краплі 10% розчину H_2O_2 і нагрівайте суміш на водяній

бані протягом 2-3 хвилин. Забарвлення розчину в жовтий колір свідчить про утворення іона CrO_4^{2-}.
Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

4. Аналітичні реакції катіона стануму(II), Sn^{2+}.

4.1. Реакція із солями бісмуту(III) у лужному середовищі. Іони Sn^{2+} у лужному середовищі окиснюються солями бісмуту(III) до Sn^{4+} з утворенням чорного осаду металевого бісмуту:

$$\mathbf{2Bi^{3+} + 3[Sn(OH)_3]^- + 9OH^- \rightarrow 2Bi\downarrow + 3[Sn(OH)_6]^{2-}}$$

Виконання реакції: до 2-3 крапель розчину солі Sn^{2+} додайте надлишок розчину NaOH (4 М) – до розчинення білого осаду, що утворився, $Sn(OH)_2$. До отриманого розчину додайте по краплях розчин солі Bi^{3+} до появи чорного осаду.
Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному виді.

Лабораторна робота № 7
АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ V АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на катіони V аналітичної групи є 25% розчин NH_3. При дії розчину амоніаку на розчин, що містить катіони V аналітичної групи, утворюються аморфні осади відповідних гідроксидів: білі $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Sb(OH)_3$, червоно-бурий $Fe(OH)_3$ і жовто-рожевий $Mn(OH)_2$, які нерозчинні в надлишку NH_3.

$$\mathbf{Mg^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+}$$
$$\mathbf{Fe^{2+} + 2NH_3 + 2\,H_2O \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+}$$
$$\mathbf{Fe^{3+} + 3NH_3 + 3H_2O \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+}$$
$$\mathbf{Mn^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O \rightarrow Mn(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+}$$
$$\mathbf{Sb^{3+} + 3NH_3 + 3H_2O \rightarrow Sb(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину відповідної солі й 2-3 краплі 25% розчину амоніаку.
Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному виді.
Гідроксиди $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ і $Mn(OH)_2$ розчиняються в насиченому розчині NH_4Cl:

$$Mg(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+ \rightarrow Mg^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O$$

Основи $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ і $Mn(OH)_2$ не розчиняються в розчинах лугів і амоніаку, але легко розчиняються в сильних кислотах. Ферум гідроксид(II) у лужному середовищі швидко окиснюється киснем повітря до ферум гідроксиду(III):

$$4Fe(OH)_2\downarrow + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3\downarrow$$

Стибій гідроксид $Sb(OH)_3$ розчиняється в розчинах лугів і концентрованій хлоридній кислоті з утворенням відповідних комплексних іонів $[Sb(OH)_4]^-$ і $[SbCl_4]^-$.

1. Аналітичні реакції катіона магнію, Mg^{2+}.

1.1. Реакція з 8-оксихіноліном, (C_9H_6NOH). Іони Mg^{2+} в амоніачному середовищі (pH = 9-10) з 8-оксихіноліном утворюють зеленувато-жовтий осад магній оксихінолят $Mg(C_9H_6NO)_2$:

$$Mg^{2+} + 2C_9H_6NOH \rightarrow Mg(C_9H_6NO)_2 + 2H^+$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі магнію, 3-4 краплі амоніачного буферного розчину й 3-4 краплі розчину 8-оксихіноліну. Перемішайте суміш паличкою.
Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.2. Реакція з натрій гідрогенфосфатом, Na_2HPO_4. Катіони магнію Mg^{2+} у присутності амоніаку й амоній хлориду утворюють білий кристалічний осад амоній магній фосфату $MgNH_4PO_4$, що легко розчиняється в оцтовій і сильних кислотах:

$$Mg^{2+} + NH_3 + HPO_4^{2-} \rightarrow MgNH_4PO_4\downarrow$$

$$MgNH_4PO_4\downarrow + 3\,H+ \rightarrow Mg^{2+} + NH_4^+ + H_3PO_4$$

$$MgNH_4PO_4\downarrow + CH_3COOH \rightarrow Mg^{2+} + NH_4^+ + CH_3COO^- + HPO_4^{2-}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі магнію, додайте 2-3 краплі розчину HCl (2 М) і 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4. Потім додайте в пробірку 1 краплю розчину фенолфталеїну й по краплях розчин амоніаку (2 М), перемішуючи вміст пробірки скляною паличкою, до появи рожевого забарвлення фенолфталеїну (pH ≈ 9). У присутності іона Mg^{2+} випадає білий кристалічний осад.
Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

1.3. Реакція з розчинами лугів. Іони Mg^{2+} з розчином NaOH або KOH утворюють білий аморфний осад $Mg(OH)_2$, нерозчинний у надлишку лугу, але розчинний у концентрованому розчині NH_4Cl:

$$Mg(OH)_2\downarrow + 2NH_4^+ \rightarrow Mg^{2+} + 2NH_3 + 2H_2O$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі магнію й додайте до нього 4-5 крапель розчину NaOH (2 М), а потім 5-7 крапель розчину NH_4Cl.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції катіона феруму(II), Fe^{2+}.

2.1. Реакція з калій гексаціанофератом(III), $K_3[Fe(CN)_6]$. Іони Fe^{2+} у кислому середовищі з калій гексаціанофератом(III) утворюють синій осад – калій ферум(II) гексаціаноферат(III) (турнбулева синь):

$$Fe^{2+} + K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow KFe[Fe(CN)_6]\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі феруму(II), додайте 1-2 краплі 2 М розчину HCl і 1-2 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3. Аналітичні реакції катіона заліза(III), Fe^{3+}

3.1. Реакція з калій гексаціанофератом(II), $K_4[Fe(CN)_6]$. Іони Fe^{3+} у кислому середовищі з калій гексаціанофератом(II) утворюють темно-синій осад калій ферум(III) гексаціаноферат(II) (берлінська лазур):

$$Fe^{3+} + K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow KFe[Fe(CN)_6]\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі феруму(III), додайте 1-2 краплі 2 М розчину HCl і 1-2 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з амоній роданідом, NH_4SCN, або калій роданідом, KSCN. Іони Fe^{3+} у кислому середовищі (pH = 2) з амоній роданідом або калій роданідом утворюють комплексну сполуку, що забарвлює розчин у криваво-червоний колір:

$$Fe^{3+} + 6SCN^- \rightarrow [Fe(SCN)_6]^{3-}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі солі феруму(III). Універсальним індикатором перевірте pH. При необхідності додайте 1-2 краплі 2 М розчину HCl. Додайте 2-3 краплі насиченого розчину роданіду амонію (або калію) або суху сіль. Зверніть увагу на забарвлення розчину.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

4. Аналітичні реакції катіона мангану(II), Mn^{2+}.

4.1. Реакція з бісмутатом натрію, $NaBiO_3$. Іони Mn^{2+} в нітратнокислому середовищі окиснюються бісмутатом натрію до іонів MnO_4^-, що забарвлює розчин у малиновий колір:

$$2Mn^{2+} + 5NaBiO_3 + 4H^+ \rightarrow 2MnO_4^- + 5Bi^+ + 5Na^+ + 2H_2O$$

Виконання реакції: внесіть у пробірку на кінчику шпателя трошки порошку бісмутата натрію. Додайте 2 мл 2 М розчину нітратної кислоти й 1-2 краплі розчину солі мангану(II). Малиновий колір розчину вказує на утворення іона MnO_4^-.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

5. Аналітичні реакції катіона стибію(III), Sb^{3+}.

5.1. Реакція з тіосульфатом натрію, $Na_2S_2O_3$. Катіони Sb^{3+} при нагріванні з тіосульфатом натрію утворюють осад червоного кольору (сульфооксид стибію(III), Sb_2OS_2):

$$2Sb^{3+} + 2S_2O_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow Sb_2OS_2\downarrow + 2SO_4^{2-} + 6H^+$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину хлориду стибію(III), додайте декілька крапель сульфатної кислоти (1 М), киньте кристалик $Na_2S_2O_3$ і нагрійте на водяній бані. Утвориться червоний осад Sb_2OS_2.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 8

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ VI АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на катіони VI аналітичної групи є 25% розчин NH_3. При дії надлишку розчину амоніаку на розчин, що містить катіони VI аналітичної групи, утворюються забарвлені розчини комплексних сполук – аміакатів.

1. Аналітична реакція катіона купруму(II), Cu^{2+}.

1.1. Реакція з розчином амоніаку. Катіони Cu^{2+} з надлишком концентрованого розчину амоніаку утворять комплексну сполуку - аміакат купруму(II), яскраво-синього кольору:

$$Cu^{2+} + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі купруму(II) і додайте до нього 4-6 крапель 25% розчину амоніаку. Зверніть увагу на колір розчину.
Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному виді.

2. Аналітичні реакції катіона кобальту(II), Co^{2+}.

2.1. Реакція з розчином амоніаку. Катіони Co^{2+} з надлишком концентрованого розчину амоніаку утворюють комплексну сполуку – аміакат кобальту(II), $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, яскраво-коричневого кольору:

$$Co^{2+} + Cl^- + NH_3 + H_2O \rightarrow CoOHCl\downarrow + NH_4^+$$

$$CoOHCl\downarrow + 6NH_3 \rightarrow [Co(NH_3)_6]^{2+} + OH^- + Cl^-$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі кобальт хлориду(II) і додайте 1-2 краплі 25% розчину амоніаку. Спостерігайте випадання синього осаду основної солі кобальту(II) – CoOHCl. Розчиніть осад у надлишку 25% розчину амоніаку.
Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з амоній роданідом, NH_4SCN (або калій роданідом, KSCN). Катіон Co^{2+} у нейтральному або слабокислому середовищі з роданід-іонами утворює комплексний іон $[Co(SCN)_4]^{2-}$, забарвлений у синій колір:

$$Co^{2+} + 4SCN^- \rightarrow [Co(SCN)_4]^{2-}$$

Виконанню реакції заважають іони Fe^{3+}, що утворюють із роданід-іоном комплексну сполуку криваво-червоного кольору. Тому при визначенні іонів Co^{2+} реакцією з роданід-іоном у присутності Fe^{3+} у реакційну суміш додають суху сіль натрій флуориду (або амоній флуориду) для зв'язування іонів Fe^{3+} у міцний безбарвний комплекс $[FeF_6]^{3-}$.
Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі кобальту(II), 5-6 крапель насиченого розчину амоній роданіду (або калій роданіду) і 5-6 крапель суміші ізоамілового спирту з ефіром. Струсніть пробірку. Утворена комплексна сполука екстрагується у верхній органічний шар і забарвить його в синій колір.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3. Аналітичні реакції катіона ніколу(II), Ni^{2+}.

3.1. Реакція з розчином амоніаку. Катіони Ni^{2+} з розчином амоніаку спочатку утворюють ясно-зелений осад основної солі ніколу (II), що потім розчиняється в надлишку концентрованого розчину амоніаку з утворенням синього розчину аміакату ніколу(II) $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$:

$$Ni^{2+} + Cl^- + NH_3 + H_2O \rightarrow NiOHCl\downarrow + NH_4^+$$

$$NiOHCl\downarrow + 6NH_3 \rightarrow [Ni(NH_3)_6]^{2+} + OH^- + Cl^-$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину нікол(II) хлориду або іншої солі ніколу(II) і додайте по краплях 25% розчин амоніаку до утворення ясно-зеленого осаду основної солі ніколу(II), а потім надлишок 25% розчину амоніаку до розчинення осаду. Зверніть увагу на колір розчину, що утворився.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з диметилгліоксимом (реактивом Чугаева), $C_4H_8N_2O_2$. Катіони Ni^{2+} в амоніачному середовищі (pH = 9) утворюють із диметилгліоксимом малорозчинну внутрішньокомплексну сіль яскраво-рожевого кольору:

$$Ni^{2+} + 2C_4H_8N_2O_2 + 2NH_3 \rightarrow [Ni(C_4H_7N_2O_2)_2]\downarrow + 2NH_4^+$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі ніколу(II), додайте до нього 5-6 крапель 25% розчину амоніаку й 2-3 краплі реактиву Чугаева. Струсніть пробірку й спостерігайте утворення яскраво-червоного осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 9
АНАЛІЗ СУМІШІ КАТІОНІВ IV - VI АНАЛІТИЧНИХ ГРУП

Попередні випробування.

1. Зверніть увагу на забарвлення розчину. Відсутність забарвлення дає можливість припустити, що в розчині немає катіонів Cr^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}.

Іони: Cr^{3+} забарвлюють розчин у фіолетовий колір,

Fe^{2+}	- « -	у якраво-зелений колір,
Fe^{3+}	- « -	у жовтий колір,
Mn^{2+}	- « -	у яскраво-рожевий колір,
Cu^{2+}	- « -	у блакитний колір,
Co^{2+}	- « -	у рожевий колір,
Ni^{2+}	- « -	у зелений колір.

Примітка: у розведених розчинах забарвлення іонів Fe^{2+} і Mn^{2+} не спостерігається.

На підставі забарвлення розчину зробіть припущення про можливу присутність іонів.

2. За допомогою універсального індикатора визначте pH розчину.

3. Дробним методом проведіть відкриття іонів, виявленню яких не заважають інші іони:

Fe^{2+} – реакція з калій гексаціанофератом(III);

Fe^{3+} – реакція з калій гексаціанофератом(II) й амоній роданідом;

Mn^{2+} – реакція з бісмутатом натрію в присутності нітратної кислоти.

4. Осадження катіонів V і VI аналітичних груп.

Помістіть в центрифужну пробірку 2-3 мл досліджуваного розчину й долийте до нього надлишок розчину NaOH (2H). Суміш перемішайте скляною паличкою. Осад 1 відокремите від розчину центрифугуванням. Центрифугат 1 злийте в окрему пробірку й напишіть на ній номер.

Осад 1	**Центрифугат 1**
$Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$
$Mn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$	$[Al(OH)_6]^{3-}$
$Co(OH)_2$, $Ni(OH)_2$	$[Cr(OH)_6]^{3-}$

5. Відкриття іонів Zn^{2+}, Al^{3+}, Cr^{3+}.

Помістіть в пробірку 2-3 мл центрифугату 1 і додайте до нього для нейтралізації 1-2 мл розчину HCl (2H).

З отриманого розчину в окремих пробах дробним методом відкрийте іони:

Zn^{2+} – реакція з дитизоном;

Al^{3+} – реакція з алізарином;

Cr^{3+} – реакція з пероксидом водню в надлишку лугу.

6. Розчинення осаду 1 і відкриття іонів Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}.

До осаду 1 долийте 2-3 мл розчину HNO_3 (2Н) і нагрійте на водяній бані до повного розчинення осаду. У розчині перебувають іони Fe^{3+}, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}.

З отриманого розчину в окремих пробах дробним методом відкрийте іони:

Cu^{2+} – реакція з надлишком розчину амоніаку;

Co^{2+} – реакція з амоній або калій роданідом;

Ni^{2+} – реакція з реактивом Чугаева.

Результати аналізу у вигляді рівнянь реакцій запишіть у робочому зошиті й покажіть звіт викладачеві.

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ

Загальноприйнятої класифікації аніонів не існує. Найчастіше використовується класифікація аніонів по розчинності солей барію й аргентуму.

Перша аналітична група аніонів поєднує іони SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SiO_3^{2-}, які утворюють малорозчинні солі барію. Груповим реагентом є розчин барій хлориду $BaCl_2$.

Друга аналітична група аніонів включає іони Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}, які утворюють малорозчинні солі аргентуму. Груповим реагентом є розчин аргентум нітрату $AgNO_3$.

Третя аналітична група аніонів поєднує іони NO_3^-, CH_3COO^-, MoO_4^{2-}, WO_4^{2-}, VO_3^- більшість солей яких добре розчинні у воді. Групового реагенту немає.

Аналіз аніонів має свої особливості. Аніони звичайно відкривають дробним методом в окремих порціях досліджуваного розчину. При виконанні характерних реакцій на аніони варто звернути особливу увагу на властивості й розчинність одержуваних осадів солей барію й аргентуму (тому що зовнішній вигляд осадів багатьох аніонів практично однаковий).

Лабораторна робота № 10

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ І АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ (SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SiO_3^{2-})

Груповим реагентом на аніони I групи є розчин барій хлориду $BaCl_2$. У результаті утворюються солі, малорозчинні у воді, але легко розчинні в мінеральних кислотах (за винятком $BaSO_4$ і $BaSiO_3$). Солі аргентуму аніонів I групи розчиняються в розведеній нітратній кислоті, HNO_3.

1. Аналітична реакція сульфату-іона, SO_4^{2-}.

1.1. Реакція з барій хлоридом. Аніон SO_4^{2-} з катіоном Ba^{2+} утворює білий кристалічний осад барій сульфату ($BaSO_4$), нерозчинний у мінеральних кислотах:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину будь-якого сульфату (Na_2SO_4, K_2SO_4 або $(NH_4)_2SO_4$) і додайте до нього 2-3

краплі розчину барій хлориду ($BaCl_2$). Отриманий осад розділіть у дві пробірки. У першу пробірку додайте 4-5 крапель розчину CH_3COOH (2 М), а в іншу – 4-5 крапель HCl (2М).

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції карбонат-іона, CO_3^{2-}.

2.1. Реакція із барій хлоридом. Карбонат-іон CO_3^{2-} з катіоном Ba^{2+} утворює осад барій карбонату ($BaCO_3$) білого кольору. Як всі карбонати, $BaCO_3$ легко розчиняється в хлоридній, нітратній і оцтовій кислотах з виділенням оксиду карбону (IV), CO_2:

$$\mathbf{Ba^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow BaCO_3\downarrow}$$

$$\mathbf{BaCO_3\downarrow + 2H^+ \rightarrow Ba^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину будь-якого карбонату (Na_2CO_3, K_2CO_3 або $(NH_4)_2CO_3$) і додайте до нього 3-4 краплі розчину барій хлориду $BaCl_2$. Розділіть осад у дві пробірки. У першу пробірку додайте 1-2 мл CH_3COOH (2 М), а в іншу – 1-2 мл HCl (2 М).

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з мінеральними кислотами. HCl, HNO_3 і H_2SO_4 виділяють із карбонатів вільну карбонатну кислоту (H_2CO_3), що розпадається на CO_2 і H_2O. Утворений CO_2 можна виявити за допомогою реакції із $Ca(OH)_2$ (вапняна вода), при цьому випадає білий осад $CaCO_3$:

$$\mathbf{CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O}$$

$$\mathbf{Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O}$$

Виконання реакції. Реакцію краще проводити в посудині Ландольта. В одне з колін посудини помістіть 5-6 крапель насиченого розчину $Ca(OH)_2$. В інше коліно – 4-5 крапель розчину будь-якого карбонату й додайте туди ж 5-6 крапель HCl (2 М). Закрийте посудину пробкою й спостерігайте утворення осаду в коліні з розчином кальцій гідроксиду.

Запишіть спостереження й рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3. Аналітичні реакції фосфат-іона, PO_4^{3-}.

3.1. Реакція із барій хлоридом. Барій хлорид утворює із розчинними солями фосфатної кислоти білі осади барій гідро фосфату,

$BaHPO_4$ (pH = 7-9) або барій фосфату $Ba_3(PO_4)_2$, (pH > 9), які розчиняються в мінеральних кислотах:

$$\mathbf{HPO_4^{2-} + Ba^{2+} \rightarrow BaHPO_4\downarrow}$$

$$\mathbf{2PO_4^{3-} + 3Ba^{2+} \rightarrow Ba_3(PO_4)_2\downarrow}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 3-4 краплі розчину натрій гідрофосфату (Na_2HPO_4) і додайте 2-3 краплі розчину барій хлориду ($BaCl_2$). Перевірте розчинність отриманого осаду в мінеральних кислотах (крім H_2SO_4), наприклад, в HCl і в CH_3COOH.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з молібденовою рідиною, розчин амоній молібдата $(NH_4)_2MoO_4$ в нітратній кислоті. Амоній молібдат в нітратній кислоті й амоній нітраті (NH_4NO_3) при нагріванні утворює із фосфат-іоном (PO_4^{3-}) жовтий кристалічний осад амоній фосфоромолібдата, $(NH_4)_3[P(Mo_3O_{10})_4]$:

$$\mathbf{PO_4^{3-} + 3NH_4^+ + 12MoO_4^{2-} + 24H^+ \rightarrow (NH_4)_3[P(Mo_3O_{10})_4]\downarrow + 12H_2O}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину амоній молібдату й нагрійте його на водяній бані. Додайте до теплого розчину 2-3 краплі розчину HNO_3 (2 М) і кілька кристалів NH_4NO_3 (для зменшення розчинності осаду). До отриманої суміші додайте 2-3 краплі розчину H_3PO_4 або будь-якої його солі.

Так як осад розчиняється в надлишку H_3PO_4 або Na_2HPO_4, то варто брати надлишок молібденової рідини. При малій концентрації фосфат-іонів осад може не утворитися, але розчин при цьому зафарбується в жовтий колір.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному виді.

Якщо в розчині присутні відновлювачі (S^{2-}, Sn^{2+}, Fe^{2+} і ін.), які відновлюють іон MoO_4^{2-} до молібденової сині (суміш сполук молібдену різних ступенів окислювання), то розчин забарвлюється в синій колір. Для видалення відновлювачів попередньо необхідно прокип'ятити 2-3 краплі досліджуваного розчину з 1-2 краплями концентрованої нітратної кислоти, а потім провести реакцію відкриття фосфат-іона.

4. Аналітичні реакції силікат-іона, SiO_3^{2-}.

4.1. Реакція з розведеними кислотами. Іони SiO_3^{2-} з розведеними розчинами кислот утворюють силікатну кислоту у вигляді гелю:

$$\mathbf{SiO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2SiO_3\downarrow}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину натрій силікату (Na_2SiO_3) і додайте 3-4 краплі розчину HCl (2 М). Спостерігайте утворення силікатної кислоти у вигляді гелю.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

4.2. Реакція із солями амоніаку. Солі амоніаку (NH_4Cl, або $(NH_4)_2SO_4$, або NH_4NO_3) при дії на аніон SiO_3^{2-} виділяють із розчинів силікатів, внаслідок зсуву реакції гідролізу, силікатну кислоту (H_2SiO_3) у вигляді гелю:

$$\mathbf{SiO_3^{2-} + 2NH_4^+ + (2H_2O) \leftrightarrow H_2SiO_3\downarrow + 2NH_3 + (2H_2O)}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину натрій силікату Na_2SiO_3 і додайте 5-6 крапель розчину амоній хлориду (NH_4Cl). Суміш нагрійте на водяній бані. Спостерігайте утворення студенистого осаду силікатної кислоти.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 11

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ІІ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на аніони ІІ групи є розчин аргентум нітрату ($AgNO_3$). У результаті утворюються солі, нерозчинні у воді й розведеній нітратній кислоті. Солі барію з аніонами ІІ групи розчинні у воді.

1. Аналітичні реакції хлорид-іона, Cl^-.

1.1. Реакція з аргентум нітратом, $AgNO_3$. Іон аргентуму Ag^+ утворює із хлорид-іоном Cl^- білий аморфний осад аргентум хлориду (AgCl), нерозчинний у воді й кислотах. Осад аргентум хлориду (AgCl) легко розчиняється в розчині амоніаку з утворенням комплексної сполуки $[Ag(NH_3)_2]Cl$. При дії нітратної кислоти комплексний іон $[Ag(NH_3)_2]^+$ руйнується й знову випадає осад аргентум хлориду (AgCl):

$$\mathbf{Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow}$$

$$AgCl\downarrow + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

$$[Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H^+ \rightarrow AgCl\downarrow + 2NH_4^+$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину будь-якого хлориду (NaCl, або KCl, або NH_4Cl) і додайте 2-3 краплі розчину аргентум нітрату ($AgNO_3$). До осаду, що утворився, аргентум хлориду (AgCl), додайте по краплях розчин амоніаку NH_3 (25%) до повного розчинення осаду. До отриманого безбарвного розчину комплексної сполуки додайте по краплях нітратну кислоту до появи білого осаду (pH < 7).

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції сульфід-іона, S^{2-}.

2.1. Реакція з розчинами розведених кислот (HCl або H_2SO_4). Розведені розчини хлоридної й сульфатної кислот розкладають сульфіди з виділенням сірководню (H_2S). Сірководень може бути виявлений за запахом або за почорнінням фільтрувального паперу, змоченого плюмбум(II) ацетатом, $Pb(CH_3COO)_2$:

$$S^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2S\uparrow$$

$$H_2S\uparrow + Pb^{2+} + 2CH_3COO^- \rightarrow Pb\downarrow + 2CH_3COOH$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі (Na_2S, K_2S, або $(NH_4)_2S$) і додайте 3-4 краплі розчину сульфатної (1 М) або хлоридної (2 М) кислот. Утворений H_2S визначте за запахом, або піднісши до краю пробірки фільтрувальний папір, змочений ацетатом свинцю (на папері з'явиться чорна пляма плюмбум сульфіду).

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція із солями кадмію(II). Сульфід-іон (S^{2-}) утворює із солями кадмію(II) жовтий осад кадмій(II) сульфіду:

$$S^{2-} + Cd^{2+} \rightarrow CdS\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину натрій сульфіду й додайте 2-3 краплі розчину солі кадмію(II) $Cd(NO_3)_2$. Спостерігайте утворення жовтого осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному виді.

2.3. Реакція із солями стибію(III). Сульфід-іон S^{2-} утворює із солями стибію(III) осад стибію(III) сульфіду (Sb_2S_3) жовтогарячого кольору:

$$3S^{2-} + 2Sb^{3+} \rightarrow Sb_2S_3\downarrow$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину натрій сульфіду й додайте 2-3 краплі розчину стибій(III) хлориду ($SbCl_3$). Спостерігайте утворення жовтогарячого осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 12

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ІІІ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

1. Аналітична реакція нітрат-іона, NO_3^-.

1.1. Реакція з дифеніламіном, $(C_6H_5)_2NH$. (Розчин дифеніламіну приготовлений у концентрованій H_2SO_4 (**будьте обережні!**) Дифеніламін у присутності концентрованої сульфатної кислоти окиснюється нітрат іоном (NO_3^-) до сполуки, що має темно-синє забарвлення.

Виконання реакції: внесіть у суху пробірку (**по стінці пробірки!**) 1-2 краплі розчину будь-якого нітрату ($NaNO_3$, або KNO_3, або ін.) і додайте 1-2 краплі розчину дифеніламіну (**по стінці пробірки!**). На стінці пробірки (у місці зіткнення розчинів) спостерігайте темно-синє забарвлення.

Запишіть спостереження.

2. Аналітичні реакції аніонів MoO_4^{2-}, WO_4^{2-}, VO_3^-.

2.1. Відновлення цинком у концентрованій HCl. Аніони MoO_4^{2-}, WO_4^{2-}, VO_3^- відновлюються цинком у концентрованій хлоридній кислоті до Mo_2O_5 – зелений, W_2O_5 – синій і $VOCl_2$ – фіолетовий:

$$2WO_4^{2-} + Zn + 6H^+ \rightarrow W_2O_5 + Zn^{2+} + 3H_2O$$

$$2VO_3^- + Zn + 8H^+ + 8H_2O \rightarrow 2[VO(H_2O)_6]^{2+} + Zn^{2+}$$

$$2MoO_4^{2-} + Zn + 6H^+ \rightarrow Mo_2O_5 + Zn^{2+} + 3H_2O$$

Виконання реакції: помістіть в 3 пробірки по 3-4 краплі досліджуваних розчинів (звичайно використовується $(NH_4)_2WO_4$, $(NH_4)_2MoO_4$, NH_4VO_3), додайте 3-4 краплі концентрованої хлоридної кислоти й одну гранулу цинку. Зафарбування розчину в синій, зелений або фіолетовий колір вказує на присутність цих аніонів.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакції на аніон MoO_4^{2-} у присутності WO_4^{2-}.

Дія концентрованої HCl, розчину NH_4SCN і розчину $SnCl_2$. При виявленні MoO_4^{2-} у присутності WO_4^{2-} останній випадає в осад у вигляді H_2WO_4 під дією концентрованої HCl. Молібденова кислота (H_2MoO_4) залишається в розчині, тому що розчинна в надлишку HCl:

$$\mathbf{WO_4^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2WO_4\downarrow}$$

Потім молібденову кислоту відновлюють $SnCl_2$ у кислому середовищі, а п'ятивалентний молібден у вигляді іона $[MoO]^{3+}$ зв'язують NH_4SCN у комплексну сполуку червоного кольору:

$$\mathbf{2MoO_4^{2-} + Sn^{2+} + 12H^+ + 10SCN^- + 6Cl^- \rightarrow 2[MoO(SCN)_5]^{2-} + [SnCl_6]^{2-} + 6H_2O}$$

Після цього відновлюють вольфрамову кислоту $SnCl_2$ в концентрованій HCl до оксиду W_2O_5 синього кольору:

$$\mathbf{2H_2WO_4\downarrow + Sn^{2+} + 2H^+ + 6Cl^- \rightarrow W_2O_5 + [SnCl_6]^{2-} + 3H_2O}$$

Виконання реакції: на фільтрувальний папір нанесіть 2 краплі концентрованої HCl, 1 краплю розчину NH_4SCN і 1 краплю досліджуваного розчину ($(NH_4)_2WO_4$ і $(NH_4)_2MoO_4$), а потім – 1 краплю розчину $SnCl_2$. Пляма стане червоного кольору за рахунок утворення комплексного іона $[MoO(SCN)_5]^{2-}$. Щоб відкрити іон WO_4^{2-}, у центр плями, де є осад H_2WO_4, додайте по 1 краплі $SnCl_2$ і концентрованої HCl. У присутності іона WO_4^{2-} центр плями синіє за рахунок утворення W_2O_5, а краї залишаються червоними.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й іонно-молекулярному вигляді.

2.3. Реакції на аніон VO_3^-.

2.3.1. Реакція з пероксидом водню. Пероксид водню окиснює іон VO_3^- до надванадієвої кислоти. Колір розчину міняється від жовтогарячого до червоно-коричневого залежно від pH розчину:

$$\mathbf{VO_3^- + H_2O_2 \rightarrow VO_4^- + H_2O}$$

Виконання реакції: помістіть в пробірку 3-5 крапель розчину сульфатної кислоти (1 М) і 1 краплю розчину H_2O_2, а через 2 хвилини – 5 крапель ефіру й 3 краплі досліджуваного розчину (NH_4VO_3). Добре перемішайте. У присутності іона VO_3^- органічна фаза зафарбується в жовтогарячий колір.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й іонно-молекулярному виді.

2.3.2. Реакція з лігніном. Лігнін, що міститься в газетному папері, відновлює іон VO_3^- до нижчих ступенів окиснення, які забарвлюють газетний папір у чорно-зелений колір.

Виконання реакції: краплю аналізованого розчину (NH_4VO_3) нанесіть на газетний папір, додайте 1 краплю концентрованої H_3PO_4 і спостерігайте появу плями чорно-зеленого кольору.

Запишіть спостереження.

2.4. Реакції на аніон CH_3COO^-.

Дія сульфатної кисоти, H_2SO_4. Сульфатна кислота витісняє з розчинів ацетатів вільну оцтову кислоту, яку можна виявити за запахом.

Виконання реакції: помістіть в пробірку 5 крапель розчину ацетату натрію й додайте 2 краплі концентрованої H_2SO_4. Виявіть оцтову кислоту по запаху. Запишіть спостереження.

КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ

Кількісний аналіз вивчає методи визначення кількості складових частин (елементів, іонів, молекул, радикалів, функціональних груп і т.д.) в аналізованому зразку (речовині, складному матеріалі, мінералі, гірській породі).

Методи кількісного аналізу діляться на хімічні, фізико-хімічні й фізичні. Віднесення методу до тої або іншої групи залежить від того, якою мірою кількісне визначення засноване на використанні хімічних реакцій, фізико-хімічних або фізичних процесів.

Відповідно трьом агрегатним станам матерії - твердому, рідкому й газоподібному - кількісні виміри проводять шляхом визначення маси (зважування) і шляхом визначення об'ємів рідких і газоподібних речовин.

До хімічних методів відносяться гравіметричний (ваговий), титриметричний (об'ємний) і газовий аналіз.

Фізичні й фізико-хімічні методи включають оптичні, електрохімічні, мас-спектральний, хроматографічний, радіометричний ін.

ГРАВІМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ

Кількісний аналіз – це сукупність хімічних і фізичних методів визначення кількості елементів, іонів чи хімічних сполук у досліджуваному зразку. Методи хімічного аналізу поділяють на хімічні, фізичні та фізико-хімічні.

До хімічних належать гравіметричний і титриметричний методи, що ґрунтуються на хімічних реакціях.

Фізичні методи досліджень ґрунтуються на вивченні фізичних властивостей речовин. До них належать – спектральний, люмінесцентний, рентгеноструктурний та інші методи.

Фізико-хімічні методи аналізу передбачають використання хімічних реакцій, перебіг яких супроводжується зміною фізичних властивостей аналізованої системи. Це електрохімічні, оптичні та хроматографічні методи.

Суть гравіметричного аналізу. Гравіметричним аналізом називають метод кількісного аналізу, що ґрунтується на точному

визначенні маси речовини або її складових частин, виділених у вигляді сполуки певного складу. Гравіметричні методи поділяють на три групи: 1) методи відгонки; 2) методи осадження; 3) методи виділення.

Методами відгонки визначають тільки леткі сполуки або такі, що перетворюються на леткі в процесі аналізу. Так, можна визначити вміст кристалізаційної води в солях, висушуючи наважку солі за певної температури ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$; $FeSO_4 \cdot 7H_2O$).

Найчастіше застосовують методи осадження. Вони ґрунтуються на переведенні визначуваної речовини у важкорозчинну сполуку, яку виділяють, зважують і за масою обчислюють вміст компонента (елемента, речовини). Схема методу осадження така: певну наважку досліджуваної речовини розчиняють, діють осаджувачем для отримання важкорозчинної сполуки (осаджуваної форми), осад виділяють фільтруванням, очищують промиванням і висушують або прожарюють для отримання хімічно стійкої сполуки сталого складу, так званої гравіметричної форми.

Осаджувана форма повинна відповідати таким вимогам:

1. Осад має бути практично нерозчинним, тобто мати мале значення добутку розчинності (не вище 10^{-8}).
2. Бажано, щоб в результаті осаджування утворювались грубозернисті кристали, оскільки лише такий осад не забиває пори фільтра, слабко адсорбує з розчину сторонні речовини і легко відмивається від різних забруднень. Дрібнозернисті осади можуть проходити скрізь пори фільтра, що в гравіметричному аналізі недопустимо. Аморфні осади, особливо драглисті ($A1(OH)_3$), схильні до вбирання з розчину сторонніх речовин, їх важко відмити від домішок. Крім того аморфні осади повільно фільтруються.
3. Легко і повністю перетворюються на гравіметричну форму.

Сполуку, за масою якої оцінюють кількість визначуваного компонента, називають гравіметричною формою.

Гравіметрична форма повинна відповідати таким вимогам:

1. Склад осаду після висушування чи прожарювання повинен відповідати певній хімічній формулі.
2. Бути хімічно стійкою, не бути гігроскопічною, не поглинати вуглекислий газ, не окиснюватись і не відновлюватись під час прожарювання.
3. Відносна молекулярна маса гравіметричної форми повинна бути якомога більшою, щоб похибка визначення якнайменше впливала на результат. Наприклад, при визначенні катіонів Fe^{3+}, $A1^{3+}$

осаджуваною формою відповідно будуть $Fe(OH)_3$, $A1(OH)_3$, отримані в результаті дії гідроксиду амонію на досліджуваний розчин. Під час прожарювання ці гідроксиди втрачають воду і перетворюються на відповідні оксиди Fe_2O_3, $A1_2O_3$, які й зважують.

В окремих випадках осаджуваною і гравіметричною формою буває одна й та сама сполука. Наприклад, иони Барію осаджують з розчину сульфатною кислотою у формі $BaSO_4$ і зважують у такій самій формі, оскільки барій сульфат в результаті прожарювання не змінює свого хімічного складу.

Перевагою гравіметричного способу аналізу є висока точність результатів, а одним з головних недоліків – велика затрата часу на його виконання.

Позначення та розрахункові формули. У гравіметричному аналізі використовують такі позначення:

m(x) – маса визначуваного компонента (елемента, речовини), г;

$m_{грав}$ – маса гравіметричної форми, г;

q – маса наважки зразка, г;

ω(x) – масова частка компонента в зразку;

F(x) – фактор перерахунку маси осаду на масу компонента.

Ці величини обчислюють за такими формулами:

$$m(x) = m_{грав.} \cdot F(x) \qquad (1);$$

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{q} \qquad (2);$$

$$\omega(x) = \frac{m_{грав.} F(x)}{q} \qquad (3);$$

$$F(x) = \frac{M(x)}{M_{грав.}} \qquad (4).$$

Для обчислення фактора перерахунку молярні маси слід брати з такими стехіометричними коефіцієнтами, щоб вони були еквівалентними, тобто щоб у них містилась однакова кількість атомів відповідного елемента. Наприклад: $F(Fe) = 2M(Fe)/M(Fe_2O_3)$; $F(Ag) = M(Ag)/ M(AgC1)$; $F(Mg) = 2M(Mg)/ M(Mg_2P_2O_7)$.

Звичайно величина F залишається сталою лише за умови, якщо не змінюється ні гравіметрична форма, ні визначувана речовина.

Розглянемо приклад гравіметричного визначення методом осадження.

Визначення вмісту Барію у кристалічному барій хлориді ($BaCl_2 \cdot 2H_2O$). Осадження барію проводять з розбавленого нагрітого й підкисленого розчину, добавляючи розчин сульфатної кислоти:

$$H_2SO_4 + BaC1_2 = BaSO_4\downarrow + 2HC1$$

Важливою умовою агрегації кристалів (укрупнення) та їх чистоти є повільне додавання осаджувача. Осадження виконують за наявності хлоридної кислоти з метою запобігання забрудненню осаду. Укрупненню кристалів сприяє також нагрівання. Осадження слід закінчувати на холоді, так як розчинність барій сульфату при нагріванні дещо підвищується. Як правило, для аналізу беруть 1 М розчин сульфатної кислоти.

Лабораторна робота №1

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ФЕРУМУ, % МЕТОДОМ ОСАДЖЕННЯ

1. **Вибір осаджувача.** Осаджувачем ферум(3+)-іонів беруть розчин амоній гідроксиду:

$$[Fe(OH_2)_6]^{3+} + 3NH_3 \cdot H_2O \rightarrow [Fe(OH)_3(H_2O)_3]\downarrow + 3NH_4^+ + 3H_2O$$

$f_{екв.}(Fe^{3+}) = 1/3$,

$M(1/3\ (NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O)$, г/моль.

Ферум(III) гідроксид не розчиняється в амоній гідроксиді. Осад легко фільтрується і відмивається від адсорбованих домішок.

2. **Розрахунок теоретичної наважки $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$**

Наважку амоній ферум(III) сульфату на 24 молекули води розраховують, виходячи з загальних правил осадження аморфних осадів. Зокрема, беруть наважку речовини, яка становить кількість речовини еквівалента

$n\ (1/3\ (NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O) = 0{,}005$ моль.

З метою економії реактивів у навчальному практикумі можна брати 0.001 – 0,002 моль еквівалента речовини $(NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$, тобто

$n(1/3\ (NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O) = 0{,}001 – 0{,}002$ моль.

Тоді

$m((NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot\ 24H_2O) = M(1/3\ (NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot\cdot 24H_2O) \cdot n(1/3\ (NH_4)_2\ Fe_2(SO_4)_4 \cdot\ 24H_2O)$.

3. **Взяття наважки $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$**. Розраховану наважку зважують на технічних і уточняють на аналітичних вагах.

4. **Розчинення наважки $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$.** Наважку кількісно переносять у хімічний стакан місткістю 100 см^3, розчиняють у 15 см^3 дистильованої води, до якої добавлено 0,5 см^3 2 М розчину нітратної кислоти. Присутність кислоти виключає можливість реакції гідролізу солі феруму(III) з утворенням основної (гідроксо) солі:

$$Fe^{3+} + HOH + SO_4^{2-} \leftrightarrow Fe(OH)SO_4 + H^+$$

При цьому одержують прозорий розчин.

5. **Підготовка осаджувача.** Осаджувач – амоній гідроксид. Для осадження ферум(3+)-іонів з розчину амоній ферум(III) сульфату на 24 молекули води використовують надлишок концентрованого розчину амоній гідроксиду. Надлишок амоніаку викликає більшу адсорбцію амоній-катіонів і понижує адсорбцію та співосадження інших катіонів, оскільки за високої концентрації амоній-катіонів відбувається заміщення амоній-катіоном інших катіонів у осаді.
6. **Підготовка розчину $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$ до осадження.** Розчин $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$ нагрівають до 70-80 °С. Нагрівання необхідне для того, щоб не утворився колоїдний розчин ферум(III) гідроксиду і для посилення коагуляції у присутності електроліту – коагулятора. Роль коагулятора виконує сіль амонію, яка утворюється в результаті нейтралізації нітратної кислоти амоній гідроксидом.
7. **Одержання форми осадження – ферум(III) гідроксиду**. До гарячого розчину $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$ добавляють краплями концентрований розчин амоній гідроксиду в надлишку. Перед встановленням надлишку амоній гідроксиду за запахом, змивають внутрішні стінки стакану і паличку гарячою дистильованою водою, оскільки на них може залишитись амоніак навіть тоді, коли в розчині не буде надлишку гідроксид-іонів. Якщо встановлено, що в розчині є надлишок осаджувача, то у стакан з осадом доливають близько 50 см^3 гарячої дистильованої води і добре перемішують.

8. **Відокремлення осаду**. Через 2-3 хв відстоювання, коли осад збереться на дні стакану, фільтрують прозору рідину над ним крізь беззольний фільтр (червона смужка). Осад ферум(III) гідроксиду промивають методом декантації, для чого до нього додають 5-8 см^3 гарячого розчину амоній нітрату з масовою часткою речовини 1%.

Промивання осаду проводять 4-5 разів. Потім осад переносять на фільтр, приливши до нього 8-10 см^3 гарячого розчину амоній нітрату,

перемішавши його і зливаючи одержану каламуть по паличці на фільтр. Частинки речовини ферум(III) гідроксиду, які щільно пристали до стінок стакану, знімають шматочком фільтрувального паперу (беззольного фільтра) за допомогою скляної палички з гумовим наконечником.

Осад на фільтрі промивають цим же розчином амоній нітрату до тих пір, поки крапля фільтрату з добавленою краплею розчину барій-катіона не утворює осад, що підтверджує повноту промивання осаду.

9. Одержання гравіметричної форми Fe_2O_3

а) Висушування осаду. Лійку з промитим осадом на фільтрі закривають фільтрувальним папером з невеликими отворами і висушують у сушильній шафі (близько 30 хв).

б) Озоління фільтра. Злегка вологий фільтр з осадом переносять у фарфоровий тигель, прожарений до сталої маси, і озоляють на газовому пальнику (уникаючи загорання фільтра!).

в) Прожарювання осаду. Елементний склад форми осадження (ферум(III) гідроксиду) відрізняється від гравіметричної форми (ферум(III) оксиду), ось чому для одержування гравіметричної форми потрібна висока температура. Тому осад ферум(III) гідроксиду прожарюють 30-40 хв у муфельній печі за температури 1000-1100°С. Муфель періодично відкривають, щоб забезпечити доступ повітря для повного згорання фільтра. Тигель охолоджують у ексикаторі і зважують; знову прожарюють 20-25 хв і зважують повторно після охолодження. Прожарювання і зважування повторюють до одержування сталої маси тигля з осадом.

При прожарюванні ферум(III) гідроксид перетворюється в безводну гравіметричну форму ферум(III) оксиду:

$$[Fe(OH)_3(H_2O)_3] \rightarrow 2Fe_2O_3 + 9H_2O$$

Побічні процеси при прожарюванні:

а) окисно-відновні процеси:

$$3Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2\uparrow$$

б) термічна дисоціація оксиду за температури понад 1200°С, яка веде до часткового відновлення ферум(III) оксиду:

$$6Fe_2O_3 \rightarrow 4Fe_3O_4 + O_2\uparrow$$

Для усунення побічних процесів вчиняють так: після першого зважування холодний осад ферум(III) оксиду змочують 2-3 краплями концентрованого розчину моногідроґен триоксонітрату HNO_3 – концентрованого розчину нітратної(V) кислоти. При цьому ферум(II) окиснюється до феруму(III):

$$Fe_3O_4 + 10HNO_3 \rightarrow 3Fe(NO_3)_3 + 5H_2O + NO_2\uparrow$$

Потім тигель з осадом дуже обережно нагрівають, доторкаючись до дна тигля кінцем полум'я пальника, поки нітрат-іон повністю звітриться і з ферум(III) нітратом повністю відбудеться внутрішньо молекулярне окиснення-відновлення:

$$4Fe(NO_3)_3 \rightarrow 2Fe_2O_3 + 12NO_2\uparrow + 3O_2\uparrow$$

Після повного видалення нітроген оксидів, нагрівання підсилюють і прожарюють тигель протягом 15-20 хв. Після таких операцій маса тигля з осадом повинна залишишся сталою, хоч може дещо і збільшитися.

10. Розрахунок масової частки, %, Феруму в $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$:

а) Перерахунок гравіметричної форми на Ферум:

$$m(Fe) = m(Fe_2O_3) \times F(2M(Fe)/M(Fe_2O_3)$$

де

$2M(Fe)/M(Fe_2O_3)$ – аналітичний фактор або фактор перерахунку, який у цьому випадку дорівнює 0,6994

$(F(2M(Fe)/M(Fe_2O_3)) = 55,85$ г/моль × 2 моль/159,70 г/моль × 1 моль = 0,6994)

Отже, $m(Fe) = m(Fe_2O_3) \times 0,6994$ (г)

б) Визначення масової частки, %, Феруму в $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$:

$$w(\%)(Fe) = [m(Fe) / m((NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O)] \times 100\% =$$
$$= [m(Fe_2O_3) \times 2M(Fe)/m((NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O) \times M(Fe_2O_3)] \times 100\%$$

11. Перевірка точності визначення масової частки, %, Феруму в $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$

а) обчислення масової частки, %, Феруму в $(NH_4)_2Fe_2(SO_4)_4 \cdot 24H_2O$;

б) обчислення абсолютної похибки ($\Delta = | M_{Fe\ теор} - M_{Fедосл.} |$)

в) розрахунок відносної похибки визначення ($П = \frac{\Delta}{M_{Fет}} \cdot 100\%$)

Для одержання впевненості в достатній точності виконання визначення Феруму його потрібно виконувати не менше двох разів.

Лабораторна робота № 2

ВИЗНАЧЕННЯ КРИСТАЛІЗАЦІЙНОЇ ВОДИ В КРИСТАЛОГІДРАТІ ХЛОРИДУ БАРІЮ ($BaCl_2 \cdot H_2O$)

Залежно від термодинамічних умов одна і та ж сіль може кристалізуватися з різним числом молекул води. Так, наприклад, тетраборат натрію при температурі нижче 60°С утворить кристали сполуки $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, а вище 60°С – $Na_2B_4O_7 \cdot 5H_2O$

При нагріванні кристалогідратів виділяється кристалізаційна вода. При цьому температура висушування для різних кристалогідратів може бути різна й залежить від міцності зв'язку, координації й положення молекул води в кристалічній решітці. Так, наприклад, при визначенні кристалізаційної води в кристалогідраті щавелевої кислоти $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ температура її висушування підтримується в межах 110 - 112°С, у кристалогідратах $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ і $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$ – 120-125°С, а в мідному купоросі $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – 140-150°С тощо.

Вміст кристалізаційної води повинен відповідати приписуваній йому хімічній формулі. Тому для визначення варто брати перекристалізовану хімічно чисту сіль.

Порядок виконання:

1. Взяття наважки. Бюкс, у якому буде відбуватися зважування, необхідно ретельно вимити, висушити в сушильній шафі й поставити в ексикатор на 20 хв у ваговій кімнаті. При висушуванні й охолодженні бюкс повинен бути відкритий, а при зважуванні закритий кришкою. Після цього зважте бюкс із кришкою на аналітичних вагах. Візьміть на технічних вагах грубу наважку хлориду барію $BaC1_2 \cdot 2H_2O$ близько 1,5 г і помістіть її в бюкс, закрийте його кришкою й зважте на аналітичних вагах.

2. Висушування. Перевернувши кришку бюкса на ребро, поставте його на полицю сушильної шафи. Під бюкс підкладіть листок паперу. Закрийте дверцята шафи й тримайте в ньому бюкс біля двох годин при температурі 120-125°С. Після закінчення цього часу тигельними щипцями перемістіть бюкс разом із кришкою в ексикатор і поставте його у ваговій кімнаті. Через 20 хв закрийте бюкс кришкою й зважте на аналітичних вагах. Далі знову поставте бюкс із сіллю в сушильну шафу й протримайте його там біля години, знову охолодіть

в ексикаторі й зважте. Якщо друге зважування дало той же результат, що й перше, або відрізняється від нього не більше ніж на 0,0001 г, то кристалізаційна вода вилучена практично повністю. Якщо друге зважування відрізняється від першого більш ніж на 0,0001 г, то висушування необхідно продовжувати до одержання постійної маси. Цифрові дані всіх повторних зважувань необхідно записувати в лабораторний журнал.

3. Обчислення вмісту кристалізаційної води (у відсотках).

Припустимо, що отримано наступні цифрові дані:

маса бюкса з речовиною - 13,9602 г

маса бюкса » - 12,4234 г

наважка - 1,5368 г

Маса бюкса з речовиною після висушування: 1. 13,7352 г; 2. 13,7341 г; 3. 13,7340 г. Кількість кристалізаційної води в наважці:

$$13,9602 \text{ г} - 13,7340 \text{ г} = 0,2262 \text{ г}$$

в 1,5368 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ міститься 0,2262 г H_2O

в 100 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ » X г H_2O

$$x = \frac{0,2262 \cdot 100}{1,5368} = 14,72(\text{г}), \text{або} 14,72\%$$

4. Перевірка точності проведеного аналізу. Знайдену величину кристалізаційної води порівняйте з теоретично обчисленим значенням вмісту її в кристалогідраті $BaCl_2 \cdot 2H_2O$. Виходячи з формули, складемо наступну пропорцію:

в 244,3 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ міститься 36,03 г H_2O

в 100 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ » X г H_2O

$$x = \frac{36,03 \cdot 100}{244,3} = 14,75(\text{г}), \text{або} 14,75\%$$

Абсолютна похибка аналізу складе:

$$14,72 - 14,75 = - 0,03(\%)$$

Відносна помилка буде дорівнювати:

$$\frac{(-0,03) \cdot 100}{14,75} \approx -0,20(\%)$$

Різниця в 0,03 може бути викликана неминучими помилками зважування. Правильно проведений аналіз вважається тоді, коли ця різниця не перевищує ± 0,05%.

Аналогічним методом проводять визначення вологості різного роду речовин з тією лише різницею, що висушування проводиться не при 125°С, а при 105-110°С. Вода, адсорбована речовинами, називається

гігроскопічною. На відміну від кристалізаційної води вміст гігроскопічної води непостійний. Він залежить від температури й вологості повітря. Зважують попередньо висушений бюкс. Потім беруть наважку близько 2-5 г добре подрібненої речовини й висушують до постійної маси. Зменшення маси вказує на кількість гігроскопічної води. Результати виражають у відсотках до наважки речовини.

ТИТРИМЕТРИЧНИЙ (ОБ'ЄМНИЙ) АНАЛІЗ

Титриметричним аналізом називають метод кількісного хімічного аналізу, що оснований на точному вимірі об'єму реактиву відомої концентрації, необхідного для реакції з даною кількістю досліджуваної речовини.

Метод полягає в тому, що до розчину досліджуваної речовини А поступово додають розчин реактиву В відомої концентрації. Додавання реактиву В триває до того моменту, поки його кількість не стане еквівалентною кількості реагуючої з ним досліджуваної речовини А.

Кількісні визначення за допомогою цього методу виконуються дуже швидко. Момент закінчення реакції, коли реагуючі речовини повністю прореагують між собою, називається **точкою еквівалентності**. У цей момент кількість прореагованих речовин еквівалентна.

Титрування – це процес поступового приливання одного розчину до іншого для визначення концентрації одного із цих розчинів.

Титрант (титрованний або робочий розчин) – це розчин з точно відомою концентрацією.

Концентрацію робочих розчинів визначають за **стандартною речовиною**, яка повинна відповідати наступним вимогам: бути стійкою при зберіганні, як у твердому стані, так і в розчині, строго відповідати певній формулі, добре очищатися.

Обчислення в титриметричному аналізі.

Для вираження концентрації розчинів у цьому методі аналізу звичайно використовують **молярну концентрацію еквівалента .**

Молярна концентрація еквівалента (нормальність) – це кількість речовини еквівалента, що міститься в 1 літрі розчину.

Молярна концентрація еквівалента позначається $\mathbf{C_e}$ (допускається **N**), і розраховується за формулою:

$$C_e = n_e / V,$$

де n_e – кількість речовини еквівалента, моль;

V – об'єм розчину, л.

Одиниця вимірювання концентрації – моль/л. Кількість речовини еквівалента ($\mathbf{n_e}$) тієї або іншої речовини в заданому об'ємі дорівнює:

$$n_e = m / M_e = C_e \cdot V,$$

де m – маса речовини, г;

M_e – молярна маса еквівалента, г/моль,

V – об'єм розчину, л.

Таким чином, при титруванні в точці еквівалентності кількість речовини еквівалента титрованого розчину дорівнює кількості речовини еквівалента речовини, що визначається – **закон еквівалентів**:

$$n_e(A) = n_e(B),$$

або

$$C_e(A)\cdot V(A) = C_e(B)\cdot V(B).$$

Звідси

$$C_e(A) = \frac{C_e(B)\cdot V(B)}{V(A)}$$

Крім молярної концентрації еквівалента концентрацію виражають **титром (Т)**. **Титр** – це кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину.

Титр і молярна концентрація еквівалента розчину зв'язані формулою:

$$T = \frac{C_e \cdot M_e}{1000} = \frac{m}{V}, (г/мл)$$

Титр по речовині, що визначається – це кількість грамів речовини, що визначається, яка реагує з 1 мл титранта.

$$T(HCl/NaOH) = \frac{C_e(HCl)\cdot M_e(NaOH)}{1000}, (г/мл)$$

Прийоми титрування.

Пряме титрування – це найпростіший прийом титрування, який полягає в тому, що до певного об'єму розчину речовини, який визначається (А) по краплях доливають титрант (робочий розчин) речовини (В). Знаючи концентрацію й об'єм робочого розчину (В), витраченого на реакцію з речовиною, що визначається (А), можна легко обчислити концентрацію останнього:

$$C_e(A) = \frac{C_e(B)\cdot V(B)}{V(A)}$$

Якщо основна реакція йде повільно, або немає підходящого індикатора для фіксування точки еквівалентності, особливо при роботі з нестійкими речовинами, то застосовують **зворотне** або **замісне титрування**.

Зворотне титрування – це процес титрування, при якому до певного об'єму розчину речовини, що визначається (А) доливають точно відомий об'єм титранта (B_1), узятого в надлишку. Надлишок, що не ввійшов у реакцію речовини (B_1), відтитровують розчином іншого титранта (B_2) з відомою концентрацією. Розрахунки роблять за формулами:

$$n_e(A) = n_e(B_1) - n_e(B_2);$$

$$C_e(A) = \frac{C_e(B_1) \cdot V(B_1) - C_e(B_2) \cdot V(B_2)}{V(A)}$$

Титрування замісника. Суть цього методу полягає в тому, що до речовини, що визначається (А) додають допоміжну речовину (Р), що реагує з нею з виділенням еквівалентної кількості нової речовини (A_1), яку відтитровують відповідним титрантом (В). Інакше кажучи, замість безпосереднього титрування речовини, що визначається (А) титрують його замісник (A_1). Так як кількості А и A_1 еквівалентні, то кількість речовини еквівалента досліджуваної речовини $n_e(A)$ дорівнює кількості речовини еквівалента титранта $n_e(B)$:

$$n_e(A) = n_e(A_1) = n_e(B) ;$$

$$C_e(A) = \frac{C_e(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

Класифікація методів титриметричного аналізу.

Залежно від типу хімічної реакції, що становить основу методу, у даному посібнику розглядаються тільки три методи титриметричного кількісного аналізу:

1. Метод кислотно-основного титрування (нейтралізації), в основі якого лежить реакція взаємодії іонів H^+ з іонами OH^-.

2. Метод окиснювання-відновлення (редоксиметрія). Метод заснований на застосуванні реакцій окиснювання-відновлення.

3. Метод комплексоутворення (комплексонометрія) заоснований на застосуванні реакцій утворення комплексних сполук.

Посуд для титриметричного аналізу.

Для точного виміру об'єму розчинів у титриметричному аналізі застосовують вимірювальний (мірний) посуд: мірні колби,

бюретки, піпетки. Для титрування використовують конічні колби на 250 мл.

Мірні колби – це плоскодонні ємкості (посудини) з вузьким горлом. На горлі колби є кільцева мітка, до якої необхідно налити розчин, щоб його об'єм дорівнював позначеному на колбі. Найчастіше використовують мірні колби на 1000, 500, 250, 200 і 100 мл.

Мірні колби призначені для приготування розчинів точної концентрації, для розведення розчинів до точно заданого об'єму. Мірну колбу заповнюють розчином таким чином, щоб нижній край меніска безбарвної рідини (або верхній край меніска забарвленої рідини), мітка й око що спостерігає, перебували на одній лінії.

Піпетки. Для відмірювання невеликих об'ємів розчинів застосовують піпетки, які являють собою вузькі скляні трубки, відтягнуті з одного кінця й розширені посередині. Для точного виміру об'єму рідини, що відбирається, застосовують піпетки, що мають тільки одну мітку. При заповненні піпетки, нижній кінець її опускають у розчин, а через верхній кінець засмоктують рідину за допомогою гумової груші (або поршнем) і доводять рівень рідини до мітки.

Бюретки служать для точного виміру об'єму розчину, витраченого на титрування. Бюретки – скляні градуйовані трубки з відтягнутим кінцем, що мають кран або затиск. Часто застосовують бюретки об'ємом 25 або 50 мл. Їх поділки відповідають цілим і десятим часткам міліметра.

Правила роботи з бюретками. Чисту бюретку, промиту водопровідною, а потім дистильованою водою, затискають у штативі в строго вертикальному положенні. Перед початком роботи бюретку промивають тим розчином, яким її заповнюють.

У момент відліку показань бюретки око експериментатора повинно перебувати на рівні меніска. Відлік проводять по нижньому (для безбарвних розчинів) або по верхньому (для зафарбованих розчинів) краю меніска.

Виливати рідину з бюретки (титрувати) потрібно повільно, даючи можливість всій рідини стекти зі стінок бюретки. Наприкінці титрування розчин додають по краплях. Титрування потрібно проводити кілька разів до одержання результатів, які відрізняються не більше ніж на 0,1 мл.

МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ

В основі методу лежить реакція взаємодії іонів гідрогену або іонів гідроксонія з гідроксид-іонами, що призводить до утворення слабодисоційованих молекул води:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O \quad \text{або} \quad H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

Цим методом можна визначати концентрацію й кількість кислот, основ, солей, водні розчини яких піддаються гідролізу, а також суміші цих речовин.

Основними титрантами (робочими розчинами) методу нейтралізації є розчини сильних кислот (HCl або H_2SO_4) і сильних основ (NaOH або KOH). В якості робочих розчинів (або первинних стандартів) для встановлення титру (стандартизації) кислот використовують натрій тетраборат ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) або натрій карбонат (Na_2CO_3), для стандартизації лугів використовують щавелеву кислоту ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) або бурштинову кислоту ($H_2C_4H_4O_4$).

Для визначення точки еквівалентності в методі нейтралізації застосовують **кислотно-основні індикатори** (див. табл. 2). Це складні органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення залежно від pH розчину. Інтервал pH, у якому індикатор змінює колір, називається **інтервалом переходу забарвлення індикатора**. Значення pH, при якому закінчують титрування з даним індикатором, називається **показником титрування індикатора (pT)**. Величина pT перебуває усередині інтервалу переходу забарвлення індикатора.

При підборі індикатора користуються наступним правилом: **pH у точці еквівалентності повинен збігатися із pT індикатора або перебувати усередині інтервалу переходу забарвлення індикатора.**

Точка еквівалентності не завжди збігається із pT індикатора, що призводить до помилки титрування, яка називається **індикаторною помилкою**.

Таблиця 2

Характеристики деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу pH	Колір індикатора залежно від величини pH розчину		
Лакмус	5-8	червоний pH < 5	фіолетовий pT = pH = 7	синій pH > 8

Фенолфталеїн	8,2-10	безбарвний pH < 8,2	рожевий pT = pH = 9	малиновий pH > 10
Метилоранж	3,1-4,4	червоний pH < 3,1	оранжевий pT = pH = 4	жовтий pH > 4,4

Розглянемо наступні випадки титрування.

1. Титрування сильної кислоти сильною основою:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

У точці еквівалентності утвориться сіль сильної кислоти й сильної основи, що не піддається гідролізу. Реакція середовища буде нейтральною (pH = 7). У цьому випадку індикатором може служити лакмус.

2. Титрування слабкої кислоти сильною основою:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

Утворена сіль слабкої кислоти й сильної основи в розчині піддається гідролізу:

$$CH_3COO^- + HOH \rightarrow CH_3COOH + OH^-$$

Точка еквівалентності в цьому випадку буде перебувати в лужному середовищі, тому варто застосовувати індикатор, що міняє забарвлення при pH > 7, наприклад, фенолфталеїн.

3. Титрування слабкої основи сильною кислотою:

$$NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

$$NH_4OH + H^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$$

Утворена сіль у розчині піддається гідролізу:

$$NH_4^+ + HOH \rightarrow NH_4OH + H^+$$

Точка еквівалентності буде перебувати в кислому середовищі, тому можна застосовувати метилоранж.

ЗРАЗОК оформлення лабораторної роботи в титриметричному аналізі

Лабораторна робота № ... Дата

“Назва лабораторної роботи”

Первинний стандарт – $C_e(NaOH)$ = ……моль/л

Речовина, що визначається (титрант) – $C_e(HCl)$ = ?, T(HCl) = ?

Індикатор – метилоранж

Умови титрування – (pH середовища, нагрівання й т.д.)

Рівняння реакції (у молекулярній та іонно-молекулярній формах):

Результати експерименту заносяться в таблицю:

№ досліду	V(NaOH), мл	V(HCl), мл
1.	10,00	
2.	10,00	
3.	10,00	

$V_{сер}$ (HCl) =

Обчислення:

$$C_e(HCl) = \frac{C_e(NaOH) \cdot V(NaOH)}{V(HCl)} (моль/л)$$

$$T(HCl) = \frac{C_e(HCl) \cdot M_e(HCl)}{1000} (г/мл)$$

Лабораторна робота № 3

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ЛУГУ Й СОДИ В РОЗЧИНІ ПРИ СПІЛЬНІЙ ЇХ ПРИСУТНОСТІ

Як відомо, луги поглинають із повітря CO_2, перетворюючись у відповідні карбонати:

$$\mathbf{2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O}$$

Тому розчин лугу завжди містить домішки карбонатів. У деяких випадках необхідно знати вміст лугу й карбонату в розчині. У даній лабораторній роботі, як приклад, розглянемо визначення вмісту NaOH і Na_2CO_3 при спільній їх присутності.

Взаємодія суміші NaOH і Na_2CO_3 із сильною кислотою можна розглядати як три процеси:

$$\mathbf{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O} \quad \textbf{(I)}$$

$$\mathbf{Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaHCO_3 + NaCl} \quad \textbf{(II)}$$

$$\mathbf{NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O} \quad \textbf{(III)}$$

Визначення лугу й соди при їх спільній присутності проводять із двома індикаторами: фенолфталеїном і метилоранжем. При титруванні з фенолфталеїном (V_1) пройдуть процеси I і II, точка еквівалентності буде перебувати в лужному середовищі (через процес гідролізу бікарбонату), тобто з фенолфталеїном відтитровується весь луг і половина соди. Точка еквівалентності процесу III буде перебувати в кислому середовищі, тому він може бути проведений при титруванні з метилоранжем. Ці визначення роблять послідовно, не доповнюючи бюретку кислотою. Точка еквівалентності по метилоранжу показує кінець титрування всієї суміші (V_2).

Кількість кислоти, що вступила в реакцію з іоном HCO_3^- дорівнює ($V_2 - V_1$), відповідно:

$$V(HCl/CO_3^{2-}) = 2(V_2 - V_1)$$

Кількість кислоти, еквівалентна лугу, дорівнює:

$$V(HCl/NaOH) = V_2 - 2(V_2 - V_1)$$

Порядок виконання роботи:

1. Отримайте контрольну суміш NaOH і Na_2CO_3 у мірній колбі на 100 мл і додайте дистильованої води до мітки. Перемішайте розчин.

2. Ополосніть і заповніть бюретку приготовленою Вами хлоридною кислотою (не забудьте заповнити кінець бюретки).

3. Ополосніть піпетку контрольним розчином і відміряйте точний об'єм досліджуваного розчину. Перенесіть розчин у колбу для титрування. Додайте 20-30 мл дистильованої води й 5-6 крапель фенолфталеїну.

4. Відтитруйте суміш хлоридною кислотою до зникнення рожевого кольору фенолфталеїну. Запишіть об'єм кислоти (V_1).

5. У колбу для титрування додайте 2-3 краплі метилоранжу. Розчин забарвиться в жовтий колір. Продовжуйте титрування (кислоту в бюретку не доливати) до жовтогарячого забарвлення розчину. Запишіть об'єми кислоти (V_2).

6. Титрування повторіть кілька разів до отримання збіжних результатів.

7. Обчисліть молярну концентрацію еквівалентів, титр і масу для соди й лугу окремо за наведеними вище формулами.

8. Розрахуйте відносну помилку визначення по кожній речовині.

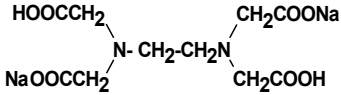
МЕТОД КОМПЛЕКСОНОМЕТРІЇ

Комплексонометрія – титриметричний метод аналізу, заснований на реакціях комплексоутворення іонів металів, що визначаються, з деякими органічними речовинами, зокрема, з *комплексонами.*

Комплексони – це амінополікарбонові кислоти і їх похідні (солі).

Реакції комплексоутворення іонів металів з комплексонами протікають швидко й стехіометрично кількісно.

У титриметричному аналізі широко використовується один із представників класу комплексонів – **динатрієва сіль етилендиамінтетраоцтової кислоти (Na_2H_2ЕДТА)**. Цей комплексон часто називають також **трилоном Б** або **комплексоном ІІІ**:



або

[Na_2H_2ЕДТА]

Трилон Б з багатьма катіонами металів утворює міцні розчинні у воді внутрішньокомплексні сполуки (хелати). При утворенні хелата катіони металу заміщають два атоми гідрогену в карбоксильних групах трилона Б и утворюють координаційні зв'язки за участю атомів нітрогену аміногруп.

Утворення комплексної сполуки можна представити схемою:

$$\mathbf{Me^{2+} + H_2ЕДТА^{2-} \rightarrow [MeЕДТА]^{2-} + 2H^+}$$

Точку еквівалентності в процесі комплексонометричного титрування встановлюють за допомогою **металохромових індикаторів**, які утворюють із титруючими іонами металів розчинні забарвленні комплексні сполуки, стійкість яких менша, ніж стійкість комплексних сполук тих же катіонів із трилоном Б.

Відомо багато металохромових індикаторів. Деякі з них універсальні, зокрема, **еріохром чорний Т.**

При pH = 7-11 аніон цього індикатора ($HInd^{2-}$) має синє забарвлення. З катіонами металів (Ca^{2+}, Mg^{2+}, Zn^{2+} та ін.) у слаболужному розчині (pH = 8-10) він утворює комплексні сполуки винно-червоного кольору за схемою:

$$\mathbf{Me^{2+} + HInd^{2-} \leftrightarrow MeInd^- + H^+}$$

синій винно-червоний

При титруванні досліджуваного розчину трилоном Б ці комплексні сполуки руйнуються, тому що іони металу зв'язуються трилоном Б у більш міцний комплекс, а аніони індикатора, що вивільняються переходять у розчин, обумовлюючи його синє забарвлення:

$$\mathbf{MeInd^- + H_2ЕДТА^{2-} \leftrightarrow [MeЕДТА]^{2-} + HInd^{2-} + H^+}$$

винно-червоний безбарвний безбарвний синій

$К_н([CaInd]^-) = 3{,}9 \cdot 10^{-6}$ $К_н([CaЕДТА]^{2-}) = 2{,}7 \cdot 10^{-11}$

$К_н([MgInd]^-) = 1{,}0 \cdot 10^{-9}$ $К_н([MgЕДТА]^{2-}) = 2{,}0 \cdot 10^{-7}$

Для більш повного протікання реакцій комплексоутворення (зв'язування іонів H^+, що утворюються) до досліджуваного розчину при титруванні додають аміачний буферний розчин ($NH_4OH + NH_4Cl$), pH ≈ 9.

МЕТОДИ РЕДОКСИМЕТРІЇ

Методи редоксиметрії засновані на застосуванні реакцій окиснення-відновлення. Робочими розчинами в редоксиметрії є розчини окисників або відновників. Отже, цими методами можна проводити кількісні визначення відновників і окисників.

Необхідною умовою протікання окисно-відновної реакції є наявність різниці потенціалів (редокс-потенціалів) у реагуючих пар (пари – окиснена й відновлена форма окисника або відновника). Знаючи величини стандартних редокс-потенціалів (E^o) реагуючих пар, можна судити про напрямок окисно-відновних реакцій. Окиснена форма пари з більшим стандартним редокс-потенціалом є окисником стосовно відновленої форми пари з меншим потенціалом.

Редокс-потенціал будь-якої пари залежить від концентрацій окисненої й відновленої форм, реакції середовища, температури й т.д. Його можна розрахувати за **рівнянням Нернста**:

$$E = E^o + \frac{0{,}059}{n} \cdot \lg \frac{[\mathrm{Re}\, d]}{[Ox]}$$

де [Ox] – концентрація окисненої форми;

[Red] – концентрація відновленої форми;

n – кількість електронів, що беруть участь у напівреакції.

Реакція використовується в кількісному аналізі, якщо різниця потенціалів реагуючих пар (ЕРС системи) має значення 0,4-0,5 В.

Методи редоксиметрії, залежно від титрантів, що використовуються, поділяються на такі види:

1. **Перманганатометрія.** Титрант – розчин калій перманганат $KMnO_4$. Індикатор – надлишкова крапля титранту.

2. **Йодометрія.** Титрант – розчин вільного йоду (I_2) або натрій тіосульфат ($Na_2S_2O_3$). Індикатор – крохмал.

3. **Дихроматометрія.** Титрант – розчин калій дихромат ($K_2Cr_2O_7$).

Методи застосовуються як для прямих, так і для непрямих визначень.

Обчислення молярних мас еквівалентів окисників і відновників

При обчисленні молярних мас еквівалентів окисників і відновників виходять із числа електронів, які приєднує або віддає в даній реакції один моль речовини. Для знаходження молярної маси еквівалента окисника (відновника) потрібно його молярну масу розділити на число прийнятих (відданих) електронів у даній напівреакції.

Наприклад, у реакції окиснення ферум(II) сульфату калій перманганатом в кислому середовищі:

$$\mathbf{2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O}$$

$$\mathbf{1\,|\ MnO_4^- + 8\,H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O}$$

$$\mathbf{5\,|\ Fe^{2+} - e \rightarrow Fe^{3+}}$$

іон MnO_4^- як окисник приймає п'ять електронів, а іон Fe^{2+} як відновник віддає один електрон. Тому для розрахунку молярних мас еквівалентів окисника й відновника їх молярні маси варто розділити на п'ять і на один, відповідно.

$$M_e(KMnO_4) = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158{,}04}{5} = 31{,}61\ \text{г/моль}$$

$$M_e(FeSO_4) = \frac{M(FeSO_4)}{1};$$

$$M_e(Fe^{2+}) = M(Fe^{2+}) = 55{,}85\ \text{г/моль}$$

У реакції окиснення натрій сульфіту калій перманганатом в нейтральному середовищі:

$$\mathbf{2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O = 2MnO_2 + 3Na_2SO_4 + 2KOH}$$

$$\mathbf{2\,|\ MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightarrow Mn_2 + 4OH^-}$$

$$\mathbf{3\,|\ SO_3^{2-} + 2OH^- + 2e \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O}$$

іон MnO_4^- приймає тільки три електрони, а іон відновника SO_3^{2-} віддає два електрони, отже:

$$M_e(KMnO_4) = \frac{M(KMnO_4)}{3},$$

$$M_e(Na_2SO_3) = \frac{M(Na_2SO_3)}{2}$$

З наведених прикладів видно, що молярні маси еквівалентів відновників і окисників залежать від умов проведення реакцій і визначаються виходячи з відповідних напівреакцій.

ПЕРМАНГАНАТОМЕТРІЯ

Метод заснований на окисно-відновних реакціях, у яких окисником є перманганат-іон (MnO_4^-).

Калій перманганат проявляє окиснювальні властивості в кислому, нейтральному й лужному середовищах. Однак його окисна активність у кислому середовищі (E^o = 1,51В) набагато вища, ніж у нейтральному (E^o = 0,59В) і лужному (E^o = 0,56В) середовищах. Тому титрування калій перманганатом проводять у кислому середовищі. При відновленні перманганат-іонів у кислому середовищі утворюються майже безбарвні іони Mn^{2+}, що дозволяє легко фіксувати точку еквівалентності.

Напівреакція відновлення іона MnO_4^- у кислому середовищі може бути представлена наступною напівреакцією:

$$\mathbf{MnO_4^- + 8H^+ + 5\,\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O}$$

Перманганатометрія використовується не тільки для кількісного визначення відновників, але й окисників.

Відновники зазвичай визначаються методом **прямого титрування** розчином калій перманганату, окисники – методом **зворотнього титрування**. У цьому випадку розчином калій перманганату відтитровують надлишок відновника, що доливається до окисника.

Індикатором у цьому методі служить сам робочий розчин – калій перманганат. Одна надлишкова крапля $KMnO_4$ забарвлює безбарвний розчин, що титрується, у блідо-рожевий колір.

Лабораторна робота № 4

СТАНДАРТИЗАЦІЯ РОБОЧОГО РОЗЧИНУ КАЛІЙ ПЕРМАНГАНАТУ ($KMnO_4$)

Калій перманганат звичайно містить ряд домішок, тому не можна вважати, що розчин, приготовлений з наважки, має точну концентрацію, тобто є стандартним. Крім того, концентрація перманганату в розчині знижується через його взаємодію з органічними речовинами й іншими відновниками, які присутні у воді.

Розчин калій перманганат повинен зберігатися в склянці з темного скла, тому що під дією світла відбувається розкладання його за реакцією:

$$4KMnO_4 + 2H_2O \rightarrow 4MnO_2\downarrow + 4KOH + 3O_2$$

Через 5-7 днів після приготування розчин калій перманганату фільтрують через скляний фільтр і проводять його стандартизацію.

Молярну концентрацію еквівалента розчину калій перманганату звичайно встановлюють за стандартним розчином перекристалізованого кристалогідрата щавелевої кислоти ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$).

Стандартизація розчину калій перманганату за щавелевою кислотою.

Реакція між калій перманганатом й щавелевою кислотою в сульфатокислому середовищі протікає за наступним рівнянням:

$$2KMnO_4+5H_2C_2O_4+3H_2SO_4=2MnSO_4+10CO_2+K_2SO_4+8H_2O$$

$$2 \mid MnO_4^- + 8H^+ + 5\,e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$5 \mid H_2C_2O_4 - 2\,e \rightarrow 2CO_2 + 2H^+$$

Порядок виконання роботи:

1. Промийте й наповніть бюретку розчином калій перманганату. Встановіть рівень рідини на нульовій поділці по верхньому краю меніска (для забарвлених рідин). Не забудьте заповнити кінчик бюретки.

2. У колбу для титрування циліндром налийте 15 мл 1 М розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і 25 мл дистильованої води. Колбу поставте на азбестову сітку над газовим пальником і нагрійте розчин до 70-80ºС. Чисту піпетку сполосніть розчином щавелевої кислоти. Відміряйте піпеткою точний об'єм розчину щавелевої кислоти $H_2C_2O_4$ і перенесіть його в колбу для титрування з нагрітим розчином сульфатної кислоти.

3. Відтитруйте гарячий розчин щавелевої кислоти калій перманганатом. Каталізатором реакції служать іони Mn^{2+}, які є одним із продуктів реакції. На початку титрування реакція йде повільно, перші краплі перманганату знебарвлюються важко. Тому додавання першого мілілітра перманганату потрібно проводити дуже повільно. Після того як утворилися іони Mn^{2+}, швидкість реакції збільшується, і

титрування можна вести швидше, додаючи калій перманганат маленькими порціями й сильно перемішуючи розчин у колбі. Нова порція додається тільки після знебарвлення попередньої. Кінець титрування визначається по появі незникаючого протягом 1-2 хв блідо-рожевого забарвлення від однієї зайвої краплі калій перманганату. Взятий об'єм щавелевої кислоти й об'єм калій перманганату, який пішов на титрування, запишіть у таблицю.

4. Титрування повторіть до отримання двох-трьох подібних результатів. Обчисліть середнє значення об'єму калій перманганату.

5. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента й титр розчину калій перманганату. Отримані результати будуть використані Вами в наступній роботі.

Лабораторна робота № 5

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ФЕРУМУ В РОЗЧИНІ СОЛІ МОРА, $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$

Ферум(II) сульфат, що входить до складу солі Мора, вступає в реакцію з калій перманганатом в сульфатокислому середовищі за рівнянням:

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$1 \mid MnO_4^- + 8H^+ + 5\,e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$5 \mid Fe^{2+} - e \rightarrow Fe^{3+}$$

Порядок виконання роботи:

1. Отримайте у лаборанта мірну колбу з контрольним розчином солі Мора.

2. Заповніть бюретку розчином калій перманганату із стандартизованою молярною концентрацією еквівалента ($C_н$ = 0,1н).

3. У колбу для титрування візьміть піпеткою пробу розчину солі Мора (об'єм піпетки запишіть у таблицю), додайте циліндром 15 мл 1 М розчину сульфатної кислоти й 25 мл дистильованої води.

4. Відтитруйте розчин солі Мора калій перманганатом до появи блідо-рожевого кольору. Титрування проводиться при кімнатній

температурі. Об'єм калій перманганату, який пішов на титрування, запишіть у таблицю.

5. Титрування повторіть кілька разів до одержання схожих результатів. Обчисліть середній об'єм калій перманганату.

6. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента, титр розчину солі Мора по феруму й вміст феруму в контрольному розчині (об'ємі колби).

7. Обчисліть відносну помилку аналізу, довідавшись у викладача справжній вміст феруму в контрольному розчині.

ЙОДОМЕТРІЯ

Йодометрія – метод об'ємного аналізу, оснований на окисно-відновних реакціях, які пов'язані з відновленням I_2 до йодид-іонів (I^-) або окиснюванням йодид-іонів (I^-) до вільного I_2:

$$I_2 + 2e \rightarrow 2I^- \quad \text{- йод витрачається}$$

$$2I^- - 2e \rightarrow I_2 \quad \text{- йод утворюється}$$

Вільний йод є відносно слабким окисником. Його стандартний потенціал (E^o ($I_2/2I^-$) = + 0,54В) перебуває приблизно в середині повної таблиці окисно-відновних потенціалів.

Відновники, що мають стандартний електродний потенціал менше, ніж 0,54В (наприклад, $Na_2S_2O_3$, і ін.) можуть бути окиснені йодом.

Окисники, стандартний електродний потенціал яких більше, ніж +0,54В (наприклад, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, Cu^{2+} і ін.) будуть окиснювати йодид-іони.

Таким чином, метод йодометрії може застосовуватися для визначення як окисників, так і відновників. При проведенні титрування необхідно враховувати, що I_2 проявляє окиснювальні властивості тільки в середовищах, близьких до нейтрального. У кислих розчинах йодид-іони легко окиснюються до вільного йоду навіть киснем повітря (особливо під впливом світла), а в лужному середовищі йод диспропорціонує з утворенням I^- і IO^- - іонів.

Робочими розчинами в методі йодометрії є не тільки розчин йоду (окисник), але й розчин натрій тіосульфату (відновник). Звичайно використовують 0,1 М або 0,05 М робочий розчин I_2. Однак, йод

малорозчинний у воді (насичений розчин містить ~ 0,03% по масі йоду), тому для приготування робочого розчину йоду користуються його доброю розчинністю в концентрованих розчинах KI (не нижче 10% по масі), що супроводжується утворенням комплексної сполуки $K[I_3]$:

$$I_2 + KI \rightarrow K[I_3]$$

Комплексний іон $[I_3]^-$, маючи малу константу стійкості, легко дисоціює на I^--іон і I_2 і в розчинах поводиться так само, як і I_2.

Робочий розчин йоду в лабораторіях часто готують із **фіксаналів** (**фіксанал** – стандартний розчин високої концентрації в запаяних ампулах заводського виготовлення) шляхом розведення вмісту ампули в мірних колбах відповідного об'єму (об'єм і число молів еквівалентів речовини в даному об'ємі вказуються на ампулі).

У зв'язку з тим, що реакції за участю вільного йоду відбуваються повільно, то для визначення сильних окисників звичайно не використовують метод прямого титрування. Для кількісного визначення сильних окисників методом йодометрії проводять титрування заступника. У цьому випадку до розчину окисника (досліджуваної речовини) додають надлишок розчину калій йодиду KI. Окиснювач витісняє з нього еквівалентну кількість вільного йоду I_2. Йод, що виділився, відтитровують відновником – стандартним розчином натрій тіосульфату і визначають зміст окисника в аналізованому розчині.

Індикатором в йодометрії служить свіжоприготовлений 1%-ний розчин крохмалю. При взаємодії його з йодом протікають два процеси: адсорбція йоду на поверхні молекул крохмалю й утворення комплексної сполуки синього кольору – йод-крохмалю. Для зменшення адсорбції при титруванні окисника крохмаль додають у розчин, що титрується наприкінці титрування, коли основна кількість йоду вже прореагувала.

Лабораторна робота № 6

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ КУПРУМУ В РОЗЧИНІ КУПРУМ(II) СУЛЬФАТУ

Титрування проводять за методом заміщення із використанням надлишкової кількості допоміжного 20% розчину KI. При взаємодії

іонів купруму(II) з йодид-іонами виділяється вільний йод у кількості, еквівалентній кількості іонів купруму(II) у розчині. Йод, що виділився відтитровують робочим розчином $Na_2S_2O_3$:

$$2CuSO_4 + 4KI \rightarrow 2Cu\downarrow + 2K_2SO_4 + I_2$$

$$2 \mid Cu^{2+} + I^- + e \rightarrow Cu\downarrow$$

$$\mid 2I^- - 2e \rightarrow I_2$$

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2Na$$

Перша реакція протікає кількісно через утворення малорозчинної сполуки купрум(I) йодиду. Для запобігання гідролізу купрум(II) сульфату реакцію проводять у слабокислому середовищі.

Порядок виконання роботи:

1. Отримайте контрольний розчин купрум(II) сульфату, додайте до нього 5 мл 1 М розчину H_2SO_4 і доведіть об'єм у мірній колбі дистильованою водою до мітки. Перемішайте розчин.

2. Піпеткою візьміть 10 мл розчину купрум(II) сульфату і перенесіть його в конічну колбу для титрування.

3. Додайте в колбу циліндром 15 мл 20% розчину калій йодиду. При цьому випадає осад Cu, а розчин зафарбовується в коричневий колір через виділення вільного йоду.

4. Накрийте колбу фільтрувальним папером і для закінчення реакції поставте в темне місце на 3-5 хвилин.

5. Йод, що виділився відтитруйте розчином натрій тіосульфату до яскраво-жовтого забарвлення розчину в колбі. Додайте в колбу 2-3 мл крохмалю за допомогою циліндра. Розчин забарвиться в синій колір. Продовжіть титрування повільно по краплях, до різкого зникнення кольору розчину.

6. Повторіть титрування 2-3 рази до одержання подібних результатів. Результати запишіть у таблицю.

7. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента розчину $CuSO_4$, титр розчину $CuSO_4$ по купруму й масу купруму в контрольному розчині.

8. Розрахуйте відносну помилку експерименту (істинне значення маси купруму в розчині довідайтеся у викладача).

ФОТОКОЛОРИМЕТРІЯ

Фотоколориметрія – це оптичний метод аналізу, що розглядає взаємодію речовини з електромагнітним випромінюванням у видимій області: довжина хвилі (λ) 380-750 нм; частота (ν) $2{,}5 \cdot 10^4$ - $1{,}5 \cdot 10^4$ $см^{-1}$; енергія випромінювання (**Е**) 1-10 еВ. У результаті поглинання речовиною певної кількості енергії в молекулах цієї речовини мають місце електронні переходи.

Метою фотоколориметричного аналізу є визначення концентрації речовини в розчинах забарвлених сполук. Якщо речовини не мають кольору, то проводять реакцію, у результаті якої утворюються розчинні забарвленні сполуки. Колір розчину пов'язаний з довжиною хвилі поглиненої частини світлового потоку. У видимій області колір розчину обумовлений довжиною хвилі випромінювання, не поглиненого цим розчином, і є додатковим до кольору поглиненої частини світла (див. табл.3).

Таблиця 3

Залежність кольору речовини від частини спектра, що поглинається

Колір розчину речовини (додатковий)	Колір поглиненої частини світлового потоку	λ поглиненої частини спектра, (нм)
жовто-зелений	фіолетовий	400-450
жовтий	синій	450-480
жовтогарячий	зелено-синій	480-490
червоний	синьо-зелений	490-500
пурпурний	зелений	500-560
фіолетовий	жовто-зелений	560-575
синій	жовтий	575-590
синьо-зелений	червоний	590-625
зелений	пурпуровий	625-750

Поглинене світлове випромінювання кількісно описується **законом Бугера-Ламберта-Бера**:

$$A = \lg T = \lg \frac{I}{I_0} = \varepsilon \cdot b \cdot C,$$

де: A – поглинання речовини, або його оптична щільність;

T – пропускна здатність зразка, тобто відношення інтенсивності світла, яке пройшло через зразок, до інтенсивності падаючого світла (I/I_o);

C – концентрація речовини (зазвичай моль/л);

b – товщина кювети (см);

ε – молярна поглинаюча здатність речовини, або молярний коефіцієнт поглинання [л/(моль·см)].

Розрахунок молярного коефіцієнта поглинання проводять за формулами:

$$\varepsilon = A/(C \cdot b) \quad \text{або} \quad \varepsilon_{\%} = A/(C_{\%} \cdot b).$$

Область застосування фотоколориметрії.

Фотометричні методи дуже широко використовуються для визначення домішок у сплавах або мінералах і породах, для вивчення кінетики реакцій, для безперервного контролю технологічного процесу, для визначення малих кількостей речовин.

Фотометричний метод аналізу характеризується високою вибірковістю і є одним зі швидких методів аналізу. Цим методом можна визначити концентрації речовин до $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Метод калібрувального графіка.

Для визначення концентрації речовини (елемента) у досліджуваному розчині використовують найчастіше калібрувальний (градуйований) графік у координатах A – C (оптична щільність – концентрація).

Готують серію стандартних розчинів з відомою концентрацією речовини. Вимірюють оптичну щільність цих розчинів, порівнюючи інтенсивності потоку випромінювання, що проходить через стандартний розчин, з інтенсивністю потоку випромінювання, що проходить через розчин порівняння, поглинання якого приймають рівним нулю. Будують калібрувальний графік.

Калібрувальна пряма являє собою пряму лінію, що йде з початку координат. Потім вимірюють оптичну щільність аналізованого розчину й за графіком визначають його концентрацію.

Лабораторна робота № 7

ВИЗНАЧЕННЯ КУПРУМУ(II)

В аміачних розчинах іони купруму утворюють комплексні іони синього кольору:

$$Cu^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

Інтенсивність забарвлення таких розчинів можна визначити фотоколориметрично.

Порядок виконання роботи:

1. Візьміть 7 мірних колб на 100 мл для приготування стандартних розчинів солі купруму(II). Напишіть на них склографом номера 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2. Налийте з бюретки в колби, починаючи з колби № 1, точне число мл розчину солі купруму(II), що містить 1 мг купруму в 1 мл розчину (див. табл. 4) або інші об'єми на розсуд викладача.

Таблиця 4

Реагенти для фотометричного визначення купруму(II)

№ колби	Об'єм солі купруму (II), мл	Концентрація купруму (II), мг/мл	Об'єм розчину амоніаку, мл	Оптична щільність
0	0		5	
1	1		5	
2	2		5	
3	3		5	
4	4		5	
5	5		5	
6	6		5	
x	x		5	

3. У кожну колбу долийте циліндром по 5 мл 25% (концентрованого) розчину амоніаку, додайте дистильованої води до мітки, закрийте пробкою, добре перемішайте.

4. Виміряйте оптичну щільність кожного стандартного розчину й запишіть у таблицю 4. Вимірювання проводьте щодо розчину в колбі

№ 0 (нульовий розчин) у кюветах з b = 34 мм із використанням жовтого світлофільтра.

5. За результатами побудуйте калібрований графік на міліметровому папері в координатах А – С.

6. Отримайте у викладача контрольне завдання з невідомою концентрацією солі купруму(II) (колба № х), додайте 5 мл 25% розчину амоніаку, доведіть дистильованою водою до мітки. Закрийте пробкою, добре перемішайте.

7. Виміряйте оптичну щільність контрольного розчину A_x і за графіком визначите концентрацію купруму(II) C_x.

Лабораторна робота № 8

ВИЗНАЧЕННЯ ФЕРУМУ(III)

Іони феруму(III) утворюють із роданід-іонами комплексні сполуки кроваво-червоного кольору:

$$Fe^{3+} + (3 - 6)SCN^- = [Fe(SCN)_{3-6}]^{0...(-3)}$$

Забарвлення розчинів нестійке, тому їх готують безпосередньо перед виміром оптичної щільності.

Порядок виконання роботи:

1. Візьміть 6 мірних колб на 100 мл для готування стандартних розчинів солі феруму(III). Напишіть на них склографом номера 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2. Налийте з бюретки в колби, починаючи з колби № 1, точне число мл розчину солі феруму(III), що містить 0,02 мг феруму в 1 мл розчину (див. табл. 5) або дані викладача.

3. У кожну колбу циліндром додайте по 2 мл розведеної (1:1) азотної кислоти й по 10 мл 10%-ного розчину амоній роданіду (NH_4SCN). Додайте дистильованої води до мітки, закрийте пробкою, добре перемішайте.

4. Виміряйте оптичну щільність кожного стандартного розчину в кюветах з b = 34 мм із використанням синього світлофільтра. За “нульовий розчин” візьміть дистильовану воду. Результати вимірів запишіть у таблицю 5.

Таблиця 5

Реагенти для фотометричного визначення феруму(III)

№ колби	Об'єм солі феруму(III), мл	Концентрація феруму(III), мг/мл	Об'єм розчину HNO_3, мл	Об'єм р-ну NH_4SCN, мл	Оптична щільність
1	0,5		2	10	
2	1,0		2	10	
3	2,0		2	10	
4	3,0		2	10	
5	4,0		2	10	
6	5,0		2	10	
x	x		2	10	

5. За отриманим значенням оптичної щільності побудуйте калібрувальний графік на міліметровому папері в координатах А – С.

6. Отримайте у викладача контрольне завдання з невідомою концентрацією солі феруму(III) (колба № х), додайте 2 мл розведеної (1:1) азотної кислоти, 10 мл розчину амоній роданіду, доведіть дистильованою водою до мітки. Закрийте пробкою, добре перемішайте.

7. Виміряйте оптичну щільність контрольного розчину A_x і за графіком визначте концентрацію феруму(III) C_x.

ПОТЕНЦІОМЕТРІЯ

Метод потенціометрії заснований на залежності потенціалу електрода, зануреного в розчин, від концентрації певних іонів у даному розчині (рівняння Нернста). Потенціал скляного електрода, що використовується в роботі залежить від концентрації іонів гідрогену в розчині, що використовується при вимірюванні pH. Скляний електрод у парі з електродом порівняння, потенціал якого не залежить від pH, опускають в розчин, що визначається і вимірюють різницю їх потенціалів. Вольтметр, що використовується для вимірів, має шкалу, градуйовану як у мілівольтах, так і в одиницях pH, що дозволяє знімати показання pH розчину безпосередньо зі шкали приладу.

При кислотно-основному титруванні додавання кожної порції титранта викликає зміну pH розчину. На цьому основане потенціонометричне титрування. До точного об'єму розчину, що визначається, послідовно додають невеликі порції стандартного розчину й після кожного додавання вимірюється pH. Точку еквівалентності визначають графічно (див. рис. 1 і 2).

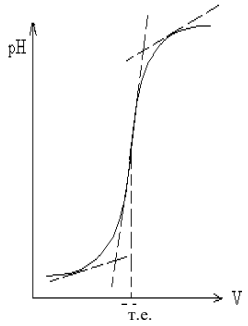


Рис. 1. Інтегральна крива: точка еквівалентності відповідає середині відрізка дотичній стрибка титрування.

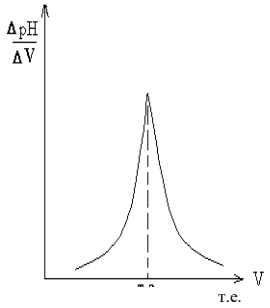


Рис. 2. Диференціальна крива: точка еквівалентності відповідає максимуму кривої.

ДОДАТКИ

Таблиця 1

Фізико – хімічні константи

Назва	Значення		
Гравітаційна стала,	G	$= 6{,}6720 \cdot 10^{-11}$	Н· м/кг^2
Швидкість поширення електромагнітних хвиль в вакуумі,	c	$= 2{,}99792458 \cdot 10^{8}$	м/с
Магнітна проникливість вакууму,	μ_0	$= 1{,}256637061 \cdot 10^{-6}$	Гн/м
Електрична проникливість вакууму,	ε_0	$= 8{,}85418782 \cdot 10^{-12}$	Ф/м
Стала Планка,	h	$= 6{,}626176 \cdot 10^{-34}$	Дж/Гц
Атомна одиниця маси,	а.о.м.	$= 1{,}6605655 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса електрона,	m_e	$= 9{,}109584 \cdot 10^{-31}$	кг
Маса протону,	m_p	$= 1{,}6726485 \cdot 10^{-27}$	кг
Маса нейтрона,	m_n	$= 1{,}6749543 \cdot 10^{-27}$	кг
Елементарний електричний заряд,	e	$= 1{,}6021892 \cdot 10^{19}$	Кл
Класичний радіус електрона,	r_e	$= 2{,}817938 \cdot 10^{-15}$	м
Стала Авогадро,	N_A	$= 6{,}022045 \cdot 10^{23}$	моль$^{-1}$
Стала Фарадея,	F	$= 9{,}648456 \cdot 10^{4}$	Кл/моль
Стала Лошмідта,	N_L	$= 2{,}686754 \cdot 10^{25}$	м$^{-3}$
Універсальна газова стала,	R	$= 8{,}31441$	Дж/(К·моль)
Нормальні умови: –тиск, –температура,	 p T	 $= 1{,}01325 \cdot 10^{5}$ $= 273{,}15$	 Па ^{0}К
Молярний об’єм газу,	V_M	$= 2{,}241383 \cdot 10^{-2}$	м^3/моль
Стала Больцмана,	k	$= 1{,}380662 \cdot 10^{-23}$	Дж/К
Магнітний момент електрона	μ_e	$= 9{,}284832 \cdot 10^{-24}$	А · м^2

Таблиця 2

Приставки для утворення кратних і ділених одиниць

Приставка	Множник	Приставка	Множник
Тера, Т	10^{12}	Деци, д	10^{-1}
Гіга, Г	10^{9}	Санти, с	10^{-2}
Мега, М	10^{6}	Мілі, м	10^{-3}
Кіло, к	10^{3}	Мікро, мк	10^{-6}
Гекто, г	10^{2}	Нано, н	10^{-9}
Дека, да	10^{1}	Піко, п	10^{-12}

Таблиця 3

Фізико–хімічні величини і одиниці Міжнародної системи (СІ)

Величина	Одиниці СІ
Внутрішня енергія, U	джоуль, Дж
Час, t	секунда, с
Тиск, p	паскаль, Па
Дипольний момент, μ	кулон-метр, Кл· м
Довжина, *l*	метр, м
Кількість речовини, ν	моль, моль
Кількість тепла, Q	джоуль, Дж
Кількість електрики, g	кулон, Кл
Маса, m	кілограм, кг
Молярна маса, M	кілограм на моль, кг/моль
Молярний об'єм, V_M	куб.метр на моль, $м^3$/моль
Моляльна концентрація, C_m	моль на кілограм, моль/кг
Молярна концентрація, $C_м$	моль на куб. метр, моль/$м^3$
Потужність, P	ват, Вт
Об'єм, V	кубічний метр, $м^3$
Густина, ρ	кілограм на куб. метр, кг/$м^3$
Площа, S	квадратний метр, $м^2$
Поверхневий натяг, σ	джоуль на квадр. Метр, Дж/$м^3$
Робота, W	джоуль, Дж
Різниця потенціалів, ΔU	вольт, В
Сила, F	ньютон, Н
Сила струму, I	ампер, А
Швидкість реакції, v	моль в секунду, моль/с
Температура термодинамічна, T	кельвін, К
Температура Цельсія, °C	градус Цельсія, °C
Теплоємкість, C	джоуль на кельвін, Дж/К
Енергія, E	джоуль, Дж
Енергія Гіббса, ΔG	джоуль на моль, Дж/моль
Ентальпія, ΔH	джоуль на моль, Дж/моль
Ентропія, S	джоуль на кельвін-моль, Дж/(К· моль)

Таблиця 4

Відносні атомні маси хімічних елементів

Елемент	A_r	**Елемент**	A_r	**Елемент**	A_r
89*Ac	227,0278	87*Fr	223,0197	8O	15.9994±3
47Ag	107,8682±3	31Ga	69,723±4	76Os	190,2±1
13Al	26,98154±1	64Gd	157,25±3	15P	30,97376±1
95*Am	243,0614	32Ge	72,59±3	91*Pa	231,0359
18Ar	39,948±1	1H	1,00794±7	82Pb	207,2±l
33AS	74,9216±1	2He	4,002602±2	46Pd	106,42±l
85*At	209,9871	72Hf	178,49±3	61*Pm	144,9128
79AU	196,9665±1	80Hg	200,59±3	84*PO	208,9824
5B	10,811±5	67Ho	164,9304±1	59Pr	140,9077±1
56Ba	137,33±1	53I	126,9045±1	78Pt	195,08±3
4Be	9,01218±1	49In	114,82±1	94*Pu	244,0642
83Bi	208,9804±1	77Ir	192,22±3	88*Ra	226,0254
97*Bk	247,0703	19K	39,0983±1	37Rb	85,4678±3
35Br	79,904±1	36Kr	83,80±1	75Re	186,207±1
6C	12,011±1	104*Ku	[261]	45Rh	102,9055±1
20Ca	40,078±4	57 La	138,9055±3	86*Rn	222,0176
48Cd	112,41±1	3Li	6,941±2	44Ru	101,07±2
58Ce	140,12±1	103*(Lr)	260,1054	16S	32,066±6
98*Cf	251,0796	71Lu	174,967±1	51Sb	121,75±3
17Cl	35,453±1	101*Md	258,0986	21Sc	44,95591±1
96*Cm	247,0703	12Mg	24,305±1	34Se	78.96±3
27Co	58,9332±1	25Mn	54,9380±1	14Si	28,0855±3
24Cr	51,9961±6	42Mo	95,94±1	62Sm	150,36±3
55Cs	132,9054±1	7N	14,0067±1	50Sn	118,710±7
29Cu	63,546±3	11Na	22,98977±1	38Sr	87,62±1
66Dy	162,50±3	41Nb	92,9064±1	73Ta	180,9479±1
68Er	167,26±3	60Nd	144,24±3	65Tb	158,9254±1
99*Es	252,0828	10Ne	20,179±1	43*Tc	97,9072
63Eu	151,96±1	28Ni	58,69±1	52Te	127,60±3
9F	18,998403±1	102*(No)	259,1009	90Th	232,0381
26Fe	55,847±3	93*Np	237,0482	22Ti	47,88±3
100*Fm	257,0951	105*Ns	[262]	81Tl	204,383±1
69Tm	168,9342±1	54Xe	131,29±3	40Zr	91,224±2
92U	238,0289	39Y	88,9059±1	*106	[263]
23V	50,9415±1	70Yb	173,04±3	*107	[262]

Таблиця 5

Стандартна ентальпія утворення ΔH°(298), ентропія S°(298) і енергія Гиббса утворення ΔG°(298) деяких речовин

Речовина	ΔH^o_{298}, кДж/моль	S^o_{298}, Дж/моль·К	ΔG^o_{298}, кДж/моль
1	2	3	4
Прості речовини			
$Ag_{(г)}$	0	42,55	0
$Al_{(т)}$	0	28,33	0
$Fe_{(т)}$	0	27,15	0
$H_{2(г)}$	0	130,52	0
$Hg_{(р)}$	0	75,90	0
$Mg_{(т)}$	0	32,68	0
$N_{2(г)}$	0	191,50	0
$O_{2(г)}$	0	205,04	0
$S_{(т\ ромб.)}$	0	32,9	0
Хімічні сполуки			
$Ag_2O_{(т)}$	-31,1	121,0	-11,3
$AgNO_{3(т)}$	-124,5	140,9	-33,6
$Al_2O_{3(т)}$	-1676	49,9	-1582
$Al_2(SO_4)_{3(т)}$	-3442	239,2	-3101
$B_2H_{6(г)}$	38,5	232,0	+89,6
$BaCO_{3(т)}$	-1202	112,1	-1164,8
$BaO_{(т)}$	-553,54	70,29	-525,84
$Ba(OH)_{2(р)}$	-943,49	100,83	-855,42
$CO_{(г)}$	-110,53	197,55	-137,15
$CO_{2(г)}$	-393,51	213,66	-394,37
$CaO_{(т)}$	-635,09	38,07	-603,46
$CaCO_{3(т)}$	-1206,83	91,71	-1128,35
$Ca(OH)_{2(т)}$	-985,12	83,39	-897,52
CS_2	+88,7	151,0	+64,4
$CH_{4(г)}$	-74,9	186,2	-50,8
$C_2H_{2(г)}$	+226,75	200,82	+209,20
$C_2H_{4(г)}$	52,3	219,4	68,1
$CrCl_{3(т)}$	-556,47	123,01	-486,37
$FeO_{(т)}$	-264,8	60,75	-244,3
$Fe_2O_{3(т)}$	-822,16	87,45	-740,34
$Fe_3O_{4(т)}$	-1117,1	146,2	-1014,2
$Fe(OH)_{2(т)}$	-561,7	88,0	-479,7
$Fe(OH)_{3(т)}$	-826,6	105,0	-699,6

Продовження таблиці 5

1	2	3	4
$HCl_{(г)}$	-92,31	186,79	-95,30
$H_2O_{(т)}$	-291,85	(39,33)	-
$H_2O_{(р)}$	-285,83	69,95	-237,23
$H_2O_{(г)}$	-241,81	188,72	-228,61
$H_2O_{2(р)}$	-187,8	109,5	-120,4
$HCN_{(г)}$	135,0	113,1	125,5
$H_2SO_{4(р)}$	-813,99	156,9	-690,14
$HNO_{3(р)}$	-173,00	156,16	-79,90
$HgCl_{2(т)}$	-229,00	242,3	-197,4
$HgO_{(т)}$	-90,9	70,29	-58,6
$HgS_{(т)}$	-59,0	82,4	-51,4
$KCl_{(т)}$	-436,68	82,55	-408,93
$K_2Cr_2O_{7(т)}$	-2067,27	291,21	-1887,85
$KMnO_{4(т)}$	-828,89	+171,54	-729,14
$KNO_{3(т)}$	-493,2	132,93	-393,1
$K_2SO_{4(т)}$	-1433,69	175,56	-1316,04
$MnO_{2(т)}$	-521,49	53,14	-466,68
$MgC_{(т)}$	-601,49	27,07	-569,27
$MgSO_{4(т)}$	-3089,50	348,1	-2635,1
$NH_{3(г)}$	-46,2	192,5	-16,1
$NH_4Cl_{(т)}$	-314,2	94,5	-203,2
$N_2H_{4(г)}$	-50,50	12,1	149,2
$NaBr_{(т)}$	-151,86	62,1	-
$NO_{(г)}$	91,26	210,64	87,58
$NO_{2(г)}$	33	240,2	51,5
$NaOH_{(р)}$	-426,35	64,43	-380,29
$Na_2SO_{3(т)}$	-1089,43	146,02	-1001,21
$Na_2SO_{4(т)}$	-4324,75	591,87	-3644,09
$Pb_3O_{4(т)}$	-723,41	211,29	-606,17
$PbCl_{2(т)}$	-359,82	135,98	-314,56
$PbO_{2(т)}$	-276,56	71,92	-217,55
$Pb(NO_3)_{2(т)}$	-451,7	217,9	-256,9
$SO_{2(г)}$	-296,90	249,1	-300,21
$SO_{3(р)}$	-439,0	122	-368,4
$TiO_{2(т)}$	-938,6	49,92	883,3
$ZnO_{(т)}$	-350,6	43,64	-320,7
$Zn(NO_3)_2{\cdot}6H_2O_{(т)}$	-2306,8	426,3	-1174,9
$Zn(NO_3)_{2(т)}$	-483,7	-	-

Таблиця 6

Константи дисоціації деяких слабких електролітів

Електроліт	Рівняння дисоціацій	К
Нітритна кислота	$HNO_2 \Leftrightarrow H^+ + NO_2^-$	$4{,}0 \cdot 10^{-4}$
Амонія гідроксиду	$NH_4OH \Leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$	$1{,}79 \cdot 10^{-5}$
Боратна кислота (I ступінь)	$H_3BO_3 \Leftrightarrow H^+ + H_2BO_3^-$	$6{,}0 \cdot 10^{-10}$
Вода	$H_2O \Leftrightarrow H^+ + OH^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-16}$
Силікатна кислота	$H_2SiO_3 \Leftrightarrow H^+ + SiO_3^-$ $HSiO_3^- \Leftrightarrow H^+ + SiO_3^{2-}$	$3{,}2 \cdot 10^{-10}$ $1{,}6 \cdot 10^{-12}$
Форміатна кислота	$HCOOH \Leftrightarrow H^+ + HCOO^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-4}$
Сульфітна кислота	$H_2SO_3 \Leftrightarrow H^+ + HSO_3^-$ $HSO_3^- \Leftrightarrow H^+ + SO_3^{2-}$	$1{,}3 \cdot 10^{-2}$ $6 \cdot 10^{-8}$
Сульфідна кислота	$H_2S \Leftrightarrow H^+ + HS^-$ $HS^- \Leftrightarrow H^+ + S^{2-}$	$8{,}9 \cdot 10^{-8}$ $1{,}3 \cdot 10^{-13}$
Карбонатна кислота	$H_2CO_3 \Leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$ $HCO_3^- \Leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$	$4{,}31 \cdot 10^{-7}$
Фторидна кислота	$HF \Leftrightarrow H^+ + F^-$	$7{,}4 \cdot 10^{-4}$
Ацетатна кислота	$CH_3COOH \Leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$	$1{,}86 \cdot 10^{-5}$
Фосфатна кислота	$H_3PO_4 \Leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ $H_2PO_4^- \Leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ $HPO_4^{2-} \Leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$ $6{,}2 \cdot 10^{-8}$ $2{,}2 \cdot 10^{-13}$
Ціанідна кислота	$HCN \Leftrightarrow H^+ + CN^-$	$7{,}2 \cdot 10^{-10}$
Оксалатна кислота	$H_2C_2O_4 \Leftrightarrow H^+ + HC_2O_4^-$ $HC_2O_4^- \Leftrightarrow H^+ + C_2O_4^{2-}$	$5{,}9 \cdot 10^{-2}$ $6{,}4 \cdot 10^{-5}$

Таблиця 7

Добуток розчинності малорозчинних речовин у воді

Формула	***t*, °C**	**ДР**	**Формула**	***t*, °C**	**ДР**
Гідроксиди			Хромати		
$Al(OH)_3$	25	$1{,}9\cdot10^{-33}$	Ag_2CrO_4	25	$9{,}0\cdot10^{-12}$
$Cr(OH)_3$	17	$5{,}4\cdot10^{-31}$	$BaCrO4$	25	$2{,}4\cdot10^{-10}$
$Fe(OH)_3$	18	$3{,}8\cdot10^{-33}$	$CaCrO_4$	18	$2{,}3\cdot10^{-2}$
$Fe(OH)_3$	18	$4{,}8\cdot10^{-16}$	$PbCrO_4$	25	$1{,}8\cdot10^{-11}$
$Mg(OH)_3$	25	$5{,}0\cdot10^{-12}$	$SrCrO_4$	25	$3{,}5\cdot10^{-5}$
$Mn(OH)_2$	18	$4{,}0\cdot10^{-14}$	Сульфати		
$Zn(OH)_2$	20	$1{,}0\cdot10^{-17}$			
Галогеніди			Ag_2SO_4	25	$7{,}7\cdot10^{-5}$
			$BaSO_4$	**5**	**$1{,}1\cdot10^{-10}$**
AgCl	25	$1{,}6\cdot10^{-10}$	**$CaSO_4$**	25	$6{,}3\cdot10^{-5}$
AgBr	25	$7{,}7\cdot10^{-13}$	$PbSO_4$	25	$2{,}2\cdot10^{-3}$
AgI	25	$1{,}5\cdot10^{-16}$	$SrSO_4$	25	$2{,}8\cdot10^{-2}$
$PbCl_2$	25	$2{,}4\cdot10^{-4}$	Карбонати		
PbI_2	25	$8{,}7\cdot10^{-9}$			
Сульфіди			**Ag_2CO_3**	25	$6{,}2\cdot10^{-12}$
			$BaCO_3$	25	$8{,}1\cdot10^{-9}$
Ag_2S	25	$1{,}6\cdot10^{-49}$	$CaCO_3$	25	$4{,}8\cdot10^{-9}$
As_2S_3	18	$4{,}0\cdot10^{-29}$	$MgCO_3$	25	$1{,}0\cdot10^{-5}$
CdS	18	$3{,}6\cdot10^{-29}$	$SrCO_3$	25	$1{,}6\cdot10^{-9}$
CuS	25	$8{,}5\cdot10^{-45}$	Фосфати		
FeS	25	$3{,}7\cdot10^{-39}$			
HgS	18	$4{,}0\cdot10^{-53}$	Ag_3PO_4	20	$1{,}8\cdot10^{-18}$
MnS	18	$1{,}4\cdot10^{-15}$	$Ca_3(PO_4)_3$	25	$3{,}5\cdot10^{-33}$
PbS	18	$1{,}1\cdot10^{-29}$	$CaHPO_4$	25	$\sim5\cdot10^{-6}$
ZnS	25	$1{,}2\cdot10^{-23}$	$MgNH_4PO_4$	25	$2{,}5\cdot10^{-13}$

Таблиця 8

Стандартні електродні потенціали металів

Електрод	**Електродна реакція**	E^0**, В**
Li^+/Li	$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li$	–3,045
K+/K	$K^+ + e^- \rightleftarrows K$	–2,925
Rb^+/Rb	$Rb^+ + e^- \rightleftarrows Rb$	–2,925
Cs^+/Cs	$Cs^+ + e^- \rightleftarrows Cs$	–2,923
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ca$	–2,866
Na^+/Na	$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na$	–2,714
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mg$	–2,363
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftarrows A1$	–1,662
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mn$	–1,179
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn$	–0,763
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Cr$	–0,744
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Fe$	–0,440
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cd$	–0,403
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Co$	–0,277
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ni$	–0,250
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Sn$	–0,136
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pb$	–0,126
$H^+/{}^1/_2H_2$	$H^+ + e^- \rightleftarrows {}^1/_2H_2$	±0,000
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu$	+0,337
$Hg_2^{2+}/2Hg$	$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightleftarrows 2Hg$	+0,788
Ag^+/Ag	$Ag^+ + e^- \rightleftarrows Ag$	+0,799
Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Au$	+1,498

Таблиця 9

Стандартні електродні потенціали окисно-відновних систем (25 ˚С)

Окислена форма	Відновлена форма	Електродна реакція	E^0, В
$2H^+$	H_2	$2H^+ + 2e^- \rightleftarrows Hg$	0,00
S	S^{2-}	$S + 2e^- \rightleftarrows S^{2-}$	–0,51
$PbSO_4$	$Pb + SO_4^{2-}$	$PbSO_4 + 2e^- \rightleftarrows Pb + SO_4^{2-}$	–0,356
Sn^{4+}	Sn^{2+}	$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftarrows Sn^{2+}$	+0,15
Cu^{2+}	Cu^+	$Cu^{2+} + e^- \rightleftarrows Cu^+$	+0,153
$SO_4^{2-} + 2H^+$	$SO_3^{2-} + H_2O$	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- \rightleftarrows SO_3^{2-} + H_2O$	+0,22
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$[Fe(CN)]^{3-} + e^- \rightleftarrows [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0,36
$^1/_2O_2 + H_2O$	$2OH^-$	$^1/_2O_2 + H_2O + 2e^- \rightleftarrows 2OH^-$	+0,401
$^1/_2 I_2$	I^-	$^1/_2 I_2 + e^- \rightleftarrows I^-$	+0,536
MnO_4^-	MnO_4^{2-}	$MnO_4^- + e^- \rightleftarrows MnO_4^{2-}$	+0,564
$MnO_4^- + 2H_2O$	MnO_2(т) + $4OH^-$	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightleftarrows MnO_2$(т)$+ 4OH^-$	+0,57
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}$	+0,771
$2Hg^{2+}$	Hg_2^{2+}	$2Hg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Hg_2^{2+}$	+0,910
$NO_3^- + 3H^+$	$HNO_2 + H_2O$	$NO_3^- + 3H^+ + 2e^- \rightleftarrows HNO_2 + H_2O$	+0,94
$NO_3^- + 4H^+$	$NO + 2H_2O$	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftarrows NO + 2H_2O$	+0,96
$HNO_2 + H^+$	$NO + H_2O$	$HNO_2 + H^+ + e^- \rightleftarrows NO + H_2O$	+1,00
$^1/_2Br_2$(ж)	Br^-	$^1/_2Br_2 + e^- \rightleftarrows Br^-$	+1,065
$IO_3^- + 6H^+$	$^1/_2 I_2 + 3H_2O$	$IO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightleftarrows {}^1/_2 I_2 + 3H_2O$	+1,195
$O_2 + 4H^+$	$2H_2O$	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftarrows 2H_2O$	+1,229
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1,36
$^1/_2 Cl_2$	Cl^-	$^1/_2 Cl_2 + e^- \rightleftarrows Cl^-$	+1,36
$ClO_3^- + 6H^+$	$Cl^- + 3H_2O$	$ClO_3^- + 6H^+ + e^- \rightleftarrows Cl^- + 3H_2O$	+1,44
$PbO_2 + 4H^+$	$Pb^{2+} + 2H_2O$	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightleftarrows Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,455
$MnO_4^- + 8H^+$	$Mn^{2+} + 4H_2O$	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$	+1,51
$H_2O_2 + 2H^+$	$2H_2O$	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftarrows 2H_2O$	+1,77
Co^{3+}	Co^{2+}	$Co^{3+} + e^- \rightleftarrows Co^{2+}$	+1,82
$S_2O_8^{2-}$	$2SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightleftarrows 2SO_4^{2-}$	+2,01
$^1/_2 F_2$	F^-	$^1/_2 F_2 + e^- \rightleftarrows F^-$	+2,87

Таблиця 10

Стійкість деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 ˚С

Комплексо-утворювач	Рівняння дисоціацій комплексних іонов	$K_н$	$K_{ст}$
Ag^+	$[Ag(NH_3)_2]^+ \rightleftarrows Ag^+ + 2NH_3$ $[Ag(CN)_2]^- \rightleftarrows Ag^+ + 2CN^-$	$6{,}8\cdot10^{-8}$ $1{,}0\cdot10^{-21}$	$1{,}5\cdot10^{7}$ $1{,}0\cdot10^{21}$
Al^{3+}	$[AlF_6]^{3-} \rightleftarrows A1^{3+} + 6F^-$	$2{,}0\cdot10^{-28}$	$5{,}0\cdot10^{27}$
Co^{3+}	$[Co(NH_3)_6]^{3+} \rightleftarrows Co^{3+} + 6NH_3$	$8{,}0\cdot10^{-36}$	$1{,}3\cdot10^{35}$
Cu^{2+}	$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \rightleftarrows Cu^{2+} + 4NH_3$ $[CuCl_4]^{2-} \rightleftarrows Cu^{2+} + 4Cl^-$	$4{,}6\cdot10^{-14}$ $2\cdot10^{-4}$	$2{,}1\cdot10^{13}$ $5\cdot10^{3}$
Fe^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{4-} \rightleftarrows Fe^{2+} + 6CN^-$	$1{,}0\cdot10^{-37}$	$1{,}0\cdot10^{37}$
Fe^{3+}	$[Fe\ (CN)_6]^{3-} \rightleftarrows Fe^{2+} + 6CN^-$	$1{,}0\cdot10^{-44}$	$1{,}0\cdot10^{44}$
Pt^{2+}	$[PtCl_4]^{2-} \rightleftarrows Pt^{2+} + 4Cl^-$	$1{,}0\cdot10^{-16}$	$1{,}0\cdot10^{16}$
Zn^{2+}	$[Zn\ (NH_3)_4]^{2+} \rightleftarrows Zn^{2+} + 4NH_3$ $[Zn(CN)_4]^{2-} \rightleftarrows Zn^{2+} + 4CN^-$	$4{,}0\cdot10^{-10}$ $6{,}3\cdot10^{-18}$	$2{,}5\cdot10^{9}$ $1{,}6\cdot10^{17}$
N^{3-}	$[NH_4]^+ \rightleftarrows NH_3 + H^+$	$6{,}0\cdot10^{-10}$	$1{,}5\cdot10^{9}$

Таблиця 11

Молярна маса та густина деяких поверхнево-активних речовин

ПАР	М	10^{-13}, кг/м^3
Пропіловий спирт	60,09	0,804
Ізоаміловий спирт	60,09	0,789
Бутиловий спирт	74,04	0,804
Ізобутиловий спирт	74,04	0,800
Аліловий спирт	88,10	0,815
Ізоаміловий спирт	88,10	0,810
Етиленгліколь	62,00	1,113
Оцтова кислота	60,03	1,049
Пропіонова кислота	74,05	0,992
Масляна кислота	88,06	0,964
Валеріанова кислота	102,08	0,932
Ізовалеріанова кислота	102,08	0,931
Капронова кислота	116,10	0,929
Молочна кислота	90,05	1,240

РОЗЧИННІСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ У ВОДІ

Аніони	Катіони																			
	H^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	М	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	М	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Н	Н	–	Н	М
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	–	–	Н	–	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Н	Р
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	Н
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	–	–	Н	–	–	Н	Н	Н	–	Н	Н	–
SiO_3^{2-}	Н	Р	Р	–	Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	–	Н	Н	–	–	Н	Н	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	–	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Примітка: **Р – розчиняється; М – мало розчиняється; Н – практично не розчиняється; риска – сполука розкладається водою або не існує.**

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА
Д.И. Менделеев
1834–1907
poiskN1.RU

Рекомендована література

Основна література

1. Циганок Л.П. Аналітична хімія. Хімічні методи аналізу: навчальний посібник / Л.П.Циганок, Т.О.Бубель, А.Б.Вишнікін, О.Ю.Вашкевич; За ред. проф. Л.П.Циганок - Дніпропетровськ: ДНУ ім. О.Гончара, 2014.- 252 с
2. Аналітична хімія (якісний аналіз): Навчальний посібник / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна, Л. В. Лук'янова, Т. С. Тішакова, О. В. Савельєва. – Харків, 2019. – 131 с.
3. Базель Я.Р., Шкумбатюк Р.С., Сухарева О.Ю., Воронич О.Г. Навчальний посібник з курсу «Аналітична хімія». Частина 1. Якісний хімічний аналіз. – Ужгород: в-во УжНУ, 2010. – ч. 1. - 116 с.
4. Скиба Г.В., Трускавецька Л.М., Герасимчук О.Л., Заньковець Н.М., Аристархова Е.О. Аналітична хімія та геохімія довкілля. Навчально-методичний посібник для виконання лабораторних робіт та самостійної роботи студентів. – Ж.: ЖДТУ. – 2008. – 128с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» –150 примірників).
5. Кузьма Ю., Ломницька Я., Чабан Н. Аналітична хімія: Навчальний посібник з теоретичних основ аналітичної хімії. - Львів: Видавн. центр Львівського національного університету імені Івана Франка, 2001. - 297 с.
6. Бугаєвський О. Л., Решетняк О.О. Таблиці констант хімічних рівноваг, що застосовуються у аналітичній хімії / Харків: ХНУ, 2000. -- 77 с.
7. М.В. Шевряков, М.В. Повстяний, Б.В. Яковенко, Т.А. Попович Аналітична хімія: Навч.-метод. посібник для студентів університетів напряму підготовки «Хімія*». – Х.: Айлант, 2011. – 404 с. ISBN 978-966-630-024-2.
8. Середа А.С. Аналітична хімія. Якісний і кількісний аналіз. Навчально-методичний посібник. – К.: ЦУЛ, Фітосоціоцентр. – 2003. – 312 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 25 примірників).
9. Середа А.С. Лабораторний практикум з аналітичної хімії. Якісний і кількісний аналіз. – К.: ЦУЛ, Фітосоціоцентр. –

2004. – 280 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 25 примірників).

10. Гайдукевич О.М. Аналітична хімія / Гайдукевич О.М., Болотов В.В. – Харків “Основа”, 2000. – С. 260-305.

Допоміжна література

1. Тулюпа Ф.М., Панченко І.С. Аналітична хімія. – Дніпропетровськ: УДХТУ, 2002. – 657 с.
2. Супрунович В.І., Плаксієнко І.Л., Федорова Н.Г., Шевченко Ю.Г. Аналітична хімія в аналізі технологічних та природних об’єктів. – Дніпропетровськ: УДХТУ, 2003. – 152 с.
3. Середа А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз. Навчально-методичний посібник. – К.: ЦУЛ, Фітосоціоцентр. – 2002. – 524 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 5 примірників).
4. Алексеев В.Н. Курс качественного полумикроанализа. Под. ред. д-ра хим. наук П.К. Агасяна. – М.: «Химия», 1973. – 584 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 10 примірників).
5. Алексеев. В.Н. Количественный анализ. –М.: Госхимиздат. – 1972. – 506 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 16 примірників).
6. Крешков А.П. Основы аналитической химии. В 3-х т. - М.: Химия, 1985. - Т.1 - 498 с., Т.2 - 456 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 10 примірників).
7. I.G. Kotsiuba, G.V. Skyba, I.A. Skuratovskaya, S.M. Lyko. Ecological Monitoring of Small Water Systems: Algorithm, Software Package, the Results of Application to the Uzh River Basin (Ukraine). Methods and objects of chemical analysis, Volume 14, No.4, 2019. P. 200-207. (SCOPUS)
8. Єльнікова Т.О., Коцюба І.Г., Герасимчук О.Л., Скиба Г.В. Дослідження екологічного стану річки Ірша. Водні біоресурси та аквакультура. Херсон. 2021. Вип. 1 (9). С. 18-26. Режим доступу: http://wra-journal.ksauniv.ks.ua/archives/2021/1_2021/4.pdf
9. Скиба Г.В., Зав’язун С.А.. Кількісне визначення нітратів у воді. Сучасні проблеми екології: матеріали XV Всеукр. наук. on-line

конф. студентів, магістрів та аспірантів з міжн. участю, 15 березня 2018 року. ЖитомирЖДТУ, 2018. С. 33 2.

10. Скиба Г.В., Шуляренко Ю.В. Порівняльна характеристика загальної твердості води із різних природних джерел. Конференція присвячена Дню науки: матеріали Всеукр. Наук.-практ. on-line конф. здобувачів вищої освіти і молодих вчених, 16-18 травня 2018 року. Житомир: ЖДТУ, 2018. С. 239.
11. Скиба Г.В., Григорян Л.А, Колодій М.А. Ремидіація забруднених міських грунтів за допомогою сучасних технологій. Сучасні проблеми екології: матеріали XVI Всеукр. наук. on-line конф. студентів, магістрів та аспірантів з міжн. участю, 10 квітня 2020 року. Житомир: «Житомирська політехніка», 2020. С. 35

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Журнал аналітичної хімії http://www.geokhi.ru/~zhakh
2. Електронна бібліотека літератури із загальної хімії: веб-сайт. URL: https://techemy.com (дата звернення: 25.05.2019).
3. Центр електронних навчальних матеріалів: веб-сайт. URL: http://193.108.240.69/moodle/ (дата звернення: 25.05.2019).
4. Библиотека Академии наук. Информация на английском языке: веб-сайт. URL: http://ban.yu.ru (дата звернення: 25.05.2019).
5. Наукова бібліотека: веб-сайт. URL: http://biopro.ucoz.ua/load/zagalna_ta_neorganichna_khimija/1-1-0-15(дата звернення: 25.05.2019).
6. Повнотекстові журнали з хімії англійською та російською мовою: веб-сайт. URL: http://abc.chemistry.bsu.by/free-journals/ (дата звернення: 25.05.2019).
7. Атлас мікрокристалічних реакцій катіонів І аналітичної групи: https://drive.google.com/open?id=1ipTfVtt_idmCZqHq2i2vEwD86q_WHrOt
8. Підручник з аналітичної хімії: https://www.uzhnu.edu.ua/uk/infocentre/get/8878