

Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії, екології та фармації
Кафедра органічної хімії та фармації

Кадикало Е. М., Марушко Л. П., Іващенко І. А.

ХІМІЯ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

*для студентів спеціальності
014 Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)*

Луцьк – 2021

Рекомендовано до друку науково-методичною радою
Волинського національного університету імені Лесі Українки
(Протокол № 3 від 22 листопада 2021 р.)

Рецензенти:

Піскач Л. В. – кандидат хімічних наук, професор кафедри хімії та технологій
Волинського національного університету імені Лесі Українки;
Шемет В. Я. – кандидат хімічних наук, доцент кафедри матеріалознавства
Луцького національного технічного університету.

Кадикало Е. М., Марушко Л. П., Іващенко І. А. Хімія. Методичні
рекомендації до лабораторного практикуму для студ. спеціальності
014 Середня освіта (Біологія та здоров'я людини). Луцьк: П “Зоря–плюс”
ВОО ВОІ СОІУ, 2021. 90 с.

Дані методичні рекомендації призначені для самостійної підготовки до лабораторних занять з хімії студентів спеціальності 014 Середня освіта (Біологія та здоров'я людини). Зміст і структура вказівок базуються на програмі даної навчальної дисципліни.

Навчально-методичне видання містить план лабораторного практикуму, методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з навчального курсу «Хімія», а також для самоконтролю при підготовці до модульних контрольних робіт та лабораторних занять подаються окремі теоретичні питання та ряд вправ для самостійного розв'язування.

Рекомендовано студентам факультету біології та лісового господарства денної форми навчання, викладачам та лаборантам, які проводять лабораторні заняття.

ЗМІСТ

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА	4
ПЛАН ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ	5
РОЗДІЛ 1. ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	6
1.1. Основні вимоги і правила роботи в хімічній лабораторії	6
1.2. Способи надання першої медичної допомоги	13
РОЗДІЛ 2. МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ	16
Лабораторна робота № 1. Встановлення формули кристалогідрату купрум (II) сульфату.....	16
<i>Семінар 1.</i> Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок.....	18
Лабораторна робота № 2. Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки	20
Лабораторна робота № 3. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Адсорбція. Каталіз.....	25
Лабораторна робота № 4. Приготування розчину певної концентрації. Колоїдні розчини	28
Лабораторна робота № 5. Гідроліз солей. Кислотно-основне титрування	33
Лабораторна робота № 6. Властивості <i>p</i> -елементів IV–VII груп періодичної системи	41
Лабораторна робота № 7. Властивості металів I–III груп періодичної системи. Властивості <i>d</i> -елементів періодичної системи. Гальванічний елемент. Електроліз.....	46
<i>Семінар 2.</i> Будова та реакційна здатність органічних сполук.....	52
Лабораторна робота № 8. Добування та вивчення властивостей насичених, ненасичених і ароматичних вуглеводнів	53
Лабораторна робота № 9. Спирти і феноли. Карбонільні сполуки. Карбонові кислоти.....	59
Лабораторна робота № 10. Білки. Вуглеводи. Ліпіди. Експериментальне визначення складових частин нуклеопротейдів.....	68
ДОДАТКИ	80
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	90

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Метою викладання навчальної дисципліни «Хімія» є систематизація знань студентів з хімії. Курс ділиться на такі частини: теоретичні основи загальної хімії, хімію елементів і їх сполук, основні класи органічних сполук, основні класи біоорганічних сполук. Розділи загальної хімії містять поняття, закони і теорії без яких не можливо зрозуміти властивості і перетворення речовин, в тому числі і біохімічні реакції, пов'язані з процесами метаболізму в живих організмах. Розділи хімії елементів присвячені систематичному розгляду властивостей елементів, в тому числі, в зв'язку з їх біологічною активністю, та їх найважливіших сполук, відповідно до розміщення елементів у головних та побічних підгрупах періодичної системи. Наступні розділи присвячені огляду властивостей основних класів органічних та біоорганічних сполук. Розглядається їх роль у біологічних процесах.

Основні завданнями вивчення дисципліни «Хімія» полягають в ознайомленні студентів з теоретичними основами, методами і прийомами усіх основних розділів сучасної хімії.

Під час проходження лабораторного практикуму студенти повинні виконати лабораторні роботи по вивченню властивостей неорганічних та органічних речовин різних класів, мінеральних добрив. Ознайомитися з основними закономірностями хімічних процесів, навчитися готувати розчини різної концентрації, вести необхідні розрахунки за хімічними рівняннями. Крім того проводиться вступне заняття з техніки безпеки в лабораторії, ознайомлення з лабораторним посудом, семінари з розгляду питань щодо будови атома, періодичного закону і хімічного зв'язку, а також питань будови та реакційної здатності органічних сполук.

Як допуск до виконання лабораторної роботи на кожному занятті перевіряються знання студентами методики експерименту. Перед кожною лабораторною роботою наведені основні теоретичні дані, необхідні для кращого розуміння хімічних процесів, що вивчаються при виконанні лабораторної роботи.

Для підготовки до модульних контрольних робіт у цьому методичному виданні наведені вправи та задачі для самопідготовки, які дозволяють студентам закріпити набуті теоретичні знання та виробити вміння застосовувати їх для вирішення практичних завдань.

Кожну тему завершує перелік питань для самоконтролю, самоперевірки і контролю засвоєння знань, що дає змогу забезпечити ефективне опрацювання студентом навчального матеріалу в процесі самостійної роботи. Контрольні питання сприяють засвоєнню практичних прийомів розв'язання завдань і набуттю навичок логічного мислення студентів.

Бібліографічний список містить перелік основної та рекомендованої літератури для вивчення курсу хімії.

ПЛАН ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

№ заняття	Тема	Кількість годин
1	Правила поведінки і техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії. Хімічний посуд, прилади, реактиви.	2
	Основні хімічні закони. <i>Лабораторна робота № 1.</i> Встановлення формули кристалогідрату купрум II сульфату.	2
2	<u>Семинар № 1:</u> Будова атома. Періодичний закон. Хімічний зв'язок. Контрольна робота № 1: <i>Основні поняття та закони хімії.</i>	4
3	<i>Лабораторна робота № 2.</i> Класи неорганічних сполук. Комплексні сполуки.	4
4	<i>Лабораторна робота № 3.</i> Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага. Адсорбція. Каталіз.	4
5	<i>Лабораторна робота № 4.</i> Приготування розчину певної концентрації. Колоїдні розчини.	4
6	<i>Лабораторна робота № 5.</i> Гідроліз солей. Кислотно-основне титрування.	4
7	<i>Лабораторна робота № 6.</i> Властивості р-елементів IV–VII груп періодичної системи.	4
8	<i>Лабораторна робота № 7.</i> Властивості металів I–III груп періодичної системи. Властивості d-елементів періодичної системи. Гальванічний елемент. Електроліз.	4
9	Контрольна робота № 2: <i>Закономірності перебігу хімічних процесів. Властивості неметалів і металів.</i>	4
10	<u>Семинар № 2:</u> Будова та реакційна здатність органічних сполук.	4
11	<i>Лабораторна робота № 8.</i> Добування та вивчення властивостей насичених, ненасичених і ароматичних вуглеводнів. Контрольна робота № 3: <i>Вступ до органічної хімії. Вуглеводні.</i>	4
12	<i>Лабораторна робота № 9.</i> Спирти та феноли. Карбонільні сполуки. Карбонові кислоти.	4
13	<i>Лабораторна робота № 10.</i> Білки. Вуглеводи. Ліпіди. Експериментальне визначення складових частин нуклеопротеїдів.	4
14	Контрольна робота № 4: <i>Оксигеновмісні та нітрогеновмісні похідні вуглеводнів. Елементи біоорганічної та біонеорганічної хімії.</i>	4
Разом		56

РОЗДІЛ 1. ТЕХНІКА ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1.1. ОСНОВНІ ВИМОГИ І ПРАВИЛА РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Загальні правила роботи в хімічній лабораторії

1. В хімічній лабораторії потрібно працювати в халаті.
2. Забороняється приносити в лабораторію верхній одяг, залишати сумки в проходах.
3. В лабораторії забороняється бігати, голосно розмовляти, їсти, палити.
4. Кожен студент повинен працювати тільки на закріпленому за ним робочому місці.
5. Робоче місце потрібно утримувати в чистоті і порядку, не загромождувати його предметами, які не стосуються даної роботи.
6. Категорично забороняється працювати в лабораторії самотійно у відсутності лаборанта чи викладача.
7. Починати виконання лабораторної роботи можна лише з дозволу викладача.
8. При виконанні будь-якої роботи потрібно дотримуватись обережності, пам'ятаючи, що неакуратність, неуважність, недостатнє знайомство з приладами і властивостями речовин може бути причиною нещасних випадків.
9. Хімічні реакції слід проводити у строгій відповідності до методичних рекомендацій. Категорично забороняється будь-яке відхилення від умов виконання дослідів, що описані в методичній розробці.
10. Під час роботи слід зберігати тишу, порядок і дотримуватись правил безпеки; забороняється займатися сторонніми справами.
11. Після закінчення роботи необхідно прибрати робоче місце, вимкнути електроприлади, перекрити газ і воду, здати робоче місце лаборантові (черговому студентові).

Правила безпеки під час роботи в хімічній лабораторії

Загальні вимоги

1. Хімічні досліді необхідно проводити в тих умовах і порядку, з такими кількостями й концентраціями речовин і приладами, які зазначені в інструкції до проведення експерименту.
2. Хімічні реактиви для дослідів видає лаборант у кількостях, необхідних для даного експерименту.
3. Доступ студентів до місця зберігання хімічних реактивів повинен бути виключений.
4. Під час проведення дослідів залишати робоче місце не дозволяється.
5. Працювати з високотоксичними речовинами (хлорангідриди кислот, бром, хлор, оксид карбону, галогенопохідні фосфору, синильна кислота та ін.), а також проводити досліді, які супроводжуються виділенням шкідливих газів і пари, треба лише у витяжній шафі зі справною діючою вентиляцією.
6. Категорично забороняється користуватись речовинами з посуду, що не має етикеток.

7. Визначаючи речовину за запахом, необхідно легким рухом долоні над горлом посудини спрямувати пару або газ до носа і вдихати обережно, не нахилиючись до посудини.

8. Не дозволяється брати реактиви незахищеними руками. Для цього слід використовувати ложки, шпателі або совочки.

9. Насипати або наливати реактиви необхідно на столі: сухі – над аркушем паперу, рідкі – над скляною посудиною. Розсипаний або розлитий реактив не дозволяється зсипати або зливати назад у основну тару.

10. Закріплювати хімічний посуд (колби, стакани тощо) у тримачах штатива слід обережно, обертаючи його навколо осі, поки не відчується невелике утруднення в обертанні.

11. Нагрівати хімічні реактиви для дослідів необхідно тільки у тонкостінному скляному або фарфоровому посуді. Під час нагрівання рідин не можна заглядати згори в посудину для запобігання травм внаслідок розбризкування нагрітої речовини. Всі досліди, пов'язані з застосуванням або використанням отруйних речовин, а також отруйних парів і газів, дозволяється проводити тільки у витяжній шафі, дверцята повинні бути опущені на 1/3. У випадку зупинки вентилятора досліди у витяжній шафі повинні бути негайно припинені. При нагріванні і кип'ятінні розчинів в пробірці необхідно користуватись тримачами і слідкувати за тим, щоб отвір пробірки не був звернений в бік інших студентів.

12. Не можна нагрівати закоркованими ніякі посудини чи апарати, крім спеціально для цього призначених.

13. Нагрівання летких та горючих рідин (ефір, петролейний ефір, бензин, ацетон, бензен, спирт та ін.) слід проводити тільки на водяній бані, а не на відкритому полум'ї. Категорично забороняється ставити склянки з горючими та легкозаймистими рідинами поблизу відкритого полум'я.

14. Категорично забороняється виливати в раковину залишки концентрованих кислот, лугів, вогнебезпечні рідини та речовини з різким неприємним запахом, кидати в раковину папір, вату, сірники, осадки та інші тверді речовини. Для цього потрібно використовувати спеціально призначені склянки.

15. Заборонено пробувати речовини на смак.

16. Заборонено проводити досліди в брудному посуді. Не дозволяється залишати речовини у посуді без етикеток або підписів. Заборонено використовувати реактиви з банок, які не мають етикеток. При невпевненості в підписі на етикетці слід звернутися до лаборанта або викладача.

17. При запалюванні пальника спочатку потрібно обмежити до мінімуму доступ повітря, потім запалити сірник, відкрити газовий кран і піднести сірник збоку до отвору пальника; поступово збільшуючи надходження повітря, одержати окисне полум'я (яке має блакитний колір); відрегулювати висоту полум'я до необхідної шляхом обмеження або збільшення подачі газу. При цьому потрібно враховувати, що значний надлишок повітря при запалюванні пальника і під час користування ним може привести до відриву полум'я від пальника.

Правила безпечної роботи з кислотами і лугами

1. Концентровані кислоти, а також аміак необхідно обережно наливати під витяжкою, щоб запобігти травмам.

2. Переносити або навіть підіймати склянки з агресивними реактивами за шийку посудини не дозволяється.

3. Для одержання розчинів із концентрованих кислот необхідно лити **кислоту у воду**, а не навпаки, постійно перемішуючи. Розчинення концентрованої кислоти у воді (особливо сульфатної) супроводжується сильним нагріванням і розбризкуванням рідини, що може призвести до опіків.

4. Для розбавлення концентрованих кислот, їх змішування, а також для змішування речовин, яке супроводжується виділенням теплоти, потрібно користуватися хімічним тонкостінним скляним або фарфоровим посудом.

5. Щоб уникнути опіків порожнини рота, а також отруєння, забороняється набирати розчини кислот, лугів та інших агресивних рідин у піпетку ротом. Для засмоктування цих речовин потрібно користуватися піпетками з різними пастками та гумовою грушею.

6. Розчиняти луги слід у фарфоровому посуді, повільно додаючи до води невеликі порції лугу при безперервному перемішуванні. Шматочки лугу можна брати тільки пінцетом або щипцями.

7. Під час проведення всіх операцій з кислотами і лугами треба обов'язково застосовувати засоби індивідуального захисту: халат та гумовий фартух, гумові рукавиці, захисні окуляри тощо.

8. Відпрацьовані кислоти і луги слід збирати в спеціально призначений посуд окремо і зливати в каналізацію тільки після нейтралізації.

9. Розлиті кислоти або луги необхідно негайно засипати піском, нейтралізувати і після цього прибрати.

Правила безпечної роботи з металічним натрієм

1. Лужний метал натрій енергійно взаємодіє з водою, при цьому виділення водню може супроводжуватися вибухом. Тому під час роботи з металічним натрієм потрібно бути особливо обережним.

2. Не можна допускати, щоб натрій мав контакт з водою, вологими предметами, органічними сполуками, які містять хлор, твердим карбону (IV) оксидом (сухим льодом).

3. Усі роботи з металічним натрієм треба виконувати на піддонах у витяжній шафі, використовуючи захисні окуляри і гумові рукавиці, якомога далі від джерел води і тепла.

4. Не дозволяється працювати з натрієм за вологості в приміщенні, яка перевищує 60 %.

5. Зберігати металічний натрій необхідно в скляній тарі, яка щільно закрита корком, під шаром зневодненого гасу, парафіну або трансформаторного мастила. Банки зберігаються в металевому ящику з піском.

6. Виймати металічний натрій з тари, завантажувати його в апарати тощо треба лише сухим пінцетом або тигельними щипцями. Гас, парафін та трансформаторне мастило з поверхні металу витирають фільтрувальним папером.

7. Різати металічний натрій потрібно на фільтрувальному папері сухим і гострим ножом. Первинне різання натрію треба виконувати під шаром трансформаторного мастила або гасу для зняття верхнього пероксидного шару,

оскільки внаслідок контакту пероксидних сполук із чистим металом на відкритому повітрі може статися вибух.

8. Відходи (обрізки) металічного натрію необхідно збирати в окремі банки зі зневодненим гасом для наступного знищення в той самий день. Нагромаджувати залишки натрію не дозволяється.

9. Викидати залишки металічного натрію в каналізаційну раковину або тару для збирання сміття не дозволяється.

10. Прилади і посуд, в яких можлива наявність частинок металічного натрію, треба спочатку промити етиловим спиртом і тільки після цього, коли увесь метал розчиниться в ньому, можна промивати водою.

11. Для гасіння металічного натрію, який загорівся, треба користуватися порошковим вогнегасником, сухим піском, сухою магнезією або ковдрою. Не дозволяється застосовувати для гасіння лужних металів воду, пінні вогнегасники та карбону (IV) оксид (вуглекислоту).

Правила безпечної роботи з металічною ртуттю

1. Робота з металічною ртуттю проводиться лише у витяжній шафі з включеною вентиляцією. Прилад та посудини для роботи розміщуються на металевому емальованому піддоні.

2. Ртуть зберігається у тефлонових або скляних банках під шаром води.

3. Ртутні термометри для вимірювання температури не можна застосовувати для перемішування реакційної суміші.

4. Для вимірювання температури бані термометр необхідно закріпити на штативі за допомогою лапки.

5. Для вимірювання температури реакційної суміші термометр має бути належним чином закріплений в колбі.

6. Кожен термометр має робочий діапазон температур. Не дозволяється нагрівати реакційну суміш до температури, яка є вищою за максимальне значення температури для даного термометра.

7. Термометр при збиранні приладу вставляється останнім, а при розбиранні виймається першим.

8. Не можна класти термометр близько до краю стола або витяжної шафи.

9. Якщо у приладі з термометром має ще працювати механічна мішалка, то остання не має торкатися термометра у процесі перемішування.

10. Категорично забороняється викидати залишки розбитого термометра у раковину або в корзину для сміття.

11. Для запобігання отруєння парами ртуті розбитого термометра необхідно вжити наступних заходів:

а) якщо термометр розбився у колбі, то рештки термометра акуратно вийняти з колби (у витяжній шафі) і покласти у великий хімічний стакан з водою. Залишки ртуті з колби також злити у цей стакан. Все це віддати лаборантові.

б) якщо термометр розбився на столі або на підлозі, необхідно попередити студентів, які працюють поруч і не ходити по тому місці. Видимі краплі ртуті слід зібрати на листочок паперу згорнутий човником і злити у склянку з водою. Дрібні частинки ртуті збираються за допомогою щіточки з тоненького мідного дроту попередньо змоченої у концентрованій нітратній кислоті. Після цього місце де була

розлита ртуть обробляється 10 % розчином ферум (III) хлориду і залишається на добу. Через добу змивається гарячою водою.

Правила безпечної роботи з органічними розчинниками

На заняттях в хімічній лабораторії використовуються органічні розчинники, які мають значну токсичність і утворюють з повітрям вибухонебезпечні суміші: ацетон, бензин, бензен, етиловий, бутиловий і метиловий спирти тощо.

За ступенем небезпечності розчинники, які застосовуються в хімічній лабораторії, належать до трьох груп:

- розчинники, які зумовлюють здебільшого гострі отруєння з переважаючим явищем наркозу, – бензин, етиловий і бутиловий спирти, ацетон;
- розчинники більш токсичні, які спричиняють гострі отруєння, – метиловий спирт (метанол) тощо;
- розчинники, які мають високу токсичність, крім гострих отруєнь спричиняють стійкі зміни функції кровоносних органів і нервової системи, – бензен тощо.

За ступенем пожежної безпеки більшість із них належить до легкозаймистих та вибухонебезпечних (етери, естери, спирти, ацетон, бензен, хлороформ, чотирьохлористий вуглець, тетрагідрофуран тощо).

1. Під час роботи з органічними розчинниками потрібно бути особливо обережним, роботу виконувати у витяжній шафі.

2. Прилад, у якому демонструють дослід, пов'язаний з небезпекою вибуху, з боку працюючого повинен бути захищений екраном із органічного скла. Експериментатор захищає очі окулярами або маскою з козирком із оргскла.

3. Перед початком роботи з легкозаймистими розчинниками всі пальники, які є у витяжній шафі, де виконується дослід, треба загасити, а електричні нагрівники – вимкнути.

4. Роботу, пов'язану з небезпекою загоряння, спалаху або вибуху, треба виконувати стоячи.

5. Нагрівання і перегонку легкозаймистих і горючих органічних розчинників дозволяється виконувати лише на водяній або паровій бані, використовуючи електронагрівачі. Ці речовини забороняється нагрівати у відкритих колбах на газовому пальнику та відкритих електроплитках; переганяти їх досуха.

6. Не дозволяється виливати в каналізацію органічні розчинники. Відпрацьовані рідини потрібно збирати у призначену тару, що герметично закривається, і знищувати в місцях, погоджених із органами санітарного та пожежного нагляду.

7. Якщо в лабораторії розлито невелику кількість органічного розчинника (до 0,05 л), треба загасити відкрите полум'я у всьому приміщенні і провітрити його.

Правила електробезпеки

Поводження з електроприладами в хімічній лабораторії потребує великої обережності й безумовного виконання правил електробезпеки.

В хімічній лабораторії треба використовувати електронагрівачі закритого типу та інше електричне обладнання тільки заводського виготовлення. При експлуатації слід користуватися паспортом та інструкцією заводу-виробника.

Правила користування витяжною шафою

1. Витяжну шафу вмикають не пізніше, ніж за 15 хв. до початку роботи.
2. Стулки витяжної шафи під час роботи мають бути максимально закритими з невеликим зазором для тяги. Відкривати їх дозволяється тільки на час використання встановлених у шафі приладів або в разі іншої потреби на висоту, зручну для роботи, але не більше, як половина висоти отвору.
3. Підняті стулки під час роботи у витяжній шафі закріплюють за допомогою наявних для цього пристроїв.
4. Якщо витяжна шафа має кілька стулок, то ті, якими не користуються, повинні бути закритими. У випадку недотримання цього правила знижується ефективність вентиляції.
5. Щоб запобігти проникненню шкідливих газів і пари з витяжної шафи до приміщення лабораторії, вентиляцію треба відрегулювати так, щоб у шафі утворювалося невелике розрідження.

Правила роботи зі скляним лабораторним посудом

1. Під час роботи на установці, виготовленій зі скла або з елементами зі скла, в умовах, коли є хоч невелика ймовірність аварії, необхідно обгородити всю установку захисним екраном із оргскла, а найнебезпечніші ділянки установки – металевою сіткою або металевим кожухом.
2. Під час монтажу скляних приладів застосовувати надмірні зусилля не дозволяється. При з'єднанні окремих частин зі скла необхідно захищати руки тканиною.
3. Щоб полегшити складання приладів, кінці скляних трубочок змочують водою, вазеліном або гліцерином.
4. Усі види механічної і термічної обробки скла потрібно виконувати з використанням захисних окулярів.
5. Щоб обрізати скляну трубку або паличку, необхідно зробити на ній надріз напилком або іншим інструментом, який ріже скло, після чого взяти трубку обома руками і легким натиском у напрямі, протилежному надрізу, зламати її.
Після розлому гострі кінці слід оплавити або обробити шліфшкіркою.
- Якщо хімічні реактиви знаходяться в ампулах, то для їх відкривання необхідно обережно зробити надріз, як у випадку зі скляною паличкою, відламати шийку ампули, тримаючи ампулу над лотком або іншою посудиною. Потім обережно пересипати або перелити вміст ампули у заздалегідь заготовлену склянку (наприклад, бром чи іод необхідно тримати в посудині, виготовленій із темного скла).
6. Кінці скляних трубок і паличок, які застосовують для розмішування розчинів та з іншою метою, мають бути оплавлені.
7. Для змішування або розбавлення речовин, які супроводжуються виділенням теплоти, а також для нагрівання хімічних речовин слід використовувати фарфоровий або тонкостінний скляний посуд.
8. Пробірки, круглодонні колби, фарфорові чашки можна нагрівати на відкритому вогні, плоскодонні колби і склянки слід нагрівати тільки на металевому розсікачі полум'я.

9. Посудину з гарячою рідиною не можна закривати притертим корком доти, поки вона не охолоне.

10. Щоб відкрити корок, який заклинив, необхідно спочатку обережно постукати по обводу пробки знизу догори дерев'яним молоточком або брусом. Якщо це не допомагає, потрібно обережно підігріти шийку посудини так, щоб не нагрілась вся посудина. Нагрівати можна рушником, змоченим гарячою водою, обгорнувши ним шийку посудини або над полум'ям спиртового пальника, обертаючи посудину навколо осі, не торкаючи її до полум'я. Не можна нагрівати посудину над відкритим полум'ям, якщо в посудині містяться легкозаймисті, вибухонебезпечні або отруйні речовини.

11. Великі хімічні склянки слід піднімати обома руками так, щоб відігнуті краї (бортики) спиралися на вказівний та великий пальці.

12. Установку або окремі частини її, які перебувають під вакуумом, слід захищати дротяним екраном (сіткою); під час роботи з ними користуватися захисними окулярами.

13. Скляні посудини, призначені для роботи під вакуумом, заздалегідь випробовують на максимальне розрідження. Перед випробуванням посудину потрібно обгорнути рушником або натягнути на неї металеву сітку. Такі самі заходи безпеки застосовують під час проведення фільтрування під розрідженням. Застосовувати плоскодонний посуд (перегонну колбу, приймач) у вакуумних установках і приладах не дозволяється.

14. Тонкостінну посудину під час закривання гумовим корком (наприклад, при виготовленні промивалки) тримають за верхню частину шийки, корок злегка повертають, руки при цьому захищають рушником.

15. Роботу з отруйними, вогне- і вибухонебезпечними речовинами, а також роботи, які проводяться під тиском або вакуумом, слід виконувати в приладах і посуді з високоякісного, термостійкого скла.

16. Нагріваючи рідину в пробірці або колбі, необхідно закріплювати їх так, щоб отвір пробірки або шийка колби були спрямовані в напрямі від себе і сусідів по роботі; при цьому посуд наповнюють рідиною не більше, ніж на третину об'єму. Протягом усього процесу нагрівання не дозволяється нахилитися над посудиною і заглядати в неї.

17. При нагріванні хімічних речовин у пробірці або колбі не дозволяється тримати їх руками, треба закріплювати в тримачі для пробірок або в лапці штатива (затискач повинен бути біля отвору пробірки).

18. Під час миття скляного посуду треба пам'ятати, що скло крихке, легко ламається і тріскається від ударів, різкої зміни температури. Для миття посуду щітками ("йоржами") дозволяється спрямовувати дно посудини тільки від себе або донизу.

1.2. СПОСОБИ НАДАННЯ ПЕРШОЇ (ДОЛІКАРСЬКОЇ) МЕДИЧНОЇ ДОПОМОГИ ПОТЕРПІЛИМ

Під час проведення лабораторних занять в хімічній лабораторії можливі нещасні випадки (отруєння, хімічні й термічні опіки, травмування осколками скла тощо). Слід пам'ятати, що чим швидше буде надано допомогу потерпілому, тим менше буде негативних наслідків. Кожен працюючий повинен знати, де в лабораторії знаходиться аптечка з медикаментами, уміти надати першу допомогу при різних травмах. У випадку необхідності потрібно негайно викликати швидку допомогу.

Перша допомога у випадку отруєнь

1. Отруєння карбону (II) оксидом

Ознаки отруєння: запаморочення, головний біль, слабкість, блювання, шум у вухах, судороги і втрата свідомості.

Перша допомога: негайно вивести потерпілого на свіже повітря, звільнити від одягу, який заважає диханню, давати вдихати кисень (чистий або з добавкою вуглекислоти (CO₂) з масовою часткою 5 %) Потерпілого потрібно тримати в теплі, зігрівати грілками або теплими компресами до рук і ніг. При потребі – робити штучне дихання до прибуття лікаря.

2. Отруєння сірководнем

Ознаки отруєння: запаморочення, головний біль, нудота, загальна слабкість. У деяких випадках може настати раптова смерть внаслідок ураження дихальних шляхів.

Перша допомога треба забезпечити потерпілому доступ свіжого повітря, дати вдихати кисень з добавкою вуглекислоти з масовою часткою 5-7 %.

3. Отруєння оксидами Нітрогену

Ознаки отруєння: оксиди Нітрогену насамперед діють на слизову оболонку і дихальні шляхи, потім зумовлюють подразнення очей, сухість у горлі, кашель, іноді нудоту і блювання. Отруєння оксидами Нітрогену особливо небезпечно для осіб, які страждають захворюваннями серця.

Перша допомога: потерпілому дати дихати чистим киснем. У зв'язку з можливим набряканням легень і порушенням кровообігу слід уникати всяких зусиль, потрібен повний спокій. Не допускати охолодження тіла.

4. Отруєння хлором

Ознаки отруєння: подразнення верхніх дихальних шляхів, за тривалої дії кашель посилюється і може завершитися спазмом окремих ділянок дихальних шляхів, може зупинитись дихання. Навіть за короткочасної дії хлору треба остерігатися гострого набрякання легень.

Перша допомога: негайно вивести потерпілого на свіже повітря, звільнити від одягу, що заважає диханню. Дати дихати киснем або вдихати з ватки нашатирний спирт з етанолом, можна дати випити суспензію магнію оксиду (10 г на склянку води). Покласти до рук і ніг потерпілого теплі компреси.

5. Отруєння сірчистим газом

Ознаки отруєння: подразнення слизових оболонок, кашель і чхання.

Перша допомога: потерпілого вивести на свіже повітря, вдихати нашатирний спирт з етанолом, застосувати інгаляцію розчином питної соди з масовою часткою натрію гідрогенкарбонату 2 %.

6. Отруєння амоніаком

Ознаки отруєння: подразнення слизових оболонок, сльозотеча і запалення очей, сильний кашель, жар у горлі. Крім того, у потерпілого з'являються нудота і приступи задухи.

Перша допомога: при отруєнні через вживання рідини з амоніаком дати випити велику кількість води з додаванням до неї оцтової кислоти, викликати блювання, дати молока, яєчний білок, при отруєнні внаслідок вдихання амоніаку вивести потерпілого на свіже повітря, вдихати пари розведеної оцтової кислоти.

7. Отруєння органічними рідинами

У разі потрапляння в організм через рот отруйних органічних рідин: ацетон, формалін, метанол, анілін тощо – необхідно викликати блювання, а потім дати молока і яєчний білок.

При отруєннях в інших випадках необхідно:

при отруєнні сірковуглецем – потерпілого вивести на свіже повітря, давати вдихати нашатирний спирт, дати валідол, напоїти міцним солодким чаєм;

при отруєнні натрію фторидом – створити потерпілому повний спокій, поїти молоком з яєчним білком або дати вапняну воду;

при отруєнні сульфатною кислотою – дати проковтнути шматочок льоду і покласти лід на живіт, прополоскати рот розчином калію перманганату з масовою часткою 2 %, пити молоко, яєчний білок, розчин крохмалю.

Перша допомога при опіках

Під час роботи в лабораторії найбільш імовірними є термічні і хімічні опіки.

1. При термічних опіках першого ступеня уражене місце обробляють етиловим спиртом, після чого накладають суху стерильну пов'язку або чисту тканину і звертаються до дерматолога. Ні в якому разі не можна проколівати пухир, змочувати місця опіків водою припікати їх розчином калій перманганату, брильянтової зелені, розчином йоду, застосовувати “народні засоби”, різні олії, вазелін, бо вони тільки підсилюють опіки, сповільнюють загоєння ран. При важких опіках необхідно негайно відправити потерпілого до лікувального закладу.

2. У випадку хімічних опіків уражену ділянку шкіри треба промити великою кількістю прохолодної води протягом 15-20 хв. (забороняється обробляти обпечені місця ватним тампоном), потім промивають розчином питної соди з масовою часткою натрію гідрогенкарбонату 2 % (при потраплянні кислоти) або розчином оцтової чи лимонної кислоти з масовими частками 1–2 % (при потраплянні лугу) промивають водою і накладають марлеву пов'язку з риванолом або фурациліном.

При опіках під час роботи з металічним натрієм, а також фосфором необхідно ватним тампоном зняти з поверхні шкіри ці речовини, а потім промити великою кількістю води.

При опіках фенолом уражене місце від країв до центру обробляють етиловим спиртом.

При опіках бромом слід швидко змити бром за допомогою етанолу. Після цього ушкоджене місце змазують маззю від опіків. У випадку вдихання парів бром

слід змочити вату етиловим спиртом і глибоко вдихати пари спирту, а потім випити молоко і вийти на свіже повітря.

Перша допомога при опіках очей

1. При потраплянні в око будь-якої хімічної речовини необхідно ретельно промити його великою кількістю води.

2. Опіки очей під час роботи в хімічній лабораторії найчастіше спричиняються кислотами і лугами. При опіках кислотою безпосередньо після опіку видно ділянку і важкість ураження. Спостерігається почервоніння, у важких випадках – омертвіння тканини і в подальшому – відторгнення омертвілої тканини.

3. При опіках лугом не завжди видно відразу важкість ураження. Спостерігається почервоніння кон'юнктиви, помутніння рогівки, хворі не завжди звертаються до лікаря. Проте через 1-2 дні стан погіршується, рогівка мутніє, і людина може втратити зір. Усе це трапляється внаслідок того, що при опіках кислота безпосередньо пошкоджує тканини, до яких дотикається, а луг просочується між клітинами і спричиняє руйнівну дію на саму тканину.

4. При потраплянні в око кислоти найкраще відразу промити його чистою проточною водою, а потім накласти ватний тампон, змочений розчином натрій гідрогенкарбонату з масовою часткою 3 %.

5. Промивати очі при потраплянні лугу слід водою, а після цього – розчином боратної кислоти з масовою часткою 2 % (1 чайна ложка боратної кислоти на склянку води). Після заключного промивання очей чистою водою під повіки вводять 2-3 краплі альбучиду з масовою часткою розчиненої речовини 30 %.

6. Промивати очі після опіку необхідно ретельно протягом 20-30 хв., а потім обов'язково звернутися до лікаря.

Перша допомога при пораненні

Той, хто подає допомогу при пораненні, повинен з милом помити руки, а якщо це неможливо – змазати пальці йодною настоянкою. Торкатися рани навіть вимитими руками не дозволяється. Не дозволяється обмивати рану водою.

При незначних порізах рану обробляють йодною настоянкою і накладають марлеву пов'язку, яка захищає організм від мікробів і сприяє швидкому зсіданню крові.

При пораненні склом або іншим предметом рану промивають великою кількістю дистильованої води або тампоном, змоченим етиловим спиртом; виймають осколки скла і знову промивають рану спиртом. Якщо рана забруднена, бруд видаляється лише навкруги, але ні в якому разі не з глибинних шарів рани. Шкіру навколо рани обробляють йодною настоянкою або розчином брильянтової зелені, перев'язують і звертаються до медпункту.

При серйозному порізі й сильній кровотечі необхідно накласти джгут вище рани, покрити рану стерильною марлею і негайно викликати лікаря.

РОЗДІЛ 2

МЕТОДИЧНІ РОЗРОБКИ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 1

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКони ХІМІЇ. СТЕХІОМЕТРИЧНІ РОЗРАХУНКИ. БУДОВА АТОМІВ, МОЛЕКУЛ ТА ТВЕРДИХ ТІЛ

Лабораторна робота № 1

ВСТАНОВЛЕННЯ ФОРМУЛИ КРИСТАЛОГІДРАТУ КУПРУМ (II) СУЛЬФАТУ

Короткі теоретичні відомості

Процес розчинення речовин, як і хімічна взаємодія між ними, як правило, супроводжується виділенням або поглинанням тепла. На основі вивчення стану речовин в розчинах Д.І. Менделєєв прийшов до висновку, що під час розчинення речовини взаємодіють з розчинниками з утворенням сполук, які називають *сольватами*. Якщо розчинником є вода, то утворені сольвати називають *гідратами*, а процес утворення їх – *гідратацією*. Гідратна теорія Д.І. Менделєєва лежить в основі сучасного вчення про розчини.

Часто молекули води настільки міцно зв'язуються з часточками розчиненої речовини, що під час її кристалізації з розчину залишаються в складі утворених кристалів. Такі кристали називають *кристалогідратами*, а воду, що входить до їх складу - кристалізаційною водою. Зображуючи кристалогідрати формулами, спочатку записують формулу безводної солі, потім кількість молекул води. Наприклад: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та ін.

Міцність зв'язку між речовиною і кристалізаційною водою залежить від природи та температури кристалогідрату і може змінюватись у широких межах для різних кристалогідратів, що відбивається на температурі їх зневоднення. Наприклад, кристалогідрат натрій сульфату $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ зневоднюється, якщо його зберігати на повітрі при кімнатній температурі, а кристалогідрат купрум (II) сульфату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – при температурі, вищій за 220°C .

Експериментальна частина

Дослід. Визначення кристалізаційної води в мідному купоросі

Фарфоровий тигель нагрійте на піщаній бані протягом 15-20 хв і перенесіть тигельними щипцями в ексікатор для охолодження. Після охолодження тигель зважте на технохімічних терезах. Потім у тигель насипте 1-1,5 г розтертого в фарфоровій ступці порошку мідного купоросу, зважте і нагрійте на піщаній бані до повного зневоднення солі. Коли сіль стане білою, тигель охолодіть в ексікаторі і зважте. Нагрівання й охолодження повторіть доти, доки не буде досягнуто сталої маси.

При перегріванні білий порошок купрум (II) сульфату стає сіруватим, тому що збезводнена сіль при 630°C розкладається на CuO і CO_2 .

Дані досліді можна записати за такою формою: маса (в грамах) тигля q_1 маса тигля з сіллю q_2 , маса тигля з сіллю після першого нагрівання q_4 , маса тигля з сіллю,

доведеного до сталої маси q_5 , маса солі до нагрівання $q_3 = q_2 - q_1$ і маса втраченої води $q_6 = q_2 - q_5$.

На основі цих даних обраховують: а) процентний вміст безводного купрум (II) сульфату і води; б) кількість молів води, що припадає на один моль безводної солі; в) складають хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу.

Процентний вміст безводного купрум (II) сульфату A і води B обраховують за формулами:

$$\frac{q_3 - q_6}{q_3} \cdot 100\% = A\% = (100 - B)\%; \quad \frac{q_6}{q_3} \cdot 100\% = B\%,$$

де q_3 і q_6 – кількості кристалогідрату і води відповідно, визначені зважуванням під час проведення досліду.

Кількість молів води n , що припадають на одну молекулу безводної солі кристалогідрату, обчислюють за даними досліду або за визначеним процентним складом солі. Якщо дослідом визначено, що води міститься q_6 грамів, а безводної солі $(q_3 - q_6)$ грамів, то кількості їх молів дорівнюватимуть: $\frac{q_6}{M_1}$ молів води і $\frac{q_3 - q_6}{M_2}$ молів безводної солі (M_1 - молекулярна маса води, дорівнює 18; M_2 – молекулярна маса безводної солі).

Розрахункова формула для обчислення кількості молекул води, що припадають на одну молекулу солі, має вигляд:

$$n = \frac{q_6}{18} : \frac{q_3 - q_6}{M_2} = \frac{q_6 M_2}{18(q_3 - q_6)}$$

Якщо вміст кристалізаційної води в кристалогідраті виражено в процентах $B\%$, то можна виразити відношення між молями води і молями безводної солі $\frac{100 - B}{M_2}$ аналогічною розрахунковою формулою:

$$\frac{B}{18} : \frac{100 - B}{M_2} = n$$

Слід зазначити, що здебільшого, хоч і не завжди, на одну молекулу безводної солі кристалогідрату припадає ціле число молекул води. Наприклад, формула кристалогідрату кадмій (II) сульфату $\text{CdSO}_4 \cdot 8/3\text{H}_2\text{O}$.

Трохи добутого безводного купрум (II) сульфату відсипають в суху пробірку і, тримаючи дно пробірки на долоні руки, додають до солі кілька крапель води. Роблять відповідні висновки про гідратацію і тепловий ефект.

Вправи та задачі:

1. В якому стані перебуває вода в кристалогідраті?
2. Обчислити процентний вміст кристалізаційної води в кристалогідратах: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.
3. Встановити формулу кристалогідрату, що містить 14,3 % натрію, 9,9 % сульфур, 19,9 % кисню і 55,9 % води.
4. 1,5 г Кристалогідрату залізного купоросу збезводнили нагріванням і дістали 0,825 г безводної солі. Обчислити процентний вміст кристалізаційної води в молекулі кристалогідрату залізного купоросу та написати його формулу.
5. Яка кількість речовини (моль) H_2SO_4 міститься в 392 г кислоти.

6. Вказати масу (г) 5 моль сульфатної кислоти.
7. Скільки літрів водню прореагує з 3 літрами кисню при утворенні води (н.у.)?
8. Визначте вміст P_2O_5 (у %) в калій гідрогенфосфаті.
9. Вивести формулу ванадій оксиду, якщо відомо, що 2,73 г цього оксиду містить 1,53 г ванадію. Вказати число атомів у молекулі.
10. Змішали 7,3 г HCl з 4,0 г NH_3 . Скільки грамів NH_4Cl утвориться? Відповідь подати з точністю до десятих.
11. В закритій посудині об'ємом $0,6 \text{ м}^3$ міститься при $0^\circ C$ суміш $0,2 \text{ кг } CO_2$ і $0,15 \text{ кг } CH_4$. Визначити загальний тиск суміші і парціальний тиск кожного з газів.
12. Тиск газу, який займає об'єм $2,5 \text{ л}$ дорівнює $121,6 \text{ кПа}$. Чому дорівнюватиме тиск, якщо, не змінюючи температури, стиснути газ до об'єму 1 л ? Відповідь подати з точністю до цілих.
13. Який об'єм H_2 (при $17^\circ C$ і тиску $102,4 \text{ кПа}$) виділиться при розчиненні $1,5 \text{ кг}$ цинку в хлоридній кислоті? Відповідь подати в літрах з точністю до цілих.
14. Бертолетова сіль при нагріванні розкладається з утворенням KCl і O_2 . Із 5 г цієї солі було одержано $0,7 \text{ л}$ кисню, об'єм якого виміряно при $20^\circ C$ і тиску 111900 Па . Визначити масову частку домішок в калій хлораті.
15. Під час обробки розчином натрій гідроксиду $3,90 \text{ г}$ суміші алюмінію з його оксидом виділилось 840 мл газу, виміряного за нормальних умов. Визначити масову частку алюміній оксиду (у %) у вихідній суміші. Відповідь подати з точністю до десятих.

Семінар 1

БУДОВА АТОМА. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Питання для самопідготовки:

1. Розвиток уявлень про будову атома.
2. Корпускулярно-хвильовий дуалізм, принцип невизначеності.
3. Хвильова функція, рівняння Шредінгера.
4. Квантові числа.
5. Енергії та конфігурації електронних орбіталей атома. Атомні орбіталі (АО).
6. Принцип мінімальної енергії; принцип Паулі.
7. Правила Хунда; правила Клечковського.
8. Способи запису електронних формул атомів.
9. Періодичний закон і будова атома.
10. Будова періодичної системи. Форма таблиць.
11. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи.
12. Атомні радіуси, потенціал іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність і періодичність зміни цих характеристик.
13. Загальні хімічні властивості елементів: металічність чи неметалічність, кислотно-основні властивості, окисно-відновні властивості; періодичність їх зміни.
14. Атомне ядро. Радіоактивність. Ядерні реакції.
15. Поширення елементів у природі, походження елементів.
16. Причини утворення хімічного зв'язку. Властивості атомів, які взаємодіють. Ефективні радіуси, ефективні заряди атомів у молекулі.
17. Типи та характеристики хімічного зв'язку (енергія, довжина, кратність, кут між зв'язками, полярність).
18. Метод валентних зв'язків. Переваги та недоліки методу валентних зв'язків. Механізм утворення ковалентного зв'язку.
19. Напрявленість ковалентного зв'язку. σ - та π -зв'язки.
20. Типи гібридизації атомних орбіталей та їх просторова конфігурація.
21. Полярність та неполярність ковалентного зв'язку. Типи ковалентних молекул. Дипольний момент.
22. Порівняння методів ВЗ та МО ЛКАО.
23. Основні положення методу МО. Зв'язуючі та розпушуючі орбіталі.
24. Енергетичні діаграми молекул та іонів елементів першого періоду.
25. Іонний

18. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахувати, яка із сполук: а) NaOH; б) HClO; в) Al(OH)₃; г) Mg(OH)₂ буде дисоціювати найлегше у водних розчинах?
19. Користуючись методом МО–ЛКАО пояснити, чому не може існувати молекула He₂ але можливе існування молекулярного іону He₂⁺?
20. Яка енергія (кДж) повинна бути затрачена на розклад HI масою 0,64 г, якщо E_{дис}(HI)=298,4 кДж/моль? Чи буде розкладатися HI дією УФ випромінювання (λ=2·10⁻⁷ м)?
21. Чому для молекул H₂S і HCl на відміну від H₂O і HF утворення водневих зв'язків не характерне?

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2

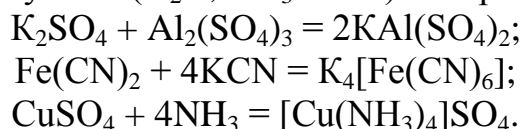
КЛАСИФІКАЦІЯ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ. ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Лабораторна робота № 2

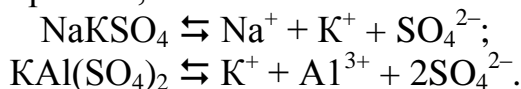
КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Короткі теоретичні відомості

Кожна з солей *звичайного* типу (NaCl, K₂SO₄, Fe₂(SO₄)₃ тощо) складається з катіонів якогось певного одного елемента й аніонів певної однієї кислоти. Відомі також солі, які складаються з декількох катіонів або аніонів. Наприклад: NaKSO₄, CuCl₂·2KCl, K₄[Fe(CN)₆], [Cu(NH₃)₄]SO₄ та ін. Такі солі називаються *складними*. Складні солі утворюються або при взаємодії солей *звичайного* типу, або при взаємодії солей з іншими сполуками (H₂O, NH₃ та ін.). Наприклад:



Складні солі, які під час розчинення дисоціюють тільки на ті іони, що входили до складу сполук, з яких утворено складну сіль, і при цьому ніяких інших іонів з новими властивостями не утворюють, називаються *подвійними солями*. Наприклад:



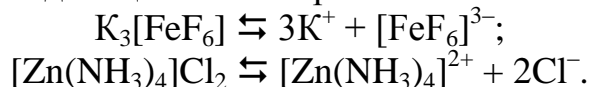
Складні іони, утворені з різних іонів або з іонів і молекул, які мають властивості, відмінні від властивостей своїх складових частин, називаються комплексними іонами. Солі, що складаються з комплексних іонів, називаються *комплексними солями*.

Серед зовнішніх ознак комплексоутворення можна назвати такі: 1) зміна кількості вільних іонів; 2) послаблення гідролізу; 3) зміна забарвлення; 4) зміна електролітної природи; 5) зміна розчинності компонентів системи.

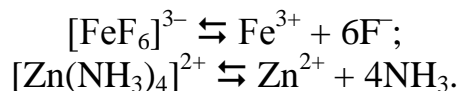
Атом (іон) металу, який приєднує до себе протилежно заряджені іони або нейтральні молекули, утворюючи комплексний іон, називається *комплексоутворювачем* або *центральним атомом*, а іони або молекули, які безпосередньо з ним пов'язані – *адендами* або *лігандами*. Загальну кількість адендів, розташованих навколо комплексоутворювача, називають *координаційним числом*.

Центральний атом комплексу і координовані групи утворюють так звану *внутрішню сферу*, а протиіони комплексу – *зовнішню сферу*.

Щоб відрізнити прості іони від комплексних, при написанні формул комплексів складні іони беруть у квадратні дужки. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості та комплексні іони:



Це означає, що іони калію та хлору можна легко осаджувати реактивами, які утворюють з ними важкорозчинні солі. Осадити іони фтору і видалити молекули аміаку значно важче. Це пояснюється тим, що комплексні іони дисоціюють незначною мірою:



Їх дисоціація підлягає закону діючих мас і з кількісного боку характеризується *константою нестійкості*. Константа рівноваги реакції дисоціації комплексних іонів називається *константою нестійкості комплексу*:

$$K_{[FeF_6]^{3-}} = \frac{[Fe^{3+}][F^-]^6}{[FeF_6^{3-}]}; \quad K_{[Zn(NH_3)_4]^{2+}} = \frac{[Zn^{2+}][NH_3]^4}{[Zn(NH_3)_4]^{2+}}.$$

Константа нестійкості комплексу залежить від природи комплексу і від температури. При сталій температурі ця величина стала для даної сполуки і не залежить від її концентрації. Чим більша величина константи нестійкості комплексу, тим більшою мірою цей комплекс розкладається на іони у водних розчинах.

Іони Аргентуму (I), Купруму (II), Кадмію (II), Цинку (II), Ніколу (II), Кобальту (II), (III) при взаємодії з амоній гідроксидом утворюють досить стійкі комплекси. Якщо на важкорозчинні сполуки цих металів подіяти амоній гідроксидом, то вони переходять у розчин у вигляді аміакатів: $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$, $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$, $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$.

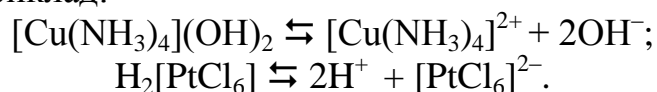
Молекули амоніаку в комплексах можуть заміщуватись молекулами води з утворенням так званих гідратних комплексів. Для Хрому відомі такі комплексні сполуки: $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$, $[Cr(NH_3)_5H_2O]Cl_3$, $[Cr(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl_3$, ... , $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$. Остання сполука є звичайним кристалогідратом хлориду хрому $CrCl_3 \cdot 6H_2O$. Цей кристалогідрат по суті є комплексною сполукою, яка відщеплює в розчині іони $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$.

Утворення комплексних сполук пояснюють виходячи з *електростатичної теорії* і *теорії ковалентних зв'язків*. За першою теорією зв'язок між центральним атомом або іоном і адендами зумовлений електростатичним притяганням частинок і за своєю природою аналогічний іонному зв'язку. При поясненні комплексоутворення друга теорія виходить з уявлення про електронні пари, що зв'язують аденди з комплексоутворювачем так само, як і в звичайних атомних сполуках. Між іонами внутрішньої і зовнішньої сфер існує іонний зв'язок. Хімічний зв'язок між центральним атомом і адендами – ковалентний, утворений за обмінним і донорно-акцепторним механізмами.

Наприклад, зв'язок між зовнішньою і внутрішньою сферами в комплексній сполуці $[Ag(NH_3)_2]Cl$ іонний. Дві молекули амоніаку координуються іоном Ag^+ за рахунок двох σ -зв'язків, утворених за донорно-акцепторним механізмом (молекули

NH_3 – донори, іон Ag^+ – акцептор). При утворенні σ -зв'язків відбувається sp -гібридизація атомних орбіталей. Координаційне число визначається числом σ -зв'язків, утворених центральним атомом з адендами за рахунок гібридних орбіталей.

Комплексні сполуки також можуть бути основами і кислотами. Це переважно сильні електроліти. Наприклад:



Експериментальна частина

Дослід 1 (демонстраційний). Добування фосфатної кислоти

У залізну ложечку покладіть невелику кількість червоного фосфору, підпаліть і внесіть у колбу з 1–2 мл дистильованої води. Фосфор, згоряючи, утворює білий дим (фосфорний ангідрид). Після закінчення реакції колбу закрийте корком і енергійно струсніть. При цьому білий дим розчиняється у воді. Випробуйте реакцію середовища одержаного розчин універсальним індикаторним папером.

Запишіть спостереження та рівняння трьох можливих реакцій взаємодії фосфорного ангідриду з водою.

Дослід 2. Добування та властивості купрум (II) гідроксиду

Внесіть у пробірку 2 мл розчину купрум (II) сульфату і стільки ж 2 н. розчину лугу. Відзначте колір осаду, що утворився. Спостерігаючи за кольором осаду, пробірку обережно нагрійте на полум'ї пальника до зміни забарвлення.

До якого класу сполук належить чорний осад, що утворився? Напишіть рівняння реакцій утворення купрум (II) гідроксиду та його розкладу.

Дослід 3. Дослідження амфотерності гідроксидів

Налийте в окремі пробірки по 2-3 мл розчинів солей AlCl_3 і ZnSO_4 , до кожного з розчинів додайте по одній краплі розчину NaOH до утворення осаду. Вміст кожної пробірки розлийте ще у дві. В одну пробірку долийте хлоридної кислоти, а в іншу розчину натрій гідроксиду. Після розчинення осадів зробіть висновок про амфотерність одержаних гідроксидів. Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Одержання і властивості основних солей

До 1-2 мл солі кобальту додайте краплями луг до утворення синього осаду основної солі. Одержаний осад розділіть у дві пробірки. В одну додайте луг, а в іншу – кислоту. Опишіть зміни, які відбуваються в пробірках, запишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 5. Виявлення іонів, що входять до складу подвійної солі $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$

Налийте у пробірку 1-2 мл розчину $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, стільки ж розчину NaOH і нагрійте. Не торкаючись стінок пробірки, в її отвір внесіть змочений водою червоний лакмусовий папірець. Посиніння лакмусу свідчить про наявність амоніаку, а отже, і про наявність іонів NH_4^+ в розчині. Утворення нерозчинного осаду $\text{Fe}(\text{OH})_3$ свідчить про наявність у розчині іонів Fe^{3+} . Для підтвердження наявності в розчині іонів Fe^{3+} налейте в пробірку близько 2 мл розчину $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ і додайте розчин калій роданіду KCNS , іони якого утворюють з іонами Fe^{3+} комплекс кров'яно-червоного кольору. Для встановлення наявності іонів SO_4^{2-} до 1-2 мл розчину

$\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ додайте розчин BaCl_2 . Внаслідок реакції утворюється білий осад, який не розчиняється в розведений HNO_3 . Запишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 6. Добування і дослідження тетраамінкупрум (II) сульфату

У дві пробірки внесіть по декілька крапель розчину купрум (II) сульфату і додайте в одну з них 2 краплі розчину барій хлориду. На присутність якого іона вказує осад, який утворився? В другу пробірку вкиньте шматочок гранульованого цинку і спостерігайте виділення на його поверхні червонуватого нальоту міді.

Отримайте комплексну сполуку купруму, для чого помістіть у пробірку декілька крапель розчину мідного купоросу і краплями додайте 25 %-ний розчин амоніаку. Спостерігайте розчинення осаду основного купрум (II) сульфату, що утворився спочатку, і зміну забарвлення розчину при утворенні комплексного тетраамінкупрум (II) сульфату. Отриманий розчин розділіть у дві пробірки і проведіть ті ж два досліді, що були проведені з розчином мідного купоросу. Чи випадає осад при додаванні барій хлориду? Чи виділяється мідь на гранулі цинку?

Напишіть рівняння всіх проведених реакцій. Чи є різниця у поведінці купрум сульфату і комплексної солі по щодо кожного доданого реактиву?

Дослід 7. Катіонний комплекс ніколу (II)

Отримайте осад нікол (II) гідроксиду шляхом змішування розчинів нікол (II) нітрату та натрій гідроксиду. Дочекайтеся його повного осадження, і після цього обережно злийте рідку фазу. До осаду додайте декілька крапель 25 %-ного розчину амоніаку. Що відбувається? Порівняйте забарвлення іонів Ni^{2+} в розчині нікол (II) нітрату з забарвленням отриманого розчину. Присутністю яких іонів зумовлене забарвлення розчину?

Напишіть рівняння реакцій: утворення нікол (II) гідроксиду, взаємодії нікол (II) гідроксиду з амоніаком і рівняння електролітичної дисоціації утвореної комплексної основи (координаційне число Ніколу вважати рівним шести).

Дослід 8. Міцність комплексних іонів

У пробірку налити 1-2 мл розчину AgNO_3 і таку ж кількість розчину NaCl . До утвореного осаду прилийте розчин амоніаку до розчинення осаду. Розчин $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, що утворився, розлийте у дві пробірки. В одну пробірку з розчином $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ прилийте розведену HNO_3 до випадання осаду AgCl . Поясніть спостереження, запишіть відповідні рівняння реакцій.

У другу пробірку з розчином $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ прилити розчин KI . Запишіть спостереження, рівняння дисоціації комплексного іона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ і його константу нестійкості. Поясніть дослід, користуючись рівнянням дисоціації іона та правилом добутку розчинності.

Вправи та задачі:

1. До якого класу хімічних сполук відноситься H_2S , HNO_3 , H_2SO_4 , LiOH , CsOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, NaNO_3 , KHSO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$?

2. Яка взаємодія характерна для алюміній оксиду Al_2O_3 ?

Відповіді: 1) з кислотою; 2) з лугом.

Написати відповідні рівняння реакцій.

3. З перелічених сполук вибрати та назвати: а) кислоти, б) основи, в) солі:

1) KOH ; 7) HMnO_4 ;

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------------|
| 2) HNO_3 ; | 8) H_3PO_4 ; |
| 3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; | 9) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; |
| 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; | 10) HCl ; |
| 5) KHCO_3 ; | 11) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$; |
| 6) HClO_4 ; | 12) LiNaSO_4 . |

Назвати їх.

5. Які з перелічених сполук належать до пероксидів:

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) K_2O ; | 7) H_2O_2 ; |
| 2) K_2O_2 ; | 8) P_2O_5 ; |
| 3) CaO_2 ; | 9) SO_3 ; |
| 4) Na_2O ; | 10) MnO_2 ; |
| 5) CuO ; | 11) ZnO ; |
| 6) CrO_3 ; | 12) CO_2 . |

Назвати їх.

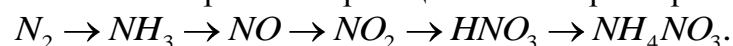
6. Яка сіль утвориться, якщо змішувати однакові об'єми амоніаку і сірководню? Вказати її відносну молекулярну масу.

7. Яка основність кислоти H_3PO_3 , якщо на нейтралізацію 0,1 моль її витрачається 0,2 моль NaOH ?

8. Скільки моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ треба витратити на нейтралізацію 0,3 моль нітратної кислоти.

9. Вказати молярну масу солі, що утвориться при взаємодії розчину, який містить 9,8 г ортофосфатної кислоти з 4 г натрій гідроксиду.

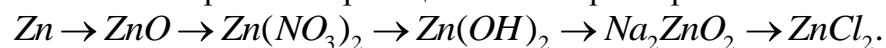
10. Записати рівняння реакцій таких перетворень:



12. Записати рівняння реакцій таких перетворень:



13. Записати рівняння реакцій таких перетворень:



14. Написати назви комплексних сполук $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$. Визначити ступінь окиснення та координаційне число комплексоутворювача.

15. Написати формули комплексних сполук: диакватетраамінікель (II) нітрату, гідроген гептахлоровольфрамату(VI). Вказати заряд комплексного іона.

16. Написати формулу комплексної сполуки: калій діамінтетрагіоціанатохромат (III). Відповідь подати кількістю усіх атомів в комплексі.

17. Координаційне число комплексоутворювача – платини (II) дорівнює чотирьом. Написати координаційну формули сполуки $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$.

18. Написати рівняння дисоціації за першим та другим ступенем для комплексної сполуки $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_3(\text{NO}_2)_3]$. Привести вирази константи нестійкості для комплексного іону.

19. Написати рівняння дисоціації за першим та другим ступенем для комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$. Привести вирази константи нестійкості для комплексного іону.

20. Розрахувати концентрацію іонів аргентуму в 0,1 М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$.

Лабораторна робота № 3

ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. АДСОРБЦІЯ. КАТАЛІЗ

Експериментальна частина

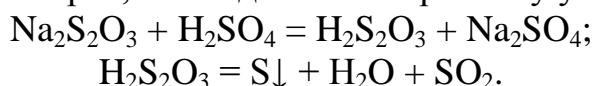
Дослід 1. Вплив концентрації на швидкість реакції

Наповніть за допомогою лійки окремо три бюретки 0,5 н. розчином натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,5 н. розчином сульфатної кислоти і дистильованою водою трохи вище від нульової поділки. Якщо при цьому в кінчику бюретки залишилися бульбашки повітря, то їх треба видалити. Для цього відгинають кінчик вгору і, натискаючи на скляну бусинку всередині гумової трубки, повільно виливають рідину в підставлений стакан. Після цього установіть рівень розчину на нульовій поділці (нижній край меніска має торкатися нульової поділки бюретки). Якщо на кінчику бюретки залишилася краплина розчину, її слід зняти дотиком кінчика бюретки до стінки стакана.

Налийте в три пробірки 0,5 н. розчину натрій тіосульфату, відмірявши його точно за допомогою бюретки; в першу – 5 мл, в другу – 10 мл і в третю – 15 мл. Додайте в першу пробірку 10 мл (відміряних бюреткою), а в другу – 5 мл дистильованої води. У кожній пробірці тепер буде по 15 мл розчину натрій тіосульфату, співвідношення концентрацій якого дорівнюватиме:

$$\frac{1}{3} : \frac{2}{3} : \frac{3}{3}, \text{ або } 1 : 2 : 3.$$

Налийте за допомогою бюретки в іншу пробірку 10 мл 0,5 н. розчину сульфатної кислоти. Вилийте відміряну кількість кислоти в першу пробірку з розчином натрій тіосульфату і одночасно включіть секундомір. Злегка похитуйте пробірку, щоб рівномірно перемішався розчин. Внаслідок взаємодії між речовинами утворюється елементарна сірка, яка виділяється з розчину у вигляді каламуті:



За показами секундоміра (або годинника) точно зафіксуйте, через скільки секунд з'явиться каламуть. Проробіть те саме з розчинами натрій тіосульфату в другій і третій пробірках. Результати досліду запишіть за такою формою:

Номер пробірки	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм H_2O , мл	Об'єм розчину H_2SO_4 , мл	Співвідношення концентрацій розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Час з'явлення каламуті, с	Відносна швидкість реакції $\frac{1}{t}$
1.						
2.						
3.						

Відносну швидкість реакції визначають звичайно як величину, обернено пропорційну до часу: $V = \frac{1}{t}$. Щоб дістати v в цілих числах, треба розділити $\frac{1}{t}$ до другого знаку після коми і результат помножити на 100. Залежність швидкості реакції від концентрації розчину зобразить графічно.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції

Налийте в пробірку 10 мл 0,5 н. розчину натрій тіосульфату і долийте такий самий об'єм 0,5 н. розчину сульфатної кислоти. Об'єми розчинів точно відміряйте за допомогою бюретки. За показами секундоміра зафіксуйте час (сек.), за який з'явиться каламуть в розчині. Запишіть температуру у приміщенні.

Проробіть те саме при температурах, які на 10°C і 30°C вищі за температуру в приміщенні. Для цього пробірки з приготовленими розчинами помістіть у стакан з водою і нагрійте до потрібної температури, а потім злийте їх. Результати дослідів запишіть за такою формою:

Номер пробірки	Об'єм розчину Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Об'єм розчину H ₂ SO ₄ , мл	Температура дослідів, °C	Час з'явлення каламуті, с	Відносна швидкість реакції $\frac{1}{t}$
1.					
2.					
3.					

На основі даних експерименту побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури. На осі абсцис відкладіть температуру, а на осі ординат – відносну швидкість реакції $\frac{1}{t}$, обчислену за тим самим способом, що і в попередньому досліді. За результатами дослідів обчисліть температурний коефіцієнт реакції:

$$\gamma = \frac{V_{t+10}}{V_t}.$$

Дослід 3. Вплив каталізатора на швидкість реакції

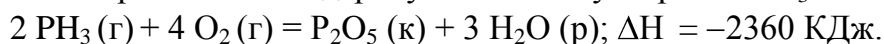
Налийте в дві пробірки по 3 мл розчину щавлевої кислоти або її солі й підкисліть розбавленою сульфатною кислотою. Долийте в одну з них порціями по 0,5 мл розбавленого розчину калій перманганату. Кожну наступну порцію добавляйте після знебарвлення попередньої. Зафіксуйте час, за який знебарвлюється кожна нова порція розчину KMnO₄. Зверніть увагу на те, що перша порція знебарвлюється дуже повільно, а наступні – дедалі скоріше. Прискорення реакції з часом її перебігу зумовлюється каталітичною дією іонів Mn²⁺, які утворюються під час реакції.

Щоб перевірити це, у другу пробірку добавте 0,5-1 мл розчину манган (II) сульфату, а після цього окремими порціями – розчину калій перманганату. Що при цьому спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

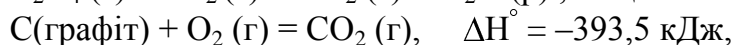
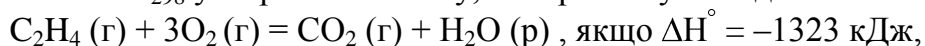
Вправи та задачі:

1. При взаємодії 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Визначте теплоту утворення ферум (II) сульфід.

2. Визначте з рівняння стандартну ентальпію утворення PH₃:



3. Визначте ΔH_{298}° утворення етилену, використовуючи дані:



4. Обчислити значення ΔG°_{298} реакцій і встановити, в якому напрямі вони можуть протікати самочинно в стандартних умовах:

- a) $\text{NiO (к)} + \text{Pb (к)} = \text{Ni (к)} + \text{PbO (к)}$;
- б) $\text{Pb (к)} + \text{CuO (к)} = \text{PbO (к)} + \text{Cu (к)}$;
- в) $8\text{Al (к)} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (к)} = 9\text{Fe (к)} + 4\text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (к)}$.

5. Не проводячи обрахунків, встановіть, де можливо, знак ΔS слідуючих реакцій:

- a) $2\text{H}_2 \text{ (г)} + \text{O}_2 \text{ (г)} = 2\text{H}_2\text{O (г)}$;
- б) $\text{CH}_4 \text{ (г)} + 2\text{O}_2 \text{ (г)} = 2\text{H}_2\text{O (г)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$;
- в) $2\text{NH}_3 \text{ (г)} = \text{N}_2 \text{ (г)} + 3\text{H}_2 \text{ (г)}$;
- г) $\text{AgNO}_3 \text{ (р)} + \text{NaCl (р)} = \text{AgCl (к)} + \text{NaNO}_3 \text{ (р)}$.

6. Використовуючи таблицю стандартних ентропій, розрахуйте ΔS° для реакцій:

- a) $\text{CH}_4 \text{ (г)} + 2\text{O}_2 \text{ (г)} = 2\text{H}_2\text{O (р)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$;
- б) $\text{CaCO}_3 \text{ (к)} = \text{CaO (к)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$.

7. У системі $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зростає швидкість прямої реакції?

8. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO(г)} + \text{O}_2\text{(г)} = 2\text{NO}_2\text{(г)}$, якщо: а) збільшити тиск у системі в 3 рази; б) збільшити об'єм системи в 3 рази; в) підвищити концентрацію NO в 3 рази ?

9. У скільки разів збільшиться швидкість фіксації молекулярного азоту мікроорганізмами *Azotobacter*, що здійснюється в результаті дії ферменту нітрогенази, при підвищенні температури від 22 до 30°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює $\gamma=2$?

10. При 150°C деяка реакція закінчується за 16 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції за 2,5, розрахувати, через який час закінчиться ця реакція, якщо проводити її: а) при 200°C; б) при 80°C.

11. Чому дорівнює енергія активації реакції, якщо при підвищенні температури від 290 до 300 К швидкість її збільшується в два рази?

12. За деякої температури склад рівноважної суміші в об'ємі 40 л був такий: CO – 56 г; Cl_2 – 142 г; COCl_2 – 198 г. Визначте константу рівноваги реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ за даних умов.

13. Константа рівноваги реакції $\text{FeO(к)} + \text{CO(г)} \rightleftharpoons \text{Fe(к)} + \text{CO}_2\text{(г)}$ при деякій температурі – 0,5. Знайдіть рівноважні концентрації CO і CO_2 , якщо початкові концентрації цих речовин становили: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л, $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$ моль/л.

14. При деякій температурі рівновага в системі $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ встановилася за таких концентрацій: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,012$ моль/л. Знайдіть константу рівноваги реакції і початкову концентрацію NO_2 .

15. У якому напрямку зміститься рівновага в слідуючих системах при: а) підвищенні температури; б) зменшення тиску; в) одночасне зниження тиску і температури? Чому?

- a) $\text{C (к)} + \text{H}_2\text{O (г)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{ (г)} + \text{H}_2 \text{ (г)}$, $\Delta H = 117,2$ кДж;
- б) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, $\Delta H = 57,4$ кДж;
- в) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, $\Delta H = 180,9$ кДж;
- г) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$, $\Delta H = -569,4$ кДж.

Лабораторна робота № 4

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

Короткі теоретичні відомості

Розчином називається багатокомпонентна гомогенна система. *Концентрація розчину* – відносний вміст даного компонента в системі. Найбільш поширеними способами виразу концентрації є: масова доля, молярність, моляльність і титр розчину.

Масова доля – відношення маси розчиненої речовини (m_i) до маси розчину (m):

$$w = m_i / m$$

Масова доля, виражена в процентах, називається *процентною концентрацією* і відповідає числу грамів розчиненої речовини в 100 г розчину:

$$w(\%) = (m_i / m) \cdot 100$$

Молярність, молярна концентрація C – відношення кількості розчиненої речовини ν_i (моль) до об'єму розчину V (л) або кількість речовини в 1 л розчину:

$$C = \nu_i / V$$

Моляльність, моляльна концентрація C_m – відношення кількості розчиненої речовини ν_i (моль) до маси m (кг) розчинника або кількість речовини в 1 кг розчинника:

$$C_m = \nu_i / m$$

Титр розчину T – відношення маси розчиненої речовини (г) до об'єму розчину (мл), або маса розчиненої речовини в 1 см³ (мл) розчину:

$$T = m_i / V$$

Систему, утворену з часточок подрібненої речовини, називають *дисперсною системою*. Існують системи, в яких подрібнені (дисперговані) речовини і середовище, в якому вони містяться, утворюють гетерогенну суміш. Дисперговані речовини таких систем називають *дисперсною фазою*, а середовище, в якому вони містяться, – *дисперсійним середовищем*.

Колоїдні системи характеризуються розміром часточок дисперсної фази в межах від 1 до 100 мкм. Ці системи ще називають *золями*, а для рідких середовищ – колоїдними розчинами. Залежно від середовища розрізняють: гідрозолі, аерозолі та ін.

За міцністю зв'язку дисперсної фази з середовищем колоїдні системи поділяють на два класи: ліофільні (колоїдні часточки помітно взаємодіють з середовищем) і ліофобні (колоїдні часточки практично не взаємодіють з середовищем). Коли середовищем є вода, ліофільні системи називаються гідрофільними, а ліофобні – гідрофобними.

Колоїдна система може утворюватись сполученням (агрегацією) окремих молекул, атомів чи іонів або диспергуванням речовини до досягнення розміру колоїдних часточок. Добувають колоїди як хімічними, так і фізичними методами: окиснювально-відновні реакції, гідроліз, механічне та електричне подрібнення та ін. Для утворення колоїдної системи потрібно не тільки досягти певної межі подрібнення речовини, а й забезпечити умови для збереження цієї подрібненості за

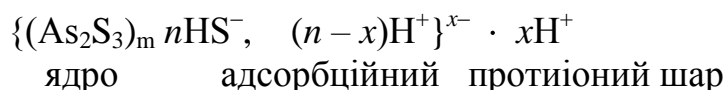
допомогою стабілізатора. Стабілізаторами можуть бути електроліти, дисперсійне середовище та інші фактори.

Колоїдні часточки перебувають у постійному броунівському русі, що забезпечує рівномірність їх розподілу в об'ємі колоїдного розчину.

Для вивчення колоїдних систем велике значення має явище електрофорезу. Суть цього явища полягає в тому, що при пропусканні постійного електричного струму між електродами, зануреними в колоїдний розчин, колоїдні часточки переміщуються до одного з електродів – позитивного або негативного.

У центрі колоїдної часточки розташоване ядро, яке складається з міцно зв'язаних між собою молекул або іонів речовини дисперсної фази. Поверхня ядра вкрита адсорбційним шаром, в якому розміщені адсорбовані іони в надлишку якогось одного заряду. Ядро разом з адсорбційним шаром називають гранулою. Навколо гранули в дисперсійному середовищі можна виділити дифузійний шар, в якому розташовані гідратовані протиіони до іонів адсорбційного шару. Гранулу з навколишнім дифузійним шаром називають *міцелою*.

Будову міцели ліюфобного колоїду можна записати схематичною формулою. Наприклад, для колоїду сульфиду миш'яку As_2S_3 схематичну формулу міцели записують так:



Для цієї системи стабілізатором є іони HS^- .

Ліюфобні колоїдні системи виявляють тенденцію до взаємодії часточок з утворенням більш складних часточок. Процес укрупнення часточок дисперсної фази золю називають коагуляцією. Коагуляція може відбуватися від дії різних факторів. Якщо під час коагуляції розмір часточок, які утворюються, перевищує граничний розмір колоїдних міцел, то колоїдна система руйнується і замість неї утворюється грубодисперсна система. Особливо чутливі колоїдні системи до коагуляції, якщо на них діяти електролітами.

Важливою ознакою колоїдного стану є ефект Тіндаля – розсіювання світла міцелами колоїду. Внаслідок розсіювання світла колоїдні часточки при спостереженні в ультрамікроскоп мають вигляд точок, що світяться і перебувають у безперервному хаотичному русі.

Експериментальна частина

Дослід 1. Очищення натрій хлориду упарюванням. Приготування 5 %-го розчину натрій хлориду

Розчиніть у хімічному стакані в 100 мл гарячої дистильованої води 25-30 г натрій хлориду, забрудненого піском. Розчин нагрійте до розчинення солі і профільтруйте на лійці для гарячого фільтрування, а потім у фарфоровій чашці на азбестовій сітці упарте до 1/3 початкового об'єму. Утворені кристали хлориду натрію відфільтруйте на лійці Бюхнера під зменшеним тиском і висушіть спочатку віджиманням між аркушами фільтрувального паперу, а потім на повітрі. Висушені кристали зважте і обчисліть вихід у процентах. Розрахуйте необхідну кількість натрій хлориду та води для приготування 60 г 5 %-го розчину солі. Навести всі розрахунки, пояснити спостережувані явища. Приготований розчин здати лаборанту.

Дослід 2. Визначення густини рідини ареометром

Для наближеного, але швидкого визначення густини рідин або розчинів застосовують ареометр (рис. 1). Він являє собою порожнистий скляний поплавок, у верхній частині якого є шкала з поділками, що відповідають величинам густин, а в нижній – тягарець (звичайно дріб). Густина рідин або розчинів змінюються залежно від концентрації. Тому за густиною можна визначити концентрацію розчиненої речовини. Для цього використовують довідкові таблиці, в яких проти густини наводиться концентрація, що відповідає їй. Якщо величини, яку показує ареометр, немає у довідковій таблиці, а наведені величини близькі до неї, то концентрацію знаходять методом інтерполяції, приймаючи наближено, що у певному невеликому інтервалі густина прямо пропорційна процентній концентрації. Густина змінюється залежно від температури, тому густину розчину визначають при тій самій температурі, що й в довідковій таблиці. В довідниках символ d_4^{20} означає, що густину визначено зважуванням при 20°C і віднесено до маси води при температурі 4°C (коли вода має найбільшу густину).



Рис. 1

Налийте у високий вузький циліндр 250-300 мл заздалегідь нагрітої до температури, зазначеної в таблиці густин, рідини (сірчаної або соляної кислоти), опустіть у рідину ареометр, щоб він не торкався стінок циліндра, і запишіть покази ареометра. За густиною кислоти знайдіть у довідковій таблиці її концентрацію. Вийміть ареометр і промийте його водою. Якій концентрації кислоти (у %) відповідає ця густина? Отримані дані використовуйте для дослідів 3.

Дослід 3. Приготування розчинів сульфатної кислоти

Під час приготування розчинів сульфатної кислоти слід **кислоту вливати в воду і ні в якому разі не навпаки**. Густина концентрованої сульфатної кислоти майже в два рази більша за густину води. Тому при вливанні сульфатної кислоти в воду вона проходить крізь весь шар води, що спричиняє рівномірний розігрів усього об'єму розчину. Якщо ж воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти, то сильне місцеве нагрівання практично обмежується верхніми шарами розчину: вода перетворюється в пару, яка, енергійно виділяючись з розчину, викликає його сильне розбризкування, що може призвести до нещасних випадків.

Виміряйте ареометром густину концентрованої кислоти.

Обчисліть кількість концентрованої кислоти (HCl, H₂SO₄, на вибір викладача), потрібної для приготування 100 мл 0.1 н. розчину. Мірну колбу на 100 мл наповніть приблизно на 1/2 дистильованою водою. Розрахований об'єм концентрованого розчину кислоти відбирають піпеткою на 10 або 20 мл. Для цього піпетку слід брати пальцями правої руки за верхню подовжену частину і, опустивши її нижнім кінцем у розчин, втягнути його обережно грушею або дозатором до об'єму дещо вище мітки, після чого швидко і щільно закрити верхній отвір вказівним пальцем. Злегка послабивши натиск і тримаючи піпетку так, щоб мітка знаходилася на рівні очей, дати стекти надлишкові розчину, доводячи нижній край меніска до мітки. Рекомендується потренуватися проводити такий дослід з водою.

Піпетку перенесіть в мірну колбу на 100 мл і дайте розчину повільно і рівномірно витекти з піпетки в колбу. В піпетці звичайно залишається 1-2 краплі розчину, які також треба злити, злегка торкнувшись нижнім кінцем піпетки до внутрішньої стінки шийки мірної колби, але ні в якому разі не можна видувати їх. Зачекайте 1-2 хв, доки колба охолоне до кімнатної температури і доведіть рівень води в мірній колбі до позначки на шийці (нижній край меніска). Щільно закрийте колбу корком та перемішайте декілька разів отриманий розчин, перевертаючи колбу догори дном.

Вилийте приготований розчин у спеціальну ємність і промийте мірну колбу дистильованою водою 3 рази. Запишіть у робочий зошит всі розрахунки.

Дослід 4. Добування золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ гідролітичним способом

Налийте в стакан 150-200 мл дистильованої води і нагрійте до кипіння. У киплячу воду при інтенсивному перемішуванні скляною паличкою додайте невеличкими порціями близько 20 мл 0,5 %-ного розчину ферум (III) хлориду. Після добавляння останньої порції кип'ятіть розчин ще кілька хвилин. Зверніть увагу на поступовий перехід жовтого забарвлення розчину в інтенсивне коричнево-червоне, що зумовлюється утворенням золю тригідроксиду заліза.

Напишіть рівняння реакції. Добутий розчин залишіть для наступних дослідів.

Дослід 5. Добування і коагуляція золю яєчного білка

Налийте в стакан 60 мл дистильованої води, в якій розчиніть білок курячого яйця при інтенсивному перемішуванні розчину скляною паличкою. Дайте розчину відстоятися протягом 1-2 год, а потім відфільтруйте волокнисті домішки під зменшеним тиском.

Налийте в пробірку 5 мл розчину і занурте в стакан з киплячою водою. Спостерігайте за утворенням осаду – гелю яєчного білка. Осад залишіть для наступних дослідів.

Дослід 6. Коагуляція золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ електролітами

Налийте в три колби по 10 мл колоїдного розчину ферум тригідроксиду і додайте краплями децимолярні розчини: у першу – натрій фосфату, у другу – натрій сульфату, у третю – натрій хлориду. Після добавляння кожної краплі збовтуйте вміст пробірки і стежте за появою каламуті. Запишіть кількість витраченого розчину кожної солі. Поясніть, чому коагуляція найлегше відбувається при добавлянні фосфат-іонів і найважче – при добавлянні хлорид-іонів.

Дослід 7. Висолювання золю яєчного білка

У пробірку вміщують близько 1 мл розчину білка і додають краплями при перемішуванні насичений розчин MgSO_4 до утворення пластівців білка. При додаванні певної кількості води утворені пластівці розчиняються, що свідчить про оборотність коагуляції і розчинення для ліофільних колоїдів. Для ліофобних колоїдів ці процеси необоротні.

Дослід 8. Захисна дія гідрофільного колоїду при коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ електролітом

Налийте в дві пробірки по 5 мл колоїдного розчину ферум тригідроксиду і додайте в одну з них 3 мл дистильованої води, а в другу – 3 мл 0,5 %-ного розчину желатину і добре збовтайте. Після цього додайте в обидві пробірки по 3 мл натрію

гідрофосфату і знову добре збовтайте. Зафіксуйте час появи каламуті в обох пробірках і поясніть, чому коагуляція золю при наявності розчину желатину відбувається значно повільніше.

Дослід 9. Пептизація осаду AgCl при промиванні

Налийте в пробірку 4-5 мл 0,1 н. розчину аргентум нітрату, додайте такий самий об'єм 0,1 н. розчину натрій хлориду і добре збовтайте. Розділіть добутий розчин з осадом у дві пробірки і профільтруйте кожний окремо.

Промийте осади на фільтрі: один – дистильованою водою, другий – 0,5 н. розчином амоній нітрату. Фільтрати зберіть в окремі чисті пробірки або колбочки. Зверніть увагу, що перші порції фільтрату при промиванні дистильованою водою цілком прозорі, а при наступному промиванні з'являється каламуть. Другий фільтрат залишається прозорим. Поясніть причину цього явища.

Дослід 10. Добування колоїдів реакціями подвійного обміну

Відміряють у пробірку 5 мл 0,01 н. розчину AgNO_3 і додають краплинами при перемішуванні 3 мл 0,01 н. розчину KI . Аналогічно до 5 мл 0,01 н. розчину KI додають 3 мл 0,01 н. розчину AgNO_3 .

Для кожного золю встановлюють «знак заряду», записують схематичні формули міцел.

Потім золі, що утворилися, змішують і спостерігають взаємну коагуляцію їх. Пояснюють причину коагуляції.

Вправи та задачі:

1. Розрахувати масову частку (у %) розчину натрій гідроксиду, одержаному розчиненням 40 г NaOH у 600 мл H_2O .

2. Розрахувати молярність і мольну частку розчиненої речовини в 67 %-ному розчині сахарози $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

3. Визначити масову частку NaCl (у %) в розчині, отриманого змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь подати з точністю до десятих.

4. Знайти масу NaNO_3 (в г), необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.

5. Розрахувати молярність 20 %-го (за масою) розчину H_2SO_4 . Відповідь подати з точністю до десятих.

6. До 100 мл 96 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) прилили 400 мл води. Визначити нормальність розчину.

7. Розрахувати осмотичний тиск розчину (в кПа), що містить 16 г сахарози в 350 г води при 20°C. Густина розчину прийняти рівною одиниці. Відповідь подати з точністю до десятих.

8. При 293 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води, щоб понизити тиск пари на 133,3 Па?

9. При якій температурі (в °C) буде кристалізуватись 40 %-ий водний розчин етилового спирту? Відповідь подати з точністю до цілих.

10. Розчинність кальцій карбонату при 35°C дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності солі при вказаній температурі.

11. Золь AgI отриманий додаванням 0,05 моль/л до 10 мл водного розчину AgNO_3 концентрацією 0,02 моль/л. Запишіть формулу міцели утвореного золю. Підберіть 3 іони коагулятори та розмістіть їх в порядку зростання коагулюючої здатності.

12. Які зміни відбуваються із золю AgI отриманим під час взаємодії розчинів NaI; AgNO₃ та зарядженим негативно під час коагуляції його розчином FeCl₃. Записати формули початкового золю, осаду в ІЕТ та золю після перезарядки.

13. Записати формулу міцели золю отриманого при додаванні до розбавленого розчину Ba(NO₃)₂ розбавленого розчину K₂SO₄. Розставити електроліти CaCl₂, KNO₃, Al₂(SO₄)₃ та K₃PO₄ в порядку зростання коагулюючої здатності.

14. В якому порядку слід зливати розчини: а) Na₂SiO₃ та HCl; б) SnCl₂ та KOH, щоб отримати систему з негативно зарядженими гранулами? Запишіть формули міцел та назвіть їх складові частини.

15. Записати формулу міцели золю отриманого додаванням до розчину Ba(NO₃)₂ концентрованого розчину K₂SO₄. Підібрати два електроліти об'єм яких якнайменше затратиться під час коагуляції даного золю.

16. За якими ознаками дисперсної фази і дисперсійного середовища колоїдні система поділяють на ліофільні і ліофобні та гідрофільні і гідрофобні?

17. У чому полягають дисперсійні і конденсаційні методи добування колоїдів?

18. Для чого в колоїдній системі потрібний стабілізатор? Які бувають стабілізатори?

19. Що таке електрофорез і електроосмос?

20. Що таке ефект Тіндалля? Який вигляд має міцела ліофобного колоїду, яку спостерігають в ультрамікроскопі?

21. Накреслити схему і записати схематичну формулу міцели йодиду срібла з позитивним і негативним зарядом та зазначити умови, коли заряд буде позитивним і коли негативним.

22. Чим можна пояснити коагулюючу дію електролітів на ліофобні золі, і як вона пов'язана з валентністю коагулюючого іона?

23. Які фактори впливають на пептизацію? Пояснити на прикладах дію пептизаторів на осад.

24. Чому розчини ліофільних полімерів захищають ліофобні колоїди від коагуляції?

25. Золь ферум (III) гідроксиду одержаний додаванням до киплячої води насиченого розчину ферум (III) хлориду. Запишіть формулу міцели, підберіть 4 іони коагулятори. Розставте їх в порядку зростання порогів коагуляції.

Лабораторна робота № 5

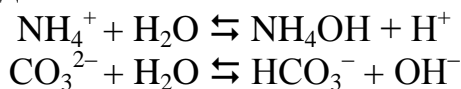
ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ. КИСЛОТНО-ОСНОВНЕ ТИТРУВАННЯ

Короткі теоретичні відомості

У розчинах іони солі і полярні молекули води взаємодіють з утворенням іонно-дипольного зв'язку. Цей процес називають *гідратацією*. При гідратації молекули води деформуються – збільшується відстань і послаблюється електростатичний зв'язок між іонами в молекулах води – їх диполі видовжуються. Одночасно поляризовані диполі води послабляють зовнішнє електричне поле іона.

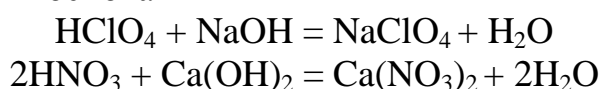
Міра поляризації гідратованих молекул води залежить від напруги електричного поля, в якому вони розміщуються навколо іона. Сила зв'язку катіонів Na⁺, K⁺ тощо високоактивних металів з іонами OH⁻ та аніонів NO₃⁻, Cl⁻, Γ тощо сильних кислот з іонами H⁺ менша від сили зв'язку H⁺ і OH⁻ в молекулах води. Тому гідратація такими іонами солі обмежується тільки деформацією диполів молекул води без розщеплення на іони H⁺ і OH⁻. Катіони NH₄⁺, Al³⁺, Bi³⁺ тощо слабких основ і аніони CO₃²⁻, CN⁻, S²⁻ тощо слабких кислот, які утворюють розчинні солі, можуть розщеплювати молекули гідратованої води. При цьому відбувається хімічна

реакція – катіони зв'язують іони OH^- води і виштовхують іони H^+ в розчин, а аніони – навпаки. Наприклад:

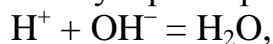


Хімічну реакцію між іонами солі і молекулами води називають *реакцією гідролізу, або гідролізом*.

В обмінних реакціях, що протікають у розчинах електролітів, поряд з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами, беруть участь також іони, що знаходяться в розчині. Тому сутність протікаючих процесів найбільш повно виражається при записі їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні сполуки і газу записуються у молекулярній формі, а ті, що знаходяться в розчині сильні електроліти у вигляді складової їх іонів. Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами

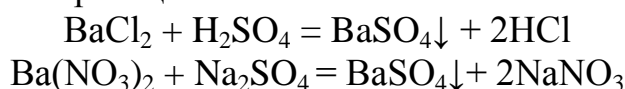


виражають одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням

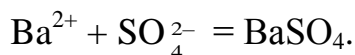


з якого випливає, що сутність всіх процесів зводиться до утворення з іонів водню до гідроксид-іонів малодисоційованого електроліту води.

Аналогічно рівняння реакцій:



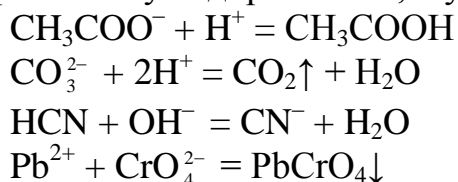
виражають один і той же процес утворення з іонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} осаду малорозчинного електроліту – барій сульфату:



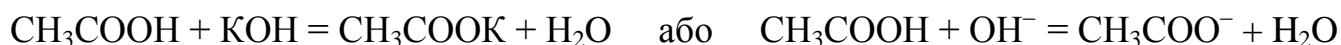
Розглянуті приклади показують, що *обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямку зв'язування іонів, що приводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів*.

Приклад 1. Записати в іонно-молекулярній формі рівняння реакції між наступними речовинами: CH_3COONa і H_2SO_4 ; Na_2CO_3 і HNO_3 ; HCN і Ca(OH)_2 ; $\text{Pb(NO}_3)_2$ і K_2CrO_4 .

Оскільки CH_3COOH , HCN і H_2O – слабкі електроліти, а CO_2 і PbCrO_4 – малорозчинні у воді речовини, шукані рівняння будуть мати наступний вигляд:



У тих випадках, коли малорозчинні речовини (або слабкі електроліти) існують як серед вихідних речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується в бік утворення найменш дисоційованих речовин. Наприклад, при нейтралізації слабкої кислоти сильною основою:



в реакції беруть участь два слабких електроліта – слабка кислота (CH_3COOH) і вода. При цьому рівновага виявляється сильно зміщена у бік утворення більш слабого електроліту – води, константа дисоціації якої ($1,8 \cdot 10^{-16}$) значно менше константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$). Проте до кінця така реакція протікати не буде: в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул CH_3COOH і іонів OH^- , так що реакція розчину буде не нейтральної (як при нейтралізації сильної кислоти сильною основою), а слаболужною.

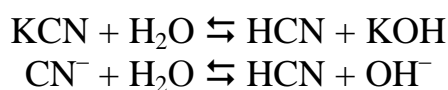
Аналогічно при нейтралізації слабкої основи сильною кислотою:



рівновага буде сильно зміщена вправо – в сторону утворення більш слабого електроліту (води), але при досягненні рівноваги в розчині залишиться невелика кількість недисоційованих молекул основ та іонів H^+ реакція розчину буде слабокислою.

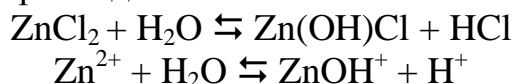
Таким чином, реакції нейтралізації, в яких беруть участь слабкі кислоти або основи, – оборотні, тобто можуть протікати не тільки в прямому, але й у зворотному напрямку. Це означає, що при розчиненні у воді солі, до складу якої входить аніон слабкої кислоти або катіон слабкої основи, протікає процес *гідролізу* – обмінна взаємодія солі з водою, в результаті якої утворюється слабка кислота або слабка основа.

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, то в результаті гідролізу в розчині утворюються гідроксид-іони і він набуває лужну реакцію, наприклад:

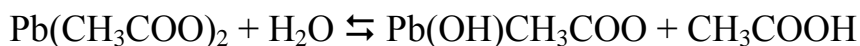


Як видно, в подібних випадках гідролізу піддається аніон солі.

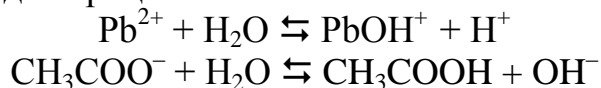
При гідролізі солі, утвореної сильною кислотою і слабкою основою, гідролізу піддається катіон солі; при цьому в розчині зростає концентрація іонів водню, і він набуває кислу реакцію, наприклад:



При взаємодії з водою солі, утвореної слабкою кислотою і слабкою основою, гідролізу піддаються як катіон, так і аніон солі; наприклад, при гідролізі плюмбум ацетату



паралельно протікають два процеси:



У цьому випадку реакція розчину залежить від відносної сили кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо $K_{\text{кисл}} \approx K_{\text{осн}}$, то катіон і аніон гідролізуються в рівній мірі, і реакція розчину буде нейтральної; якщо $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$, то катіон солі гідролізується більшою мірою, ніж аніон, так що концентрація іонів H^+ у розчині буде більше концентрації гідроксид-іонів, і реакція розчину буде слабокислою; нарешті, якщо $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$, то гідролізу піддається переважно аніон солі і реакція розчину буде слаболужною.

Солі, утворені сильною кислотою і сильною основою, не гідролізуються, тому що в цьому випадку зворотна реакція до гідролізу, реакція нейтралізації практично необоротна, тобто протікає до кінця.

Гідроліз солі, утвореної слабкою кислотою HA і сильною основою, характеризується константою гідролізу K_r :

$$K_r = \frac{[OH^-] \cdot HA}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{кисл}}$$

Тут K_{H_2O} – іонний добуток води.

Останнє співвідношення показує, що чим слабша кислота, тобто чим менше константа її дисоціації, тим більше константа гідролізу утвореної нею солі.

Аналогічно для солі слабкої основи MOH і сильної кислоти:

$$K_r = \frac{[H^+] \cdot MOH}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{осн}}$$

Звідси випливає, що K_r тим більше, чим менше $K_{осн}$, тобто чим слабша основа MOH .

Ступенем гідролізу h називається частка електроліту, що зазнала гідролізу. Вона пов'язана з константою гідролізу K_r рівнянням, аналогічним закону розведення Оствальда для дисоціації слабого електроліту:

$$K_r = h^2 C_M / (1 - h)$$

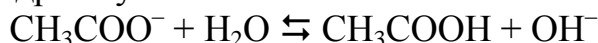
Найчастіше гідролізовані частини солі дуже малі, а концентрація продуктів гідролізу незначна. У подібних випадках $h \ll 1$, і в знаменнику останньої формули цією величиною можна знехтувати. Тоді зв'язок між K_r і h виразиться більш простими співвідношеннями:

$$K_r = h^2 C_M \quad \text{або} \quad h = \sqrt{K_r / C_M}$$

З останнього рівняння випливає, що ступінь гідролізу даної солі тим більше, чим менше її концентрація; інакше кажучи, *при розведенні розчину солі ступінь її гідролізу зростає*.

Приклад 2. Обчислити ступінь гідролізу калій ацетату в 0,1 М розчині електроліту.

Рівняння реакції гідролізу:



Для обчислення ступеня гідролізу знайдемо перш за все константу гідролізу. Для цього скористаємося значенням константи дисоціації оцтової кислоти ($1,8 \cdot 10^{-5}$), наведеним у табл. 7 додатка:

$$K_r = K_{H_2O} / K_{кисл} = 10^{-14} / (1,8 \cdot 10^{-5}) = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Тепер знайдемо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{K_r / C_M} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10} / 0,1} = 7,5 \cdot 10^{-5}$$

Для обчислення рН слід взяти до уваги, що в результаті гідролізу кожного аніону CH_3COO^- , утворюється один гідроксид-іон. Якщо вихідна концентрація гідролізованих аніонів C_M моль/л, а гідролізу піддалася частка h цих аніонів, то при цьому утворилося hC_M моль/л іонів OH^- . Таким чином:

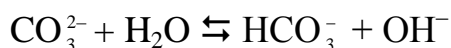
$$[OH^-] = hC_M = 7,5 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

Отже

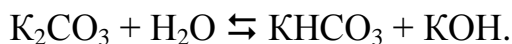
$$pOH = -\lg [OH^-] = -\lg (7,5 \cdot 10^{-6}) = 5,12$$

Звідси: $pH = 14 - pOH = 14 - 5,12 = 8,88$.

Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами, протікає ступінчасто, причому продуктами перших стадій гідролізу є кислі солі. Так, при гідролізі калій карбонату іон CO_3^{2-} приєднує один іон гідрогену, утворюючи гідрокарбонат-іон HCO_3^-



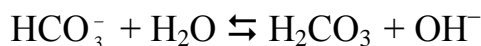
або в молекулярній формі:



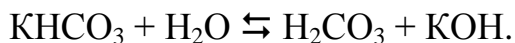
Це – перший ступінь гідролізу. Відповідна константа гідролізу визначається значенням константи дисоціації утвореної при гідролізі кислоти (HCO_3^-), тобто другою константою дисоціації карбонатної кислоти H_2CO_3 (табл. 7). Таким чином:

$$K_{r1} = K_{H_2O} / K_{кисл2} = 10^{-14} / (4,7 \cdot 10^{-11}) = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

Накопичення в розчині іонів OH^- перешкоджає подальшому протіканню гідролізу. Однак, якщо зв'язувати утворювані гідроксид-іони (наприклад, додаючи до розчину кислоту), то аніон HCO_3^- у свою чергу підлягає гідролізу (другий ступінь гідролізу)



або в молекулярній формі:

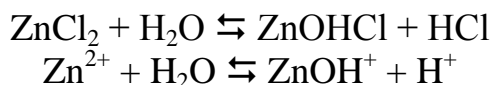


Константа гідролізу по другому ступеню визначається значенням першої константи дисоціації карбонатної кислоти (табл. 7):

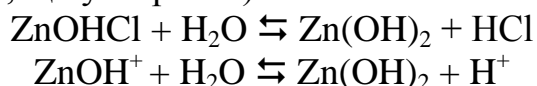
$$K_{r2} = K_{H_2O} / K_{кисл1} = 10^{-14} / (4,5 \cdot 10^{-7}) = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Як видно, $K_{r2} \ll K_{r1}$. Це пов'язано з тим, що константа дисоціації кислоти по першому ступеню, як правило, значно більше константи дисоціації по другому ступеню. Тому при наближених розрахунках, пов'язаних з гідролізом солей слабких багатоосновних кислот, можна брати до уваги тільки гідроліз по першому ступеню.

Також ступінчасто протікає гідроліз солей, утворених слабкими основами багатовалентних металів. У результаті гідролізу по першому ступеню утворюється основна сіль, наприклад:



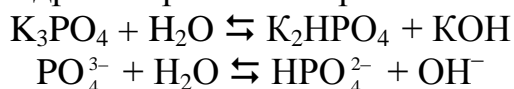
Другий ступінь гідролізу представляє собою взаємодію з водою основної солі (точніше гідроксокатіону, що утворився):



У подібних випадках K_{r1} значно перевищує K_{r2} , і якщо не пов'язувати утворювані іони H^+ , то гідроліз за другим ступенем практично не протікає.

Приклад 3. Визначити pH 0,1 М розчину калій ортофосфату.

Будемо вважати, що гідроліз практично протікає тільки по першому ступеню:



Константа гідролізу по цьому ступеню визначається константою дисоціації слабкої кислоти HPO_4^{2-} , що утворилася, тобто третьою константою дисоціації ортофосфатної кислоти (табл. 7):

$$K_{r1} = K_{\text{H}_2\text{O}} / K_3 = 10^{-14} / (1,3 \cdot 10^{-12}) = 7,7 \cdot 10^{-3}$$

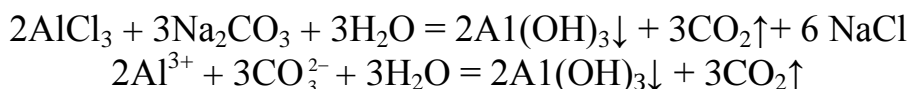
Знаходимо ступінь гідролізу:

$$h = \sqrt{K_{r1} / C_M} = \sqrt{7,7 \cdot 10^{-3} / 0,1} = 2,8 \cdot 10^{-2}$$

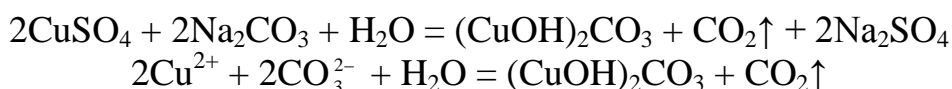
Концентрація гідроксид-іонів, що утворилися дорівнює hC_M , тобто $[\text{OH}^-] = 2,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 2,8 \cdot 10^{-3}$, звідки $\text{pOH} = -\lg(2,8 \cdot 10^{-3}) = 2,55$.

Остаточно отримуємо: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,45$.

Якщо в розчин солі, що гідролізує, ввести зв'язуючий реактив, що зв'яже при гідролізі іони H^+ або OH^- , то відповідно до принципу Ле-Шательє, рівновага зміщується у бік посилення гідролізу; в результаті гідроліз може протікати повністю – до утворення кінцевих продуктів. При цьому іони H^+ (або OH^-) можна зв'язати в молекулу води, вводячи в розчин не тільки луг (або кислоту), а й іншу сіль, гідроліз якої приводить до накопичення у розчині іонів OH^- (або H^+); іони H^+ та OH^- будуть нейтралізувати один одного, що викличе взаємне посилення гідролізу обох солей і в результаті – утворення кінцевих продуктів гідролізу. Наприклад, при змішуванні розчинів Na_2CO_3 і AlCl_3 , в яких відповідно є надлишок іонів OH^- і H^+ , взаємне посилення гідролізу призводить до виділення CO_2 і утворенню осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$:



В осад, у подібних випадках, випадає найменш розчинний з можливих продуктів гідролізу. Так, розчинність карбонату гідроксоміді $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ менше, ніж купрум (II) гідроксиду $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Тому при зливанні розчинів CuSO_4 і Na_2CO_3 кінцевим продуктом гідролізу є саме $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$:



Рівновага гідролізу може бути зміщена також зміною температури. Оскільки зворотний гідролізу процес – реакція нейтралізації – протікає з виділенням теплоти, то реакція гідролізу представляє собою ендотермічний процес. Тому підвищення температури веде до посилення гідролізу, а зниження температури – до його послаблення.

Експериментальна частина

Дослід 1. Реакція середовища при гідролізі солей

Розчиніть у дистильованій воді в окремих пробірках по кілька кристалів таких солей: у першій – калій нітрату, в другій – алюміній сульфату, в третій – натрій карбонату і в четвертій – амоній ацетату. Додайте в усі пробірки розчин синього лакмусу. Поясніть, чому забарвлення лакмусу в деяких розчинах змінюється, а в деяких залишається тим самим. Напишіть рівняння реакцій гідролізу.

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз солей

Налийте в дві пробірки по 3 мл 2 н. розчину натрій ацетату. Додайте в кожную з них по 2-3 краплини розчину фенолфталеїну. Залишіть одну пробірку для

порівняння, а другу повільно нагрійте і спостерігайте за зміною забарвлення розчину. Зверніть увагу, що розчин при охолодженні знебарвлюється. Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій ацетату.

Дослід 3. Вплив розбавлення розчину на гідроліз солей

Налийте в пробірку 2-3 мл розчину стибій трихлориду і додайте краплинами воду до утворення осаду. Залишіть утворений розчин з осадом для наступного дослід. Напишіть рівняння реакцій, вважаючи, що внаслідок гідролізу утворюється стибій дигідроксохлорид, який втрачає воду і перетворюється на стибій оксохлорид.

Дослід 4. Оборотність процесу гідролізу солей

До розчину стибій трихлориду з осадом, добутим у попередньому досліді, додайте краплинами соляну кислоту до розчинення осаду, потім воду і т.д. Напишіть рівняння реакцій і поясніть спостережувані явища на основі іонної рівноваги.

Дослід 5. Повний гідроліз

Налийте в пробірку 3 мл розчину алюміній хлориду і додайте такий самий об'єм розчину натрій сульфід. Спостерігайте за утворенням білого аморфного осаду. Зверніть увагу на запах сірководню, що виділяється з розчину.

Щоб довести, що осад є алюміній гідроксидом, а не алюміній сульфідом, відфільтруйте осад, промийте його на фільтрі кілька разів водою і розділіть у дві пробірки. Додайте в одну з них розчин натрій гідроксиду, а в другу – розбавлену соляну кислоту. Спостерігайте за розчиненням осадів в обох пробірках. Зверніть увагу, що при розчиненні осаду запаху сірководню не чути. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. Розчинення металу в продуктах гідролізу солей

Помістіть у пробірку кусочок цинку, додайте 2-3 мл концентрованого розчину алюміній хлориду і нагрійте. Спостерігайте за розчиненням цинку і виділенням бульбашок водню. Напишіть рівняння реакцій.

Речовини в розчинах взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях. Тому для обчислення кількостей реагуючих речовин зручніше користуватися нормальностями їхніх розчинів. Якщо нормальність речовини в одному розчині N_1 , то кількість її в 1 мл дорівнюватиме $N_1 : 1000$, а в об'ємі V_1 мл ($N_1 : 1000$) V_1 . Для розчину іншої концентрації речовини нормальністю N_2 і об'ємом V_2 кількість грам-еквівалентів буде виражена аналогічною формулою ($N_2 : 1000$) V_2 . Ці розчини прореагують між собою в еквівалентних кількостях: $(N_1 : 1000)V_1 = (N_2 : 1000) V_2$, або $V_1N_1 = V_2N_2$. З цього рівняння видно, що для обчислення одного із значень треба знати три інші значення, які входять до складу формули. Наприклад, на нейтралізацію 25 мл 0,2 н. розчину лугу КОН витрачено 20 мл розчину соляної кислоти HCl. Обчислити нормальність N_1 розчину кислоти.

Підставивши у виведену формулу дані прикладу, обчислюють:

$$N_1 = 25 \cdot 0,2 / 20 = 0,25 \text{ н.}$$

Для точного встановлення моменту еквівалентності реагуючих речовин користуються різними методами, вибір яких залежить від властивостей реагуючих речовин і продуктів реакції. Для реакції нейтралізації момент еквівалентності переважно встановлюють за допомогою певних індикаторів.

Процес приливання порціями з мірного посуду розчину одної речовини до певної порції розчину другої речовини до моменту еквівалентності називають *титруванням*.

Дослід 7. Визначення концентрації лугу титруванням

Піпеткою відміряють і зливають у конічну колбу 10 мл розчину лугу невідомої концентрації, додають 1-2 краплі розчину метилоранжу. Заповнюють бюретку розчином кислоти відомої концентрації (нормальності). Рівень розчину в бюретці встановлюють на нуль. Колбу ставлять під бюретку на аркуш білого паперу (рис. 2).

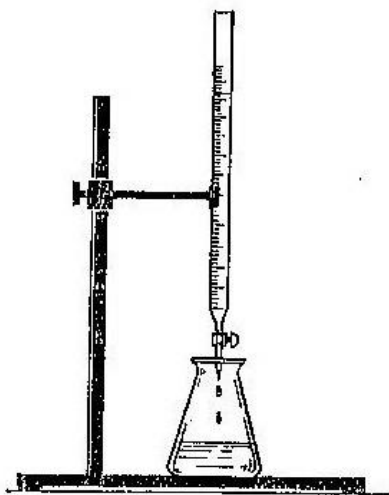


Рис. 2

При безперервному перемішуванні розчину в колбі, з бюретки маленькими порціями приливають розчин кислоти, до появи стійкого рожевого забарвлення. Записують об'єм витраченої кислоти, доливають кислоту в бюретку до нульового рівня і титрують таку ж нову порцію лугу.

Для цього до розчину лугу відразу приливають об'єм кислоти на 1-2 мл менший від визначеного при першому титруванні, а потім кислоту додають краплями до помітного переходу жовтого забарвлення в рожеве. Повторюють титрування доти, доки різниця між останнім і попереднім титруваннями не перевищуватиме 0,05 мл. Знаючи витрачений об'єм кислоти, обчислюють нормальність лугу.

Дослід 8. Визначення концентрації розчину кислоти

Налийте у конічну колбу 10 мл розчину кислоти невідомої концентрації і додайте 1-2 краплі фенолфталеїну. Кислоту титрують розчином лугу відомої концентрації (нормальності) до появи стійкого світло-рожевого забарвлення. Титрування повторюють кілька разів до досягнення потрібної узгоджуваності між значеннями останнього і передостаннього титрувань. Обчислюють нормальність досліджуваного розчину кислоти за поданим прикладом.

Вправи та задачі:

1. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій, які приводять до утворення малорозчинних осадів чи газів: а) $Pb(NO_3)_2 + KI$; б) $NiCl_2 + H_2S$; в) $K_2CO_3 + HCl$; г) $CuSO_4 + NaOH$; д) $CaCO_3 + HCl$; е) $Na_2SO_3 + H_2SO_4$; ж) $AlBr_3 + AgNO_3$.

2. Скласти в молекулярній формі рівняння реакцій, які виражаються наступними іонно-молекулярними рівняннями: а) $NO_2^- + H^+ = HNO_2$; б) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$; в) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2 \downarrow$

3. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами наступних речовин: а) $NaHCO_3$ і HCl ; б) $FeCl_3$ і KOH ; в) $Pb(CH_3COO)_2$ і Na_2S ; г) KHS і H_2SO_4 ; д) $Zn(NO_3)_2 + KOH$ (надлишок); е) $Ca(OH)_2 + CO_2$; ж) $Ca(OH)_2 + CO_2$ (надлишок). Для кожного випадку вказати причину зміщення рівноваги в бік прямої реакції.

4. У якому напрямку буде зміщена у водному розчині рівновага реакції: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{CH}_2\text{ClCOOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_2\text{ClCOONa}$: а) у напрямку прямої реакції; б) у напрямку зворотної реакції?

5. Навести два приклади гідролізу солей, реакція розчину яких буде: а) кисла; б) лужна; в) нейтральна. Для кожного прикладу написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

6. Написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах за стадіями гідролізу таких солей: Na_2CO_3 , ZnSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$.

7. Чим пояснити відмінність ступеня гідролізу в розчинах солей: AlCl_3 і $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; CH_3COONa і $\text{CH}_3\text{COONH}_4$?

8. Виходячи з принципу Ле-Шательє, пояснити вплив соляної кислоти на рівновагу реакції гідролізу хлориду цинку ZnCl_2 .

9. Розчин NaH_2PO_4 має слабокислу, а розчин Na_3PO_4 – сильнолужну реакцію. Пояснити ці факти і мотивувати їх відповідними іонно-молекулярними рівняннями.

10. Чому розчин NaHCO_3 має слаболужне, а розчин NaHSO_3 – слабокислу реакцію?

11. Які з перерахованих нижче солей, піддаються частковому гідролізу, утворюють основні солі: а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2CO_3 ; в) AgNO_3 ; г) AlCl_3 ?

12. При зливання водних розчинів $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і Na_2S утворюється осад хром (III) гідроксиду і виділяється газ. Скласти молекулярне та іонно-молекулярне рівняння реакції, що відбувається.

13. Обчислити нормальність 10 %-го розчину їдкового натру, якщо густина цього розчину дорівнює 1,1.

14. Для нейтралізації 25 мл розчину лугу витрачено 20 мл 0.01 н. розчину кислоти. Обчислити нормальність розчину лугу.

15. Обчислити вміст їдкового калі в 200 мл його розчину, якщо на нейтралізацію 10 мл цього розчину витрачено 25 мл 0.5 н. розчину кислоти.

16. Обчислити еквівалент кислоти, якщо на нейтралізацію 2,25 г її розчину витрачено 25 мл 0.25 н. розчину лугу.

17. Скільки грамів CaCO_3 випаде в осад, якщо до 200 мл 1 н. розчину CaCl_2 додати надлишок розчину Na_2CO_3 ?

18. Скільки мілілітрів 0.1 н. розчину лугу потрібно для осадження заліза у вигляді $\text{Fe}(\text{OH})_3$, яке міститься в 100 мл 0.2 н. розчину FeCl_3 ?

19. Визначити нормальність розчину у 100 мл якого міститься 1,20 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 3

ВЛАСТИВОСТІ НЕМЕТАЛІВ І МЕТАЛІВ

Лабораторна робота № 6

ВЛАСТИВОСТІ p-ЕЛЕМЕНТІВ IV–VII ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Експериментальна частина

Дослід 1 (демонстраційний). Добування і горіння водню

Помістіть у пробірку декілька шматочків цинку і долийте 5-7 мл розведеної (1:1) хлоридної кислоти. Пробірку щільно закрийте корком з капіляром і закріпіть в лапці штатива. Відзначте бурхливе протікання реакції. Через 20-30 сек. після початку реакції можна перевірити водень, який виділяється, на чистоту. Для цього надіньте на капіляр суху пробірку, перевернуту догори дном. Через 30 сек. пробірку зніміть з капіляра і закрийте її отвір пальцем. Потім піднесіть пробірку до пальника,

відкрийте отвір і підпаліть водень. Якщо в пробірці чистий водень, то він запалюється і горить блідо-блакитним полум'ям. Якщо ж у пробірці ще є кисень повітря, то відбувається легкий вибух, що супроводжується різким свистом.

Напишіть рівняння реакції одержання і горіння водню. Що є окисником в цьому процесі? Чому пробірку для збирання водню слід тримати догори дном? Чи можна одержати водень із хлоридної кислоти при заміні цинку на інший метал?

Дослід 2. Відновлення калій перманганату гідроген пероксидом

Внесіть у пробірку декілька крапель розчину гідроген пероксиду, підкисліть його декількома краплями розчину сульфатної кислоти і додайте краплями розчин калій перманганату. Відзначте знебарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що утворюється сіль мангану (II) і вільний кисень.

Дослід 3 (демонстраційний). Добування хлору і хлорної води (під тягою)

В колбу місткістю 200-250 мл, що закріплена в штативі, внесіть 8-10 г калій перманганату. Колбу закрийте корком з газовідвідною трубкою і ділильною лійкою, в яку налейте концентровану хлоридну кислоту. Відкрийте кран ділильної лійки і спостерігайте бурхливий початок реакції. Кінець газовідвідної трубки опустіть на дно підставленої сухої пробірки і спостерігайте її заповнення жовто-зеленим газом.

Напишіть рівняння реакції, враховуючи, що калій перманганат переходить у манган (II) хлорид. Вкажіть окисник і відновник.

Кінець газовідвідної трубки опустіть на дно циліндра об'ємом 100 мл, заповненого дистильованою водою, і пропускайте хлор, що виділяється, протягом 8-10 хвилин. Відзначте зміну забарвлення води.

Дослід 4. Характерні реакції на іони галогенів

Утворення осадів AgCl , AgBr і AgI є характерною реакцією на іони галогенів. Отримайте вказані речовини за допомогою реакції обміну. Необхідні розчини солей беріть в кількості 4-5 крапель. До отриманих осадів додайте розчину аміаку. Чи спостерігається їх розчинення?

Напишіть в молекулярній та іонній формі рівняння реакцій, відзначте кольори добутих осадів і результат дії на них нітратної кислоти.

Дослід 5 (показовий). Добування кисню

Наповніть пробірку кристалічним калій перманганатом на $1/5$ її об'єму, закріпіть похило в штативі і закрийте ватою і пробкою з газовідвідною трубкою. Приготуйте невелику колбу зі щільним корком. Відкритий кінець газовідвідної трубки введіть в колбу; підігрійте пробірку з калій перманганатом. Перевірте наявність кисню тліючою скіпкою. Запишіть рівняння реакції одержання кисню.

Дослід 6. Відновні властивості сірководню

У дві пробірки внесіть такі розчини: в першу – 5 крапель калій перманганату і 2 краплі 2 н. сульфатної кислоти, в іншу – стільки ж калій біхромату і тієї ж кислоти. В кожену з пробірок додайте краплями сірководневу воду до зміни забарвлення кожного розчину і його помутніння внаслідок виділення вільної сірки.

Запишіть рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що MnO_4^- – іон переходить в іон Mn^{2+} , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – в іон Cr^{3+} .

Дослід 7. Дія сульфатної кислоти на метали

У дві пробірки внесіть по 5-8 крапель розчину розведеної сульфатної кислоти і по 2-3 гранули металів: у першу – цинку, в другу – міді. Якщо реакція проходить повільно, то слід підігріти пробірки на невеликому полум'ї пальника.

В якому випадку реакція не відбувається? Чому? Напишіть рівняння реакцій, що протікають. Який елемент у цих реакціях є відновником?

У дві пробірки внесіть по 2-3 мл концентрованої сульфатної кислоти і додайте в одну з них 2-3 шматочки міді, а в іншу – 2-3 гранули цинку. Пробірки трохи підігрійте на невеликому полум'ї пальника. Спостерігайте виділення газів в обох пробірках. До отворів пробірок, по черзі, піднесіть вологий синій лакмусовий папірець і папірець, змочений розчином плюмбум (II) ацетату.

Запишіть спостереження. Чи той самий газ виділяється? Чому? Напишіть рівняння реакцій, що проходять, і вкажіть, який елемент у молекулі сульфатної кислоти є окисником. Напишіть можливі рівняння реакцій взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з цинком із утворенням: а) сірчистого газу; б) сірки; в) сірководню?

Дослід 8. (демонстраційний). Добування NO і NO₂

У пробірку помістіть мідні ошурки і долийте розведеної (1:3) нітратної кислоти так, щоб вона покрила ошурки повністю. Пробірку похило закріпіть у штативі, закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої підведіть під отвір іншої пробірки, заповненої водою і зануреної отвором у воду в кристалізаторі. Якщо реакція іде недостатньо енергійно – злегка підігрійте реакційну суміш на полум'ї пальника. Заповніть пробірку газом, що виділяється, приблизно на 3/4 її об'єму (в пробірці повинна залишатися вода), закрийте її під водою пальцем, вийміть з води і переверніть вниз дном. Відкрийте на 1-2 сек. отвір пробірки і спостерігайте побуріння безбарвного газу (пробірку тримати на білому фоні). Закрийте пробірку пальцем, струсніть її декілька разів до повного поглинання водою отриманого бурого газу. Знову відкрийте пробірку і спостерігайте побуріння вдруге і розчинення газу в воді при струшуванні. Отриманий розчин перевірте лакмусовим або універсальним індикаторним папірцем. Відзначте зміну забарвлення і зробіть висновок про реакцію середовища в розчині. Запишіть рівняння реакцій.

Дослід 9. Одержання кальцій гідрофосфату

Внесіть у пробірку по 1-2 мл розчинів кальцій хлориду і натрій гідрофосфату. Відзначте колір осаду, що утворився. Запишіть рівняння реакції в молекулярній та іонній формах.

Дослід 10. Осадження ферум (III) і алюміній фосфатів

У дві пробірки внесіть по 3-4 краплі розчинів солей: у першу – ферум (III) хлориду, в другу – алюміній сульфату. Додайте в кожен з пробірок по 2-3 краплі розчинів натрій ацетату і натрій гідрофосфату. Відмітьте кольори осадів, що утворилися. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.

Дослід 11. Відновні властивості сполук стибію (III) та бісмуту (III)

У дві пробірки налийте по 2-3 краплі калій перманганату і 2 н. розчину хлоридної кислоти. В одну з пробірок додайте 3-5 крапель розчину стибію (III) хлориду, в іншу – стільки ж розчину бісмут (III) нітрату. Відзначте знебарвлення розчину в першій пробірці. Чи проходить така ж реакція в іншому випадку?

Напишіть рівняння реакції окиснення стибій (III) хлориду до $\text{H}[\text{SbCl}_6]$. Відзначте різну відновну здатність іонів Sb^{3+} і Bi^{3+} . З таблиці електродних потенціалів выпишіть відповідні числові значення. Чи підтверджують ці дані практичні спостереження?

Дослід 12 (демонстраційний). Добування і властивості вуглекислого газу

Приготуйте пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5-6 крапель). Добудьте вуглекислий газ у пробірці з газовідвідною трубкою через взаємодію мрамору з розведеною (1:3) хлоридною кислотою. Кінець трубки занурте в пробірку з нейтральним розчином лакмусу і пропускайте газ протягом 2-3 хв.

Відзначте зміну забарвлення лакмусу. Запишіть схему рівноваги, що існує у водному розчині карбон діоксиду. Як зміститься ця рівновага при додаванні в розчин лугу, кислоти? Вкажіть причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

Дослід 13 (демонстраційний). Одержання кальцій карбонату і гідрокарбонату

Наповніть пробірку на 1/2 її об'єму вапняною водою і пропускайте крізь неї карбон діоксид. Відзначте появу осаду кальцій карбонату. Продовжуйте пропускати карбон діоксид до розчинення осаду.

Напишіть рівняння реакцій: утворення кальцій карбонату і його подальшого розчинення під дією карбон діоксиду і води.

Дослід 14. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

У двох пробірках добудьте кальцій і барій карбонати взаємодією 3-4 крапель солі відповідного металу з 3-4 краплями розчину натрій карбонату. Дайте розчинам відстоятись і, зливши більшу частину рідини, додайте до осадів по одній краплі розчину ацетатної кислоти. Що спостерігається?

Відзначте випадання осадів, їх забарвлення і розчинення в ацетатній кислоті, що супроводжується виділенням газу. Напишіть рівняння всіх реакцій.

Дослід 15. Отримання гелю силікатної кислоти

В одну пробірку внесіть 4-5 краплі натрій силікату і додайте 6-7 крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти. Закрийте пробірку пальцем і струсніть її. Спостерігайте утворення гелю силікатної кислоти. Запишіть спостереження і рівняння реакцій.

Дослід 16. Добування важкорозчинних солей двовалентного плюмбуму

В чотири пробірки окремо внесіть по 2-4 краплі 2 н. розчинів сульфатної та хлоридної кислот, розчину калій іодиду і калій хромату. В кожную пробірку додайте по 2-3 краплі розчину солі плюмбуму. Відзначте випадіння осадів та їх кольори. Осад плюмбум хлориду дослідіть на розчинність при нагріванні до кипіння і при охолодженні холодною водою. Осад плюмбум іодиду відокремте від розчину, додайте 5-6 мл розчину ацетатної кислоти, нагрійте до кипіння і охолодіть. Струсіть пробірку, стежте за рухом кристаликів, що при цьому утворюються.

Записати спостереження і рівняння всіх реакцій, які проходять.

Вправи та задачі:

1. 10 г суміші магнію і магній оксиду обробили надлишком хлоридної кислоти. В результаті цього виділилося 4,48 л газу (н.у.). Визначте процентний склад суміші (за масою).

2. Скільки грамів 20 %-ної хлоридної кислоти було використано для добування водню, яким було відновлено 7,95 г купрум(II) оксиду? При обчисленнях врахувати, що водню для цього витрачено вдвічі більше, ніж потрібно теоретично.
3. Скільки літрів водню виділиться, якщо подіяти на 229 г суміші мідних, магнієвих і алюмінієвих ошурок, якщо масове співвідношення металів у суміші дорівнює 1:1:2?
4. В якій ступені окиснення галогени можуть проявляти: а) лише окиснювальні властивості; б) тільки відновлювальні; в) окиснювальні й відновлювальні? Написати відповідні електронні формули для іонів.
5. Скільки мл розчину аргентум(I) нітрату потрібно для реакції обміну з 1 мл 10 %-ного розчину HBr (густина=1,06 г/мл)?
6. Після взаємодії суміші 5 л водню і 4,48 л хлору (н.у.) продукт реакції розчинили в 85,4 мл води. Обчисліть масову частку речовини в одержаному розчині.
7. Обчисліть нормальність розчину HCl, якщо 40 мл його після додавання надлишку AgNO₃ утворили 0,574 г AgCl.
8. Скільки грамів йоду виділиться в сірчаноокислому розчині при взаємодії надлишку розчину KI із 150 мл 6 %-ного розчину KMnO₄ (густина=1,04 г/мл)?
9. В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) тільки окисником; б) тільки відновником? Написати відповідні електронні формули. За яких ступенів окиснення Сульфур та його сполуки можуть проявляти властивості як окиснювачів, так і відновників?
10. Яка маса калій перманганату, що містить 3 % домішок, потрібна для одержання 33,6 л (н.у.) кисню?
11. Знайдіть об'ємну частку (%) озону в повітрі, якщо при пропусканні 100 мл повітря через розчин KI виділилось 0,267 г йоду.
12. Обчисліть молярну концентрацію сульфатної кислоти в розчині масою 150 г з масовою часткою H₂SO₄ 20 %, з густиною 1,139 г/мл.
13. Який об'єм (н.у.) сірководню потрібно розчинити в 2 л води, щоб одержати 0,01 N розчин?
14. При горінні сірководню виділився газ, з якого при подальшому окисненні одержали 2 л 0,5 M розчину сульфатної кислоти. Який об'єм (н.у.) сірководню згорів?
15. При розчиненні в 50 мл 25 %-ного NaOH (ρ=1,28 г/мл) всього сульфур діоксиду, отриманого при спалюванні 8,96 л сірководню, одержано розчин солі. Який її склад та масова частка в розчині?
16. Пояснити різницю між ступенем окиснення і валентністю сполук: NH₃, N₂, N₂O, NO, NO₂, HNO₃.
17. Показати за допомогою реакцій, що сполуки арсену (III) мають амфотерні властивості.
18. Який об'єм (н.у.) нітроген діоксиду потрібно розчинити в 1 л води в присутності кисню, щоб одержати 15 %-ний розчин нітратної кислоти?
19. Скільки літрів амоніаку (н.у.) треба розчинити в 100 г 20 %-ної ортофосфорної кислоти, щоб одержати амоній гідрофосфат?
20. Змішали 210 г 52 %-ного і 115 г 22 %-ного розчинів фосфорної кислоти. Яка процентна концентрація розчину, що утворився?
21. В результаті обробки 10 г суміші міді з купрум (II) оксидом нітратною кислотою виділилось 2,24 л нітроген (IV) оксиду (н.у.). Який процентний склад суміші?
22. При обробці мідних ошурок концентрованим розчином нітратної кислоти виділилось 11,2 л газу (н.у.). Отриманий розчин випарили досуха. Після часткового термічного розкладу утворилося 33,5 г твердої речовини. Обчисліть ступінь розкладу солі (яка частина солі розклалася).

23. Розчинність вуглекислого газу у воді при 20°C становить 0,88 об'єму на 1 об'єм води. Знайдіть максимально можливу масову частку отриманої карбонатної кислоти, вважаючи взаємодію повною. Яке рН матиме отриманий розчин?
24. Суміш газів з карбон монооксиду, карбон діоксиду, метану і ацетилену пропустили послідовно крізь розчини бромної води та їдконого натру. Написати рівняння реакцій, що при цьому проходять. Який склад газової суміші, що залишилася?
25. При 60°C розчинність натрій карбонату становить 31,6 г, а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчину. Скільки кристалічної соди виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 60 до 0°C?
26. Обчисліть тиск у посудині об'ємом 1,985 л при 500°C, в якій міститься 1,98 г фосгену, враховуючи, що фосген дисоціює на 55 % за рівнянням: $\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$.
27. 11,44 г кристалічного натрій карбонату утворюють 4,24 г безводної солі. Обчисліть кількість молекул води в кристалічній солі.
28. Скільки кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ потрібно для нейтралізації 35 мл 2 н. сульфатної кислоти (густина 1,05 г/мл)?
29. Обчисліть кількість силіцію, якщо при дії на нього лугу добуто 5,6 л водню, виміряного за нормальних умов.
30. При взаємодії 72,8 г суміші невідомого металу (II) і його карбонату з хлоридною кислотою виділилось 8,96 л газів (н.у.). Після спалювання суміші газів та конденсації водяних парів об'єм газів зменшився до 6,72 л. Обчисліть процентний вміст металу в суміші.

Лабораторна робота № 7

ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ I-III ГРУП ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.

ВЛАСТИВОСТІ d-ЕЛЕМЕНТІВ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ.

ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ. ЕЛЕКТРОЛІЗ.

Експериментальна частина

Дослід 1. Взаємодія магнію з водою

Внесіть у пробірку невелику кількість магнієвого порошку і додайте 1-2 мл дистильованої води. Відзначте відсутність реакції при кімнатній температурі. Нагрійте пробірку на невеликому полум'ї пальника. Що спостерігається? Додайте до отриманого розчину краплю фенолфталеїну. На утворення яких іонів вказує поява забарвлення фенолфталеїну? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Взаємодія магнію з кислотами

У дві пробірки помістіть невелику кількість магнієвого порошку. В одну пробірку додайте декілька крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти, а в іншу – таку ж кількість 2 н. розчину нітратної кислоти. Чи той самий газ виділяється? Чому? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Добування магній гідроксиду та його властивості

У дві пробірки внесіть по 1 мл розчину солі магнію і в кожну з них додати по 2 мл розчину їдконого натру. В одну з пробірок додайте розчин хлоридної кислоти до повного розчинення осаду. У другій пробірці розчиніть осад у 2 н. розчині амоній хлориду. У якому випадку для розчинення осаду була потрібна більша кількість реактиву?

Напишіть рівняння реакцій: одержання магній гідроксиду і його розчинення в кислоті і в розчині солі амонію. Використовуючи добуток розчинності, поясніть

розчинення магній гідроксиду в амоній хлориді і хлоридній кислоті. У якому реактиві розчинення відбувається легше? Чому? Чи розчиняється магній гідроксид при додаванні амоній сульфату, калій хлориду?

Дослід 4. Добування магній гідроксикарбонату

У пробірку до 2-3 крапель розчину солі магнію додайте розчин соди до утворення осаду магній гідроксикарбонату. Відмітьте виділення газу. Випробуйте відношення осаду основної солі магнію до хлоридної кислоти. Напишіть рівняння реакцій добування магній гідроксикарбонату і його розчинення в кислоті.

Дослід 5. Добування і властивості карбонатів лужноземельних металів

Отримайте осади кальцій, стронцій і барій карбонатів через взаємодію розчинів відповідних солей з розчином соди. Випробуйте відношення одержаних карбонатів до хлоридної кислоти (кислоту додавати краплями). Напишіть рівняння відповідних реакцій. Відзначте розчинення карбонатів у кислоті.

Дослід 6. Порівняльна розчинність кальцій сульфату і карбонату

Отримайте кальцій сульфат, додавши до 3-4 крапель розчину кальцій хлориду 5-6 крапель розчину натрій сульфату. Дайте розчинові відстоятись і обережно злийте рідину над осадом у чисту пробірку. Переконайтесь у повноті осадження, додавши ще одну краплю розчину натрій сульфату. До отриманого прозорого розчину додайте декілька крапель розчину соди. Що спостерігається?

Користуючись правилом добутку розчинності і таблицею величин ДР, пояснити, чому розчин, після того, як з нього випав осад CaSO_4 , знову утворює осад при додаванні розчину соди?

Дослід 7. Взаємодія натрій пероксиду з водою

У пробірку внесіть шпателем невелику кількість порошку натрій пероксиду, додайте 8-10 крапель дистильованої води і розмішайте. Доведіть наявність луку в отриманому розчині, додавши до нього одну краплю фенолфталеїну. Напишіть рівняння реакції взаємодії натрій пероксиду з водою.

Дослід 8. Відновні властивості натрій пероксиду

Внесіть у пробірку 4-5 крапель розчину калій перманганату, додайте невелику кількість натрій пероксиду і перемішайте. Відзначте виділення газу і появу бурого осаду. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 9. Реакція середовища у розчинах натрій карбонату і гідрокарбонату

Внесіть у три пробірки по 6-7 крапель дистильованої води. У кожну з них додайте таку ж кількість нейтрального розчину лакмусу. В одну пробірку внесіть декілька кристаликів натрій карбонату, в другу – натрій гідрокарбонату. Третю пробірку залиште для порівняння. Перемішайте розчини. Порівняйте забарвлення лакмусу в розчинах солей із його забарвленням у третій пробірці.

Яка реакція середовища в розчинах і чому? Напишіть іонні та молекулярні рівняння реакцій гідролізу. Чому відтінок забарвлення лакмусу в розчинах цих солей різний? Відповідь обґрунтуйте.

Дослід 10. Дія на солі феруму (III) калій роданіду

Помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину ферум (III) хлориду і додайте одну краплю розчину калій роданіду. Відзначте зміну кольору розчину. Перенесіть 1 краплю одержаного розчину в іншу пробірку і додайте 8-10 крапель води.

Запишіть рівняння реакції з утворенням $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Чим пояснюється світліше забарвлення при розведенні?

Дослід 11. Дія на солі ферум (III) калій гексаціаноферрату (II)

Внесіть в пробірку 2-3 краплі розчину ферум (III) хлориду і додайте 1 краплю розчину калій гексаціаноферрату (II) (жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Що спостерігається? Відзначте колір осаду, що утворився (берлінська блакить). Вкажіть хімічну назву і формулу одержаної речовини.

Дослід 12. Окисні властивості феруму (III)

У дві пробірки окремо внесіть по 3-4 краплі розчину ферум (III) хлориду і додайте в одну з них 1-2 краплі розчину калій іодиду, а в іншу – декілька кристаликів натрій сульфату. В який колір і чому забарвлюється розчин у першій пробірці? В другій пробірці спочатку з'являється буро-червоне забарвлення, внаслідок утворення малостійкого ферум (III) сульфату, яке зникає при нагріванні. Переконайтесь у відновленні феруму до ступеня окиснення +2 за допомогою якісної реакції з калій гексаціаноферратом (III) (червоною кров'яною сіллю) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Відзначте колір осаду, що утворився (турнбулева синь). Вкажіть хімічну назву і формулу одержаної речовини.

Напишіть рівняння реакцій, враховуючи, що при окисненні натрій сульфату ферум (III) хлоридом у реакції бере участь вода.

Дослід 13. Одержання і властивості хром (III) гідроксиду

Отримайте у двох пробірках малорозчинний хром (III) гідроксид через взаємодію 3-4 крапель розчину солі хрому (III) з двома краплями 2 н. розчину лугу. Випробуйте відношення хром гідроксиду до кислоти і до надлишку лугу, для чого додайте в одну пробірку краплями 2 н. розчин сульфатної кислоти, а в другу – 2 н. розчин лугу до розчинення осаду.

Напишіть рівняння реакцій: *а)* отримання хром (III) гідроксиду; *б)* взаємодії хром (III) гідроксиду з кислотою та з лугом, враховуючи, що в другому випадку утворюється комплексний аніон $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$. Як називається відповідна калієва сіль? При підкисненні розчину відбувається поступове заміщення гідроксидних лігандів у гідросокомплексі хрому(III) на молекули води з утворенням аквакомплексу. При цьому координаційне число комплексоутворювача не змінюється. Зробити висновок про кислотно-основний характер хром (III) гідроксиду.

Дослід 14. Паралельний гідроліз хром (III) сульфату і натрій карбонату

До 2-3 крапель розчину хром (III) сульфату додайте краплями розчин натрій карбонату до утворення осаду $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Зафіксуйте виділення газу.

Чому не утворюється хром (III) карбонат? Який газ виділяється? Напишіть молекулярне та іонне рівняння реакції. Яка форма гідролізу хром (III) сульфату мала місце в цій реакції?

Дослід 15. Перехід калій хромату в біхромат

До 3-4 крапель розчину калій хромату додавати 2 н. розчин сульфатної кислоти. Відзначте забарвлення взятого і отриманого розчинів і вкажіть, якими іонами ці забарвлення зумовлені. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 16. Перехід калій біхромату в хромат

До 3-4 крапель розчину калій біхромату додайте краплями розчин лугу до зміни забарвлення. Напишіть рівняння реакції. Поясніть зміщення рівноваги системи $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ при додаванні: а) кислоти; б) лугу. Який іон – хромат чи біхромат – існує у кислому середовищі, а який – у лужному?

Дослід 17. Одержання малорозчинних хроматів

У три пробірки з розчином калій хромату додайте по 2-3 краплі розчинів: в першу – барій хлориду, в другу – плюмбум (II) ацетату, в третю – аргентум (I) нітрату. Відзначте кольори осадів, що утворилися.

Напишіть в молекулярній та іонній формах рівняння реакцій.

Дослід 18. Гідратна ізомерія аквакомплексів хрому (III)

Хром хлорид $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ утворює ізомери різного кольору: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ – синьо-фіолетовий, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ – темно-зелений, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – світло-зелений. У розчині всі три ізомери перебувають у рівновазі, стан якої залежить від різних факторів, зокрема від температури.

У дві пробірки помістіть по декілька кристаликів шестиводного хром (III) хлориду і розчиніть їх у 0,5 мл води. Одну пробірку залиште в якості контрольної, іншу – нагрійте на водяній бані і спостерігайте за зміною забарвлення.

Який ізомер аквакомплексу хрому (III) переважно стійкий при кімнатній температурі? При високій температурі? Дайте назви усім ізомерам за раціональною номенклатурою.

Дослід 19. Гальванічний елемент з металевими електродами

Складіть прилад, як показано на рис. 3. В один стакан налейте 1 М розчин цинк сульфату, а в другий – 1 М розчин купрум (II) сульфату.

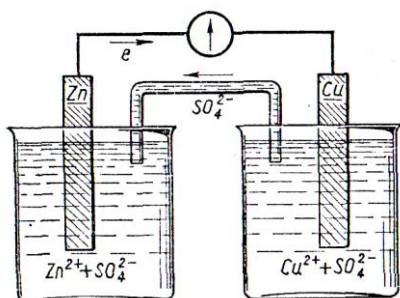


Рис. 3

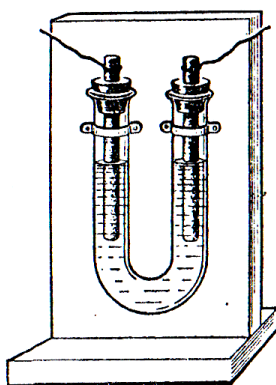


Рис. 4

Занурте в перший розчин цинковий електрод, а в другий – мідний, під'єднайте обидва електроди припаяними до них мідними дротиками до клем вольтметра: цинковий електрод – до негативного полюса, мідний – до позитивного. З'єднайте обидва розчини електролітичним містком (зігнутою скляною трубкою, наповненою 1 н. розчином калій хлориду).

Спостерігайте за відхиленням стрілки вольтметра. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах. За нормальними потенціалами обчисліть е.р.с.

34. При відпалі 100 г піриту одержали газ, котрий спочатку ретельно очистили від домішок, а потім використали для повної нейтралізації 400 мл 25 %-ного розчину натрій гідроксиду (густина 1,28 г/мл). Визначте процентний вміст домішок у піриті.
35. При відпалі 80 г технічного піриту виділився сульфур (IV) оксид, при взаємодії якого з надлишком сірководню утворилося 96 г сірки. Визначте процентний вміст домішок.

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 4

ВСТУП ДО ОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ. ВУГЛЕВОДНІ

Семінар 2

БУДОВА ТА РЕАКЦІЙНА ЗДАТНІСТЬ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Питання для самопідготовки:

1. Основні положення теорії хімічної будови органічних сполук О.М. Бутлерова. 2. Молекулярні і структурні формули. 3. Валентний стан атомів Карбону, Оксигену, Нітрогену. 4. Типи гібридизації атомних орбіталей атома Карбону. 5. Поняття sp^3 -гібридизації, sp^2 -гібридизації, sp -гібридизації. 6. Будова σ - та π -зв'язків. 7. Подвійний та потрійний зв'язки. 8. Взаємний вплив атомів у молекулі, електронегативність, індукційний та мезомерний ефекти. 9. Класифікація органічних речовин. 10. Поняття хімічної функції. 11. Класифікація органічних реакцій. 12. Уявлення про механізм органічної реакції. 13. Гомолітичний та гетеролітичний розрив ковалентного зв'язку. 14. Типи проміжних частинок: карбокатиони, карбоаніони, радикали. 15. Електрофільні, нуклеофільні та радикальні реакції.

Вправи та задачі:

I. Вибрати правильні відповіді

- Який тип зв'язку найбільш характерний для органічних сполук:

а) іонний;	в) водневий;
б) металічний;	г) ковалентний.
- Чому дорівнює валентність атома Карбону в органічних сполуках:

а) 1;	в) 4;
б) 3;	г) 2.
- У якому ряду вказані гомологи алканів?

а) CH_4 , C_3H_8 , C_4H_8 ;	в) CH_4 , C_4H_{10} , C_7H_8 ;
б) C_2H_6 , C_4H_{10} , C_6H_{14} ;	г) C_2H_4 , C_4H_{10} , C_8H_{18} .
- Ізомерними є речовини з:
 - однією брутто-формулою, однаковою хімічною будовою та різними хімічними властивостями;
 - однією брутто-формулою, різною хімічною будовою та однаковими хімічними властивостями;
 - однією брутто-формулою, різною хімічною будовою та різними хімічними властивостями.
- Виберіть форму орбіталі:

Орбіталь	Форма
1. s	а) дві взаємно-перпендикулярні гантелі;

2. p б) сфера (куля);
 3. d в) викривлена (несиметрична) гантель;
 4. sp^3 д) симетрична гантель.

Відповідь: 1 _____, 2 _____, 3 _____, 4 _____.

6. Для кожної сполуки визначте відповідність:

Сполука	Гібридизація	Довжина зв'язку	Валентний кут
1. $\text{CH}_3\text{-CH}_3$	а. sp	А. 0,134 нм	а. 120°
2. $\text{CH}_2=\text{CH}_2$	б. sp^3	Б. 0,120 нм	б. 180°
3. $\text{CH}\equiv\text{CH}$	γ. sp^2	В. 0,140 нм	в. $109^\circ 28'$
4. C_6H_6	δ. відсутня	Г. 0,154 нм	г. 100°

Відповідь: 1 _____; 2 _____; 3 _____; 4 _____.

7. Загальна формула гомологічного ряду алканів:

- а) C_nH_{2n} ; в) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$;
 б) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; г) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$.

8. У одновалентних радикалів вуглеводнів закінчення:

- а) -ан; в) -ен;
 б) -ил (-іл); г) -ин(-ін).

9. Подвійний зв'язок – це комбінація:

- а) одного σ -зв'язку і одного π -зв'язку;
 б) двох π -зв'язків;
 в) двох σ -зв'язків.

II. Дати відповіді

- Вкажіть тип гібридизації всіх атомів Карбону, а також вид і знак електронних ефектів замісників в наступних сполуках:
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl}$; $\text{CH}_2=\text{CH-Cl}$; $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-COOH}$.
- Визначте вид гібридизації всіх атомів Карбону в молекулах: масляної (бутанової) кислоти, пропанової кислоти.
- Визначте тип гібридизації всіх атомів Карбону у сполуках:
 $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$; $\text{H}_3\text{C-C}\equiv\text{C-CH}_3$.
- Визначте вид і знак електронних ефектів замісників у сполуках:
 $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-COOH}$; $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH=CH-Cl}$;
 $\text{H}_2\text{C=CH-Br}$; $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$;
 $\text{CH}_3\text{-COOH}$.
- Визначте тип гібридизації всіх атомів Карбону у сполуках:
 $\text{HC}\equiv\text{C-CH}_3$; $\text{H}_3\text{C-CH=CH-COH}$;
 $\text{H}_3\text{C-CH=CH-CH}_3$; $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-OH}$;
 $\text{H}_3\text{C-CH}_2\text{-CH=CH}_2$; $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{CH}$.

Лабораторна робота № 8

ДОБУВАННЯ ТА ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ НАСИЧЕНИХ, НЕНАСИЧЕНИХ І АРОМАТИЧНИХ ВУГЛЕВОДНІВ

Експериментальна частина

Дослід 1. Добування метану та вивчення його властивостей

1.1. Добування метану:

У суху пробірку поміщають добре розтерту в ступці суміш із 1 г прожареного натрій ацетату і 2 г прожареного натронного вапна (суміш негашеного вапна CaO і насиченого розчину натрій гідроксиду NaOH у масовому співвідношенні 2:1).

Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою і закріплюють похило в лапці штатива.

Суміш в пробірці нагрівають полум'ям пальника спочатку обережно, потім сильніше.

1.2. Дослідження властивостей метану:

У дві пробірки наливають по 5-6 крапель: в першу – 0,1 н розчину калій перманганату, в другу – бромної води. Газовідвідну трубку по черзі занурюють у кожен з пробірок і пропускають газ.

Встановлюють, чи змінюється забарвлення цих реактивів, тобто чи відбувається бромовання метану або його окиснення.

Підпалюють газ, що виділяється з газовідвідної трубки і спостерігають за кольором полум'я та утворенням кіптяви.

Метан – безбарвний газ, який проявляє загальні властивості алканів: не вступає в реакції приєднання та окиснення. Як усі вуглеводні, горить.

Дослід 2. Добування етилену та вивчення його властивостей

2.1. Добування етилену:

В суху пробірку поміщають 5-6 мл суміші етилового спирту та концентрованої сульфатної кислоти і кидають “кип’ятилку” для забезпечення рівномірного кипіння. Пробірку закривають корком з газовідвідною трубкою і закріплюють похило в лапці штатива. Суміш у пробірці обережно нагрівають, слідкуючи, щоб рідину не викинуло з пробірки, реакційна суміш при цьому чорніє.

2.2. Дослідження властивостей етилену:

Властивості газу, що виділяється з газовідвідної трубки досліджують так само, як у досліді 1.2.

Етилен одержують методом дегідратації етилового спирту. Етилен – безбарвний газ, що не має запаху. Як ненасичений вуглеводень, знебарвлює бромну воду та розчин калій перманганату (тобто вступає в реакції приєднання та окиснення). Як усі вуглеводні, горить.

Дослід 3. Добування ацетилену та вивчення його властивостей

3.1. Добування ацетилену:

У пробірку поміщають 3–4 кусочки кальцій карбїду. Приливають 1–2 мл води. Швидко закривають пробірку корком з газовідвідною трубкою. Відразу починається виділення газоподібного ацетилену. Одержаний ацетилен має специфічний запах.

3.2. Дослідження властивостей ацетилену:

Властивості газу, що виділяється з газовідвідної трубки досліджують так само, як у досліді 1.2.

Ацетилен, одержаний карбїдним методом, – безбарвний газ із своєрідним запахом. Ненасиченість ацетилену підтверджується його взаємодією з бромною водою та розчином калій перманганату (розчини знебарвлюються). Горить ацетилен кіптявим полум'ям (неповне згорання).

Дослід 4. Вивчення властивостей ароматичних сполук

4.1. Окиснення бензену та його гомологів:

У дві пробірки наливають: у першу 1 мл бензену, у другу – 1 мл толуену. В кожен пробірку добавляють по 2 мл 0,5 %-го розчину калій перманганату і дві

краплі 10 %-го розчину сульфатної кислоти. Обережно нагрівають вміст обох пробірок на водяній бані при перемішуванні.

4.2. Взаємодія бензену з бромом:

В першій пробірці струшують 1 мл бензену та 1 мл бромної води. У другу пробірку поміщають 1 мл бензену, 1 мл розчину бром у чотирьоххлористому вуглеці і 0,5 г залізних ошурок. Суміш нагрівають на водяній бані і спостерігають виділення газу. Підносять смужку синього лакмусового папірця до отвору пробірки.

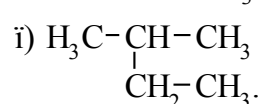
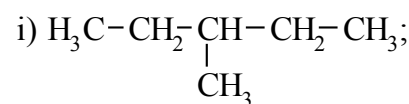
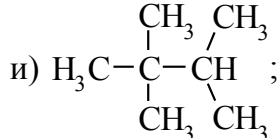
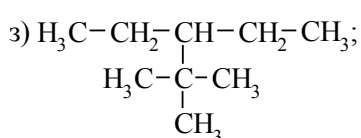
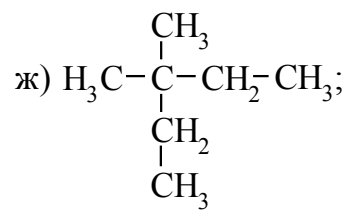
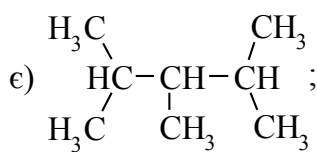
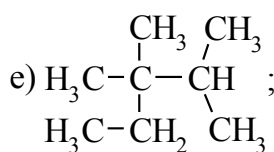
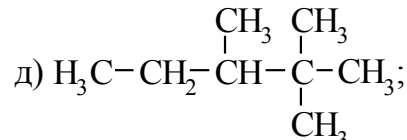
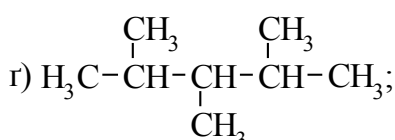
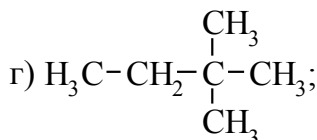
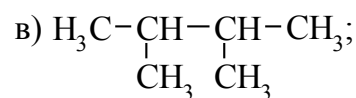
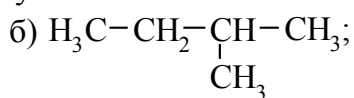
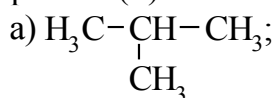
Бензен стійкий до дії окисників за звичайних умов (не знебарвлює розчину калій перманганату та бромної води), толуен, на відміну від бензену, окиснюється розчином калій перманганату в присутності сульфатної кислоти. При взаємодії бензену з бромом у присутності каталізатора (залізні ошурки) спостерігається виділення бромоводню – атом гідрогену ароматичного ядра заміщується на атом бром у.

Для кожного досліду записати спостереження та рівняння відповідних реакцій.

Вправи та задачі:

ТЕМА: НАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ

1. Назвати сполуки, формули яких наведені нижче, за міжнародною та раціональною номенклатурами, підкреслити у кожній з них первинні (–), вторинні (=), третинні (≡) і четвертинні (~) атоми Карбону.



2. Написати структурні формули ізомерів гептану, які мають по п'ять атомів Карбону в головному ланцюгу. Назвати їх за міжнародною та раціональною номенклатурами. Вказати для кожного з них кількість первинних, вторинних, третинних і четвертинних атомів карбону.

3. Написати структурні формули ізомерних вуглеводнів складу C_5H_{12} . Назвати їх за міжнародною та раціональною номенклатурами, підкреслити у кожній з них первинні (–), вторинні (=), третинні (≡) і четвертинні (~) атоми Карбону.

4. Написати рівняння одержання метану:
 - а) із натрій ацетату;
 - б) із метилмагнійброміду.
5. Написати рівняння реакції одержання етану:
 - а) із етилену;
 - б) із метилу йодистого.
6. Навести всі відомі Вам методи одержання етану.
7. Написати рівняння реакції одержання пропану з пропену.
8. Написати рівняння реакції одержання бутану:
 - а) за методом Вюрца;
 - б) із відповідних карбонових кислот та неорганічних реагентів.
9. Написати рівняння реакції одержання гексану всіма відомими Вам методами.
10. Які вуглеводні утворюються при дії натрію:
 - а) на суміш метилу йодистого та етилу йодистого;
 - б) на суміш етилу йодистого та ізопропілу йодистого;
 - в) на ізопропіл бромистий;
 - г) на суміш пропілу бромистого і *втор.*-бутилу бромистого;
 - г) на суміш пропілу бромистого і *трет.*-бутилу бромистого?
11. Які вуглеводні можна отримати з метилу йодистого та неорганічних реагентів?
12. Які алкани можна одержати з масляної кислоти ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$) та неорганічних реагентів?
13. Яким чином змінюються фізичні властивості алканів зі зміною їх складу?
14. Написати загальну формулу насичених вуглеводнів та зобразити графічно модель атома Карбону у стані sp^3 -гібридизації.
15. Який тип зв'язків у молекулі етану? Зобразити схематично утворення молекулярних орбіталей C–C і C–H.
16. Якими параметрами характеризується зв'язок C–C у молекулах алканів?
17. Чому алкани називають також парафінами або аліфатичними (жирними) вуглеводнями?
18. Реакції якого типу є найбільш характерними для насичених вуглеводнів і чому?
19. Як відносяться насичені вуглеводні до дії бромної води та розчину калій перманганату при кімнатній температурі?
20. Описати детально механізм взаємодії хлору з метаном при УФ-опроміненні та назвати всі продукти цієї реакції.
21. Чим зумовлюється гомолітичний чи гетеролітичний розрив зв'язку C–H при хлоруванні метану?
22. Написати рівняння реакцій:
 - а) монобромовання пропану. Які продукти утворюються при цьому? Якого з них буде більше і чому?
 - б) сульфування гексану;
 - в) сульфохлорування пропану;
 - г) сульфохлорування бутану. Вказати тип реакції. Навести її механізм.
 - г) сульфоокиснення пропану;
 - д) нітрування етану за Коноваловим. Які продукти утворюються при цьому? Відповідь пояснити.
 - е) нітрування пропану у газовій фазі;
 - е) нітрування 2-метилпропану за Коноваловим;
 - ж) нітрування ізобутану за Коноваловим;
 - з) горіння бутану.

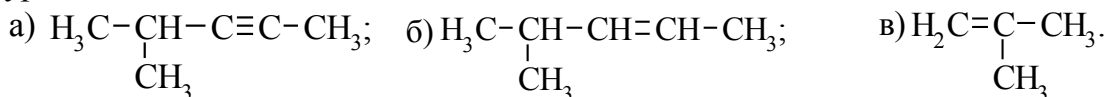
23. Які продукти можуть утворитися при крекінгу бутану (атмосферний тиск, $t = 600\text{ }^\circ\text{C}$)?

24. Які продукти можна отримати при піролізі метану в різних умовах?

25. До якого типу реакцій належить ізомеризація бутану в присутності алюміній хлориду і яка роль останнього в цій реакції?

ТЕМА: НЕНАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ

1. Назвати наведені нижче сполуки за міжнародною та раціональною номенклатурами.



Написати, де це можливо, *цис*- і *транс*-ізомери. У яких випадках і чому існує геометрична ізомерія?

2. Написати ізомерні (нециклічні) структурні формули для речовин складу C_5H_{10} . Вказати типи ізомерії і назвати ці речовини за міжнародною та раціональною номенклатурами.

3. Написати структурні формули ізомерних дієнів складу C_4H_6 і назвати їх за міжнародною номенклатурою.

4. Для дієнових вуглеводнів складу C_5H_8 вказати по одному ізомеру для кожного типу цих сполук та вказати види ізомерії. Назвати ізомери за міжнародною номенклатурою.

5. Написати структурні формули ізомерних ацетиленових вуглеводнів складу C_5H_8 і назвати їх за міжнародною та раціональною номенклатурами.

6. Записати рівняння реакцій одержання пропену:

а) з відповідного бромпохідного; б) з відповідного спирту.

7. Записати рівняння реакцій одержання пропіну:

а) з відповідного алкену;
б) з відповідного дибромпохідного.

8. Записати рівняння реакцій одержання бутадієну-1,3:

а) з бутану, б) з етилового спирту.

9. Які вуглеводні утворюються при дегідратації таких спиртів:



10. Які речовини утворюються при дегідрохлоруванні:

а) 2-хлорбутану; б) 2,3-дихлорбутану?

11. Записати схеми реакцій взаємодії 2-метилпропену з такими реагентами:

а) H_2SO_4 ; б) Br_2 ; в) KMnO_4 (розведений розчин).

12. Записати схеми реакцій окиснення бутену-2 в різних умовах.

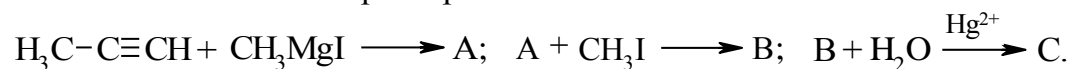
13. Записати схеми реакцій взаємодії ацетилену з такими реагентами:

а) HCl ; б) H_2O ; в) NaNH_2 .

14. Записати схеми реакцій взаємодії пропіну з таким реагентами:

а) Br_2 ; б) H_2O .

15. Заповнити схеми перетворень:



16. Описати механізм електрофільного приєднання та правило Марковникова на прикладі гідрохлорування пропену.

17. Описати механізм вільнорадикального приєднання на прикладі взаємодії пропену з гідроген бромідом у присутності гідроген пероксиду.

18. Які два продукти можуть утворитися при бромуванні бутадієну-1,3? Описати механізм цієї реакції.

19. Яку будову можуть мати полімери, утворені з багатьох молекул ізопрену? Які види полімеризації Ви знаєте?

ТЕМА: АРОМАТИЧНІ ВУГЛЕВОДНІ

1. Сформулювати правило Хюккеля. Навести приклади ароматичних систем.

2. Які сучасні уявлення про будову молекули бензену Вам відомі? Зобразити схематично молекулу бензену.

3. Яким чином можна перетворити у бензен:

а) гексан; б) циклогексан; в) ацетилен?

Записати рівняння реакцій.

4. Які вуглеводні утворюються:

а) при ароматизації гептану; б) при термічному розкладі натрій бензоату (C_6H_5COONa)?

Записати рівняння реакцій.

5. Чи реагує бензен за звичайних умов:

а) із бромною водою; б) із розчином калій перманганату?

Відповідь пояснити.

6. За яких умов бензен може приєднати:

а) водень; б) хлор? Навести схеми реакцій.

7. Записати схему утворення електрофільного реагента в реакції:

а) хлорування аренів у присутності алюміній хлориду;

б) бромування аренів у присутності алюміній броміду;

в) нітрування аренів у присутності сульфатної кислоти;

г) сульфування аренів за допомогою концентрованої сульфатної кислоти;

г) алкілування аренів за допомогою галогенпохідних вуглеводнів у присутності алюміній галогеніду;

д) алкілування аренів за допомогою алкенів у присутності кислоти Льюїса;

е) ацилювання аренів за допомогою галогенангідридів кислот у присутності алюміній хлориду.

8. Записати рівняння реакцій одержання з бензену:

а) метилбензену;

б) етилбензену;

в) ізопропілбензену;

г) бромбензену;

г) нітробензену;

д) ацетофенону (метилфенілкетону).

За яким механізмом відбувається реакція? Описати механізм.

9. Навести приклади відомих Вам:

а) електронодонорних замісників;

б) електроноакцепторних замісників.

10. Серед наведених замісників вибрати ті, що належать до замісників першого роду:

-I, -COH, -Cl, -CN, -COOR, -NO, -C₃H₇, -NO₂, -NR₂, -CH₃, -COOH, -OR, -CONH₂, -NH₂.

11. Серед наведених замісників вибрати ті, що належать до замісників другого роду:

-COOH, -C₂H₅, -Br, -CN, -OR, -NO₂, -OH, -SO₃H, -NRH, -I, -CONH₂, -CN, -CH₃, -NO.

12. Розташувати в ряд за зростаючою реакційною здатністю в реакціях електрофільного заміщення такі сполуки:

а) нітробензен, бензен, толуен;

б) анілін, нітробензен, бензен.

Відповідь пояснити.

13. Що швидше бромуються в умовах електрофільного заміщення: бензен чи толуен? Відповідь пояснити.

14. Що швидше нітрується: бензен чи нітробензен? Відповідь пояснити.

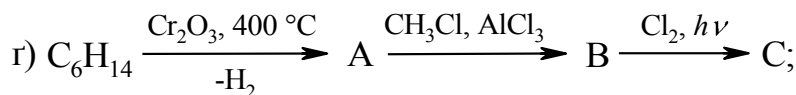
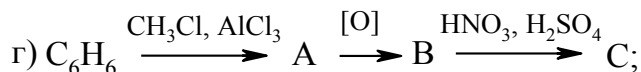
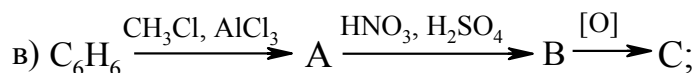
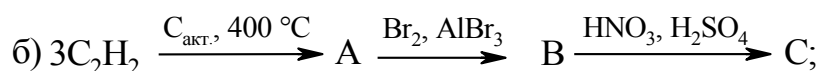
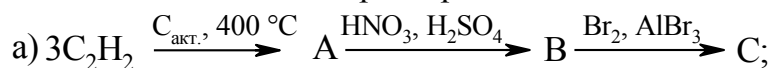
15. Записати рівняння реакцій:

а) окиснення *n*-ксилену (1,4-диметилбензену);

б) окиснення *m*-ксилену (1,3-диметилбензену);

в) озонування бензену.

16. Заповнити схеми таких перетворень:



ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 5

ОКСИГЕНОВМІСНІ ТА НІТРОГЕНОВМІСНІ ПОХІДНІ ВУГЛЕВОДНІВ

Лабораторна робота № 9

СПИРТИ І ФЕНОЛИ. КАРБОНІЛЬНІ СПОЛУКИ. КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

Експериментальна частина

Дослід 1. Окиснення спиртів за допомогою купрум (II) оксиду

У пробірку наливають 2 мл етилового спирту. Спіраль, виготовлену з мідної дротини, розжарюють у полум'ї пальника і, вийнявши з полум'я, чекають поки вона окисниться. Так роблять неодноразово. Потім, розжаривши окиснену спіраль, швидко занурюють її у пробірку зі спиртом. Цю операцію повторюють декілька разів.

Що спостерігається? Як змінюється запах реакційної суміші?

До охолодженого розчину додають декілька крапель фуксинсірчистої кислоти.

Окиснення етилового спирту купрум (II) оксидом до оцтового альдегіду підтверджується якісною реакцією на карбонільну групу (реакція з фуксинсірчистою кислотою): спостерігається поява рожево-малинового забарвлення розчину.

Дослід 2. Добування ізоамілметилбутаноату

У колбу на 50 мл наливають 3 мл дистильованої води і обережно, по стінці, додають 5 мл концентрованої сульфатної кислоти (цю операцію слід проводити у витяжній шафі). Колбу охолоджують проточною водою. До охолодженої суміші додають 3 мл ізоамілового спирту, після чого у суміш вносять 4 г порошку калій дихромату. Суміш збовтують упродовж 15-20 хв і охолоджують проточною водою або льодом. Після розчинення калій дихромату і охолодження суміші додають воду до заповнення всього об'єму колби.

Через деякий час на поверхню спливає оліїста речовина з характерним запахом яблук. За допомогою ділильної лійки її відділяють в окрему посудину.

Утворення естеру відбувається у три стадії. Спочатку частина ізоамілового спирту окиснюється до метилбутанової кислоти. Інша частина спирту взаємодіє із сульфатною кислотою з утворенням кислого естеру – ізоамілсульфатної кислоти. На останній стадії утворюється ізоаміловий естер ізовалеріанової кислоти, що має запах яблук (“яблучна есенція”).

Дослід 3. Добування купрум (II) гліцерату

У пробірку наливають 1 мл 3 %-го розчину купрум (II) сульфату і 2 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду. До цієї суміші додають 5-10 крапель гліцеролу.

Розчинення осаду купрум (II) гідроксиду в гліцеролі з утворенням яскраво-синього купрум (II) гліцерату є якісною реакцією на багатоатомні спирти і, зокрема, на гліцерол.

Дослід 4. Взаємодія фенолів з ферум (III) хлоридом

ОБЕРЕЖНО! Фенол та його розчини при потраплянні на шкіру викликають хімічні опіки.

До водних розчинів фенолу, пірогалолу, α -нафтолу, пікринової кислоти додають 2-3 краплі розчину ферум (III) хлориду.

Що спостерігається? Якого типу сполуки утворюються?

Феноли з ферум (III) хлоридом дають у водному розчині характерні кольорові реакції: фенол – інтенсивне фіолетове забарвлення, пірогалол – буре, α -нафтол – рожеве, що переходить у вишневе. Поява забарвлення є результатом утворення добре дисоційованих комплексних ферум (III) фенолятів.

Дослід 5. Відновні властивості альдегідів

6.1. Відновлення сполук купрум (II) за допомогою альдегідів:

До 1 мл розчину досліджуваного альдегіду додають 0,5 мл розведеного розчину лугу, а потім краплями додають розчин купрум (II) сульфату до утворення осаду. Одержану суміш нагрівають до початку кипіння.

6.2. Відновлення сполук аргентуму за допомогою альдегідів:

У пробірку наливають 1 мл розчину альдегіду і додають 1 мл амоніачного розчину аргентум оксиду та 2-3 краплі розведеного розчину лугу. Нагрівають вміст пробірки декілька хвилин на водяній бані до 50-60°C.

Альдегіди легко окиснюються і тому виявляють сильні відновні властивості. Вони відновлюють сполуки аргентуму до металічного срібла (реакція “срібного дзеркала”); купрум (II) гідроксид – до купрум (I) оксиду (осад червоного кольору) при нагріванні.

Дослід 6. Утворення йодоформу з альдегідів та кетонів

У пробірку наливають 1-2 мл розведеного водного розчину досліджуваної речовини і додають 1 мл розчину йоду в калій йодиді. До утвореної суміші краплями додають 10 %-й розчин лугу до зникнення бурого забарвлення.

Через деякий час спостерігають утворення жовтого дрібнокристалічного осаду йодоформу з характерним запахом (якісна реакція на метилкетони та етаналь).

Дослід 7. Утворення солей карбонових кислот

В одну пробірку поміщають магній, у другу – цинк, в третю – натрій карбонат. Потім у кожен пробірку наливають розчин оцтової кислоти. Якщо реакція з цинком проходить повільно, то пробірку з реакційною сумішшю підігрівають. До отвору кожної пробірки підносять запалений сірник.

Що спостерігається?

Карбонові кислоти проявляють загальні властивості кислот – взаємодіють з металами та солями карбонатної кислоти з утворенням солей карбонових кислот. При взаємодії карбонових кислот з металами спостерігається виділення водню, а взаємодія з натрій карбонатом супроводжується виділенням вуглекислого газу.

Дослід 8. Відношення карбонових кислот до дії окисників

В одну пробірку наливають 2 мл розчину мурашиної кислоти, у другу – стільки ж оцтової кислоти, в третю – стільки ж щавлевої кислоти. У всі пробірки додають по 1 мл 10 %-го розчину сульфатної кислоти та по 1 мл 1 %-го розчину калій перманганату. Кожну пробірку обережно нагрівають, закривши їх корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють у пробірку з вапняною водою.

Карбонові кислоти по-різному відносяться до дії окисників. Мурашина кислота легко окислюється розчином калій перманганату, що зумовлено її будовою; оцтова кислота – стійка проти дії окисників (знебарвлення розчину калій перманганату не відбувається); щавлева кислота досить швидко знебарвлює розчин калій перманганату.

Дослід 9. Розклад щавлевої кислоти при нагріванні

У суху пробірку насипають 2 г щавлевої кислоти і закривають її корком з газовідвідною трубкою, кінець якої занурений у пробірку з вапняною водою. Пробірку із щавлевою кислотою нагрівають.

Розклад щавлевої кислоти при нагріванні відбувається з виділенням вуглекислого газу, що підтверджується помутнінням вапняної води при пропусканні крізь неї вуглекислого газу.

Дослід 10. Омилення жирів

Нейтральні жири – це естери гліцеролу та вищих жирних кислот. В присутності концентрованих лугів жири гідролізують з утворенням гліцеролу та мила (солі вищих жирних кислот).

У велику пробірку на 20 мл наливають 0,5 мл олії, додають 10 мл розчину калій гідроксиду, перемішують і нагрівають на киплячій водяній бані протягом 30–40 хвилин. Після омилення об'єм розчину доводять дистильованою водою до 20 мл. Одержаний таким чином розчин калійного мила використовують для подальших досліджень.

В одну пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігають утворення вільних жирних кислот, які збираються у верхній частині пробірки.

У другу пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл розчину кальцій хлориду. Спостерігають утворення нерозчинного у воді кальцієвого мила.

В результаті омилення нейтральних жирів в присутності калій гідроксиду утворюються гліцерол і калієві солі вищих жирних кислот (калійні мила). Діючи на мила мінеральними кислотами, одержують вищі карбонові кислоти. Калієві мила – розчинні у воді, а кальцієві мила у воді не розчиняються.

Дослід 11. Добування ізоамілетаноату

У пробірку наливають 2-3 мл оцтової кислоти, 2-3 мл ізоамілового спирту і 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти. Вміст пробірки перемішують скляною паличкою і нагрівають декілька хвилин. Продукт реакції виливають у невелику склянку з холодною водою.

В результаті реакції естерифікації утворюється ізоамілетаноат (ізоамілацетат), який має приємний запах грушевої есенції.

Для кожного дослідів записати спостереження та рівняння відповідних реакцій.

Вправи та задачі:

ТЕМА: СПИРТИ ТА ФЕНОЛИ

1. Записати рівняння реакцій одержання:

а) етилового спирту та етиленгліколю з етилену. Порівняти кислотні властивості цих спиртів.

б) гліцеролу з пропену та неорганічних реагентів;

в) первинного та вторинного пропілових спиртів із пропену;

г) первинного та вторинного спиртів із бутену та неорганічних реагентів;

г) ізобутилового спирту з відповідного галогенпохідного. До якого типу належить ця реакція? Описати механізм.

д) *трет.*-бутилового спирту при взаємодії метилмагнійдброміду з ацетоном.

2. Відновленням яких сполук можна одержати пропілові спирти? Записати рівняння відповідних реакцій.

3. Навести схеми реакцій:

а) взаємодії етилового спирту з йодистоводневою кислотою. Порівняти основність первинних, вторинних і третинних спиртів.

б) взаємодії етилового спирту з гідроген бромідом у момент виділення. Порівняти основність первинних, вторинних і третинних спиртів.

в) одержання натрій ізопропілату та його розкладу водою. Зробити висновок з цих двох рівнянь.

г) взаємодії *втор.*-бутилового спирту з оцтовою кислотою;

г) яка відбувається при пропусканні *втор.*-бутилового спирту над нагрітим до 300 °С мідним каталізатором;

д) окиснення метанолу за допомогою купрум оксиду. Порівняти здатність первинних, вторинних і третинних спиртів до окиснення.

е) окиснення етилового спирту за допомогою хромової суміші ($K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$);

є) етиленгліколю з купрум (II) гідроксидом. Чому одноатомні спирти не реагують таким же чином?

4. Назвати сполуку $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ і написати схему реакції її одержання.

5. Які дві речовини можуть утворитися при взаємодії етиленгліколю з концентрованою нітратною кислотою?

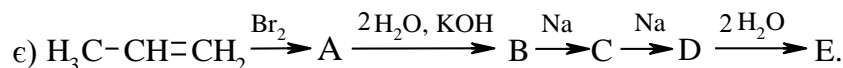
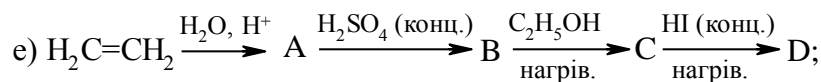
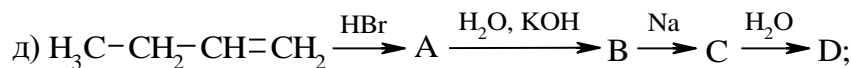
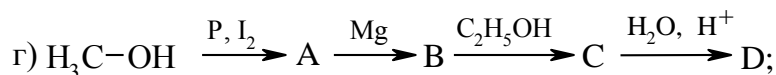
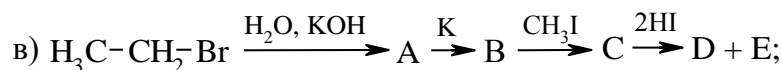
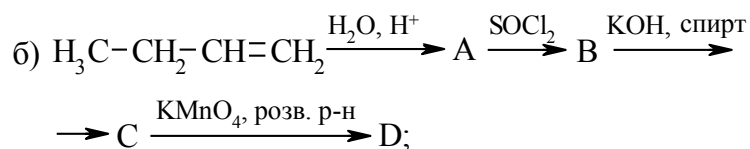
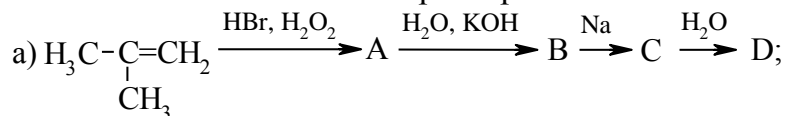
6. Які три продукти утворюються при взаємодії етилового спирту з концентрованою сульфатною кислотою в різних умовах?

7. Яка речовина утвориться при взаємодії надлишку ізопропілового спирту з концентрованою сульфатною кислотою при нагріванні?

8. Чому нерозчинний у воді купрум (II) гідроксид розчиняється при додаванні гліцеролу?

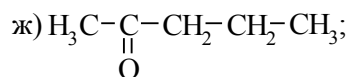
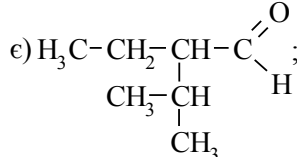
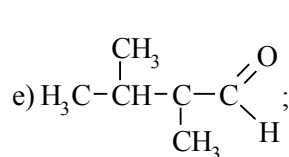
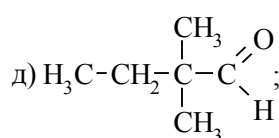
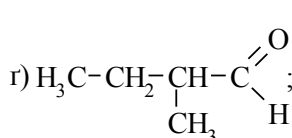
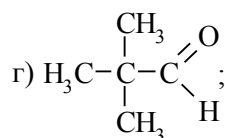
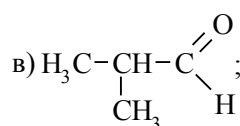
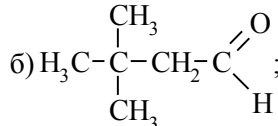
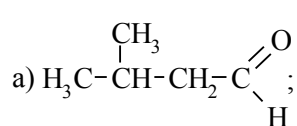
9. Яка речовина утвориться при внутрішньомолекулярній дегідратації трет.-бутилового спирту?

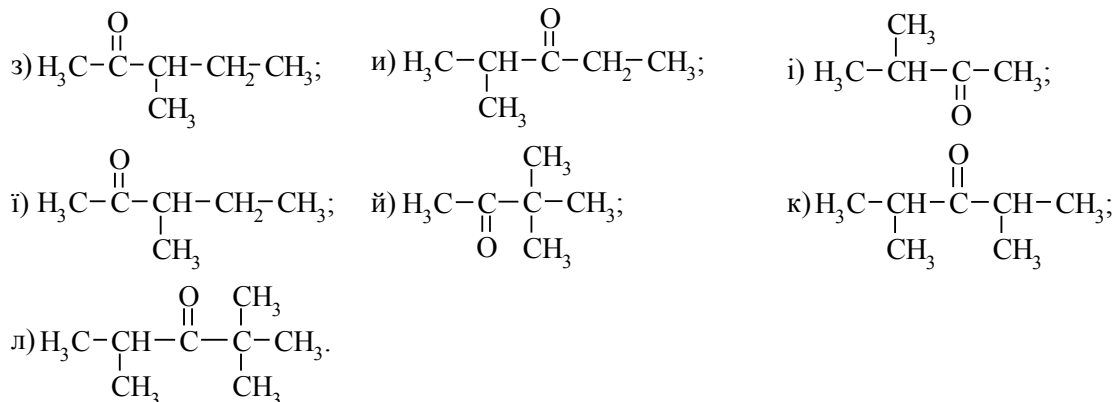
10. Заповнити схеми перетворень:



ТЕМА: АЛЬДЕГІДИ І КЕТОНИ

1. Назвати за міжнародною та раціональною номенклатурами такі карбонільні сполуки:





2. Навести усі відомі Вам методи синтезу оцтового альдегіду.
3. Написати схеми реакцій утворення акролеїну:
 - а) з гліцеролу;
 - б) з пропілену.
4. Навести два методи синтезу діетилкетону.
5. Написати схеми реакцій одержання ацетону з оцтової кислоти двома методами.
6. Написати схеми реакцій усіх відомих Вам способів одержання ацетону. Які з них використовуються у промисловості?
7. Навести схеми зсуву електронної густини в карбонільній групі:
 - а) для ацетальдегіду і ацетону;
 - б) для мурашиного і оцтового альдегідів.
 Порівняти їх хімічну активність.
8. Якими властивостями альдегіди відрізняються від кетонів? Навести приклади відповідних реакцій.
9. Навести схеми реакцій етаналю з такими реагентами:
 - а) ціанідна кислота;
 - б) етиловий спирт;
 - в) гідроксиламін;
 - г) фосфор (V) хлорид;
 - г) водень у присутності каталізаторів (Ni, Pt) при нагріванні.
10. Навести схеми реакцій бутаналю з такими реагентами:
 - а) натрій гідросульфід;
 - б) амоніак.
11. Навести схеми реакцій ацетону з такими реагентами:
 - а) ціанідна кислота;
 - б) бром (одержання монобромацетону);
 - в) гідроксиламін;
 - г) фенілгідазин.
12. Навести схеми реакцій бутанону-2 з такими реагентами:
 - а) ціанідна кислота;
 - б) фосфор (V) хлорид;
 - в) фенілгідазин.
13. Написати рівняння реакцій:
 - а) взаємодії пропаналю з етилмагнійбромідом та наступного гідролізу одержаного продукту;
 - б) взаємодії діетилкетону з етилмагнійбромідом та наступного гідролізу одержаного продукту;
 - в) взаємодії пентаналю з бромом у присутності лугу;

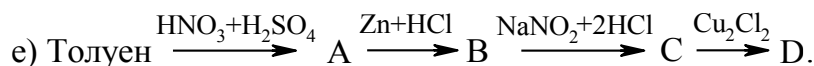
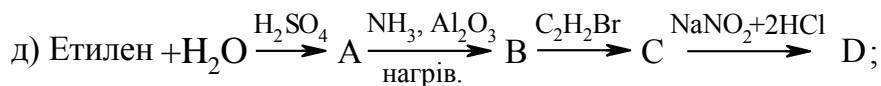
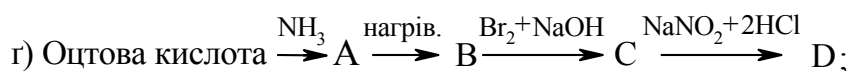
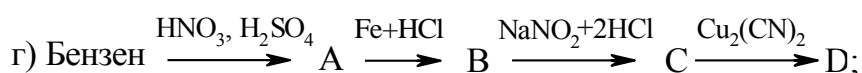
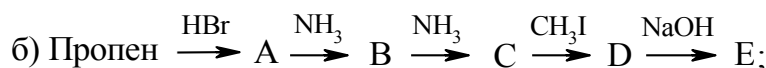
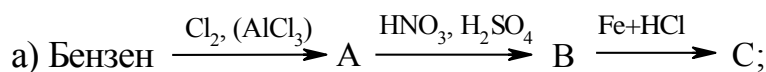
- а) з відповідного альдегіду;
б) з нітрилу.
6. Написати рівняння реакцій одержання з яблучної кислоти:
а) малеїнової кислоти;
б) фумарової кислоти.
7. Яка різниця в будові та хімічних властивостях малеїнової та фумарової кислот?
8. Запропонувати схеми синтезу:
а) оцтової кислоти з етилену;
б) янтарної кислоти з етилену;
в) фталевої кислоти з *o*-ксилену.
9. Як за допомогою натріймалонового естеру можна одержати:
а) пропіонову кислоту;
б) бутанову кислоту;
в) масляну кислоту;
г) янтарну кислоту?
10. Які речовини утворюються при взаємодії етилмагнійброміду з вуглекислим газом і при наступному гідролізі продукту в присутності хлоридної кислоти.
11. Написати рівняння реакцій оцтової кислоти з такими реагентами:
а) натрій гідрогенкарбонат;
б) етанол.
12. Написати рівняння реакцій пропіонової кислоти з такими реагентами:
а) магній;
б) етанол;
в) фосфор (V) хлорид;
г) хлористий тіоніл.
13. Написати рівняння реакцій масляної кислоти з такими реагентами:
а) магній;
б) кальцій гідроксид;
в) амоніак?
14. Написати рівняння реакцій щавлевої кислоти з такими реагентами:
а) натрій гідроксид;
б) натрій карбонат;
в) калій перманганат.
15. Написати рівняння реакцій, що протікають при нагріванні:
а) щавлевої кислоти;
б) малонової кислоти;
в) янтарної кислоти.
16. Написати рівняння реакції полімеризації акрилової кислоти.
17. Як можна відрізнити фталеву кислоту від інших двоосновних ароматичних кислот?
18. Написати рівняння реакцій:
а) взаємодії натрій ацетату з хлорангідридом оцтової кислоти;
б) термічного розкладу натрій ацетату.
19. Навести два методи одержання хлорангідриду масляної кислоти.
20. Написати рівняння реакції одержання хлорангідриду бензойної кислоти.
21. Написати рівняння реакцій хлорангідриду пропіонової кислоти з такими реагентами:
а) метанол;
б) натрій пропаноат.

22. Написати рівняння реакції утворення янтарного ангідриду з янтарної кислоти.
23. На прикладі оцтового ангідриду проілюструвати хімічні властивості ангідридів одноосновних кислот.
24. Написати рівняння реакцій оцтового ангідриду з такими реагентами:
 а) вода;
 б) амоніак.
25. Написати рівняння реакції естерифікації пропіонової кислоти пропіловим спиртом.
26. Навести механізми реакцій:
 а) одержання метилового естеру масляної кислоти;
 б) естерифікації оцтової кислоти пропіловим спиртом;
 в) гідролізу етилацетату в кислому середовищі.
27. Написати рівняння реакції, яка відбувається при нагріванні етилпропаноату з водним розчином калій гідроксиду.
28. Навести схеми реакцій одержання:
 а) ацетаміду з оцтової кислоти;
 б) аміду пропанової кислоти;
 в) аміду диметилоцтової кислоти з відповідного хлорангідриду;
 г) аміду бензойної кислоти з відповідного хлорангідриду.
29. Написати рівняння реакції одержання нітрилу оцтової кислоти з відповідного амідру.

ТЕМА: АМІНИ

1. Навести визначення аміну. Для прикладу записати формули первинного, вторинного і третинного амінів та назвати їх.
2. Записати структурні формули усіх можливих ізомерних амінів складу: а) $C_4H_{11}N$; б) C_3H_9N .
 Назвати всі сполуки і вказати належність їх до первинних, вторинних чи третинних амінів.
3. Назвати наведені сполуки всіма можливими способами:
 а) $H_3C-\underset{\substack{| \\ NH_2}}{CH}-CH_2-CH_3$; б) $\underset{\substack{| \\ NH_2}}{CH_2}-NH-C_2H_5$; в) $H_2N-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-NH_2$.
4. Написати рівняння реакцій одержання:
 а) метиламіну з амідру оцтової кислоти;
 б) триметиламін гідрохлориду;
 в) аніліну з нітробензену та бромбензену;
 г) *N,N*-диметиланіліну з аніліну. До якого типу належить ця реакція?
5. У результаті якої реакції можна одержати первинні аміни без домішок інших амінів? Навести приклад.
6. Чому аміни проявляють основні властивості? Як змінюється основність ароматичних амінів? Пояснити на конкретних прикладах.
7. Порівняти основність таких сполук:
 а) амоніаку, аніліну, ізобутиламіну та трифеніламіну;
 б) амоніаку, аніліну, *втор.*-бутиламіну та трипропіламіну;
 в) амоніаку, аніліну, дифеніламіну, *N*-етиланіліну, трифеніламіну.
8. Написати рівняння реакцій взаємодії:
 а) диметиламіну з водою. Яку реакцію середовища мають водні розчини амінів?
 б) етиламіну з етилбромідом. Як називається дана реакція і до якого типу вона належить?

- в) метиламіну з хлоридною кислотою;
 г) етиламіну з азотистою кислотою;
 г) диметиламіну з азотистою кислотою;
 д) *n*-пропіламіну з азотистою кислотою;
 е) *N*-метиланіліну з азотистою кислотою;
 9. Заповнити схеми таких перетворень:



ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 6

ЕЛЕМЕНТИ БІООРГАНІЧНОЇ ТА БІОНЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ

Лабораторна робота № 10

БІЛКИ. ВУГЛЕВОДИ. ЛІПІДИ.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ВИЗНАЧЕННЯ СКЛАДОВИХ ЧАСТИН НУКЛЕОПРОТЕЇДІВ

Експериментальна частина

A. БІЛКИ

Кольорові реакції на білки

Дослід 1. Біуретова реакція (зумовлена наявністю в молекулі білка двох і більше пептидних зв'язків (-CO-NH-))

До 3 мл розчину білка додають 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду і 1-2 краплі 1 %-го розчину купрум (II) сульфату.

З'являється синьо-фіолетове або рожево-фіолетове забарвлення.

Виявлення ациклічних амінокислот у складі білків

Дослід 2. Нінгідринова реакція

До 3 мл розчину білка додають 3 мл 0,1 %-го водного розчину нінгідрину і кип'ятять 1-2 хв.

Розчин забарвлюється у фіолетовий колір, який з часом темніє.

Дослід 3. Реакція Фоля (зумовлена наявністю в молекулі білка сульфуровмісних амінокислот – цистину або цистеїну)

До 3 мл розчину білка додають 3 мл реактиву Фоля, після перемішування кип'ятять і дають відстоятися протягом декількох хвилин. Розчин охолоджують.

Випадає чорний осад плюмбум (II) сульфїду.

Виявлення циклічних амінокислот у складі білків

Дослід 4. Ксантопротеїнова реакція (виявлення залишків ароматичних амінокислот)

До 3 мл розчину білка додають 1 мл концентрованої нітратної кислоти і обережно нагрівають. Після охолодження в пробірку приливають 10 %-й розчин натрій гідроксиду.

В результаті нагрівання спостерігається поява жовтого забарвлення. Після додавання розчину натрій гідроксиду виникає оранжеве забарвлення.

Дослід 5. Реакція Адамкевича (виявлення залишків триптофану)

До 0,5 мл розчину білка додають 0,5 мл льодяної ацетатної кислоти (яка містить невелику кількість гліоксилової кислоти). Суміш нагрівають до розчинення утвореного осаду. До охолодженої суміші обережно, по стінці пробірки, краплями приливають 1 мл концентрованої сульфатної кислоти так, щоб рідини не змішувались. Для прискорення реакції вміст пробірки нагрівають на водяній бані.

На межі поділу фаз з'являється червоно-фіолетове кільце.

Дослід 6. Реакція Паулі (виявлення залишків тирозину)

У пробірку вносять 0,5 мл розчину сульфанілової кислоти в розчині хлоридної кислоти (1 %-й розчин сульфанілової кислоти в 5 %-му розчині HCl), 1 мл 0,5 %-го розчину натрій нітриту і, після ретельного перемішування, 1 мл розчину білка та 3 мл 10 %-го розчину натрій карбонату. Вміст пробірки перемішують.

Суміш забарвлюється у вишнево-червоний колір.

Реакції осадження білків

Дослід 7. Осадження білків при нагріванні

У п'ять пробірок наливають по 2 мл розчину білка.

Вміст першої пробірки нагрівають.

У 2-гу пробірку вносять 1 мл 1 %-го розчину ацетатної кислоти та нагрівають її вміст.

У 3-тю пробірку додають 0,5 мл 10 %-го розчину ацетатної кислоти, нагрівають. Осад не утворюється, бо середовище є сильно кислим.

У 4-ту пробірку вносять 0,5 мл ацетатної кислоти та 5-7 крапель розчину натрій хлориду. Вміст пробірки нагрівають.

У 5-ту пробірку додають 0,5 мл розчину натрій гідроксиду та нагрівають пробірку.

У 1-й пробірці спостерігається утворення осаду; у 2-й пробірці спостерігається більш повне випадання осаду (в ізоелектричній точці); у 3-й пробірці осад не утворюється, бо середовище є сильно кислим; у 4-й пробірці спостерігається випадання осаду (сильно кисле середовище і сіль); у 5-й пробірці осад не утворюється.

Дослід 8. Осадження білків солями важких металів

У дві пробірки наливають по 3 мл розчину білка. У 1-шу пробірку обережно краплями додають 5 %-й розчин плюмбум (II) ацетату, а в другу – 5 %-й розчин купрум (II) сульфату.

Спостерігається утворення осаду білка (з сіллю купруму (II) – блакитного кольору, плюмбуму (II) – білого кольору). При додаванні надлишку обох розчинів відбувається розчинення утворених осадів.

Дослід 9. Осадження білків органічними розчинниками

У дві пробірки наливають по 2 мл розчину білка та додають декілька кристаликів натрій хлориду. У 1-шу пробірку додають 2 мл ацетону, а у 2-гу – 2 мл етанолу.

Спостерігається утворення осаду білка.

Дослід 10. Осадження білків алкалоїдними реактивами

У дві пробірки поміщають по 2 мл розчину білка і по 0,5 мл розчину ацетатної кислоти.

У 1-шу пробірку додають 2-3 краплі 1 %-ного розчину пікринової кислоти.

У 2-гу пробірку додають 2-3 краплі розчину калій гексаціаноферату (II).

Що спостерігається, якщо додати надлишок розчину калій гексаціаноферату (II)?

У 1-й пробірці спостерігається утворення осаду.

У 2-й пробірці при перемішуванні випадає осад, який розчиняється при додаванні надлишку розчину калій гексаціаноферату (II).

Дослід 11. Осадження білків мінеральними кислотами

В одну пробірку вносять 1 мл розчину білка і по стінці пробірки обережно, щоб рідини не перемішувались, додають 1 мл концентрованої нітратної кислоти. Що спостерігається? Потім додають надлишок нітратної кислоти.

У 2-гу пробірку вносять 1 мл розчину білка і обережно по стінці пробірки доливають 1 мл концентрованої сульфатної кислоти. Що спостерігається? Потім додають надлишок сульфатної кислоти.

У 1-й пробірці на межі поділу двох рідин утворюється осад у вигляді кільця. Після додавання надлишку нітратної кислоти осад не зникає.

У 2-й пробірці випадає осад, який розчиняється при додаванні надлишку сульфатної кислоти.

Б. ВУГЛЕВОДИ

Моносахариди

Дослід 1. Реакція Тромера

У пробірку наливають 2 мл 3 %-го розчину глюкози і додають 2 мл 5 %-го розчину натрій гідроксиду та по краплях 5 %-ний розчин купрум сульфату до утворення незникаючого помутніння блакитного кольору. Вміст пробірки нагрівають.

Випадає осад купрум (I) оксиду.

Повторити даний дослід з використанням розчину фруктози.

Дослід 2. Реакція з солями бісмуту (реакція Ніландера)

У пробірку наливають 2 мл 3 %-го розчину глюкози і 1 мл реактиву Ніландера. Суміш перемішують і нагрівають на полум'ї газового пальника (спиртівки) протягом 2 хвилин.

Спочатку з'являється коричневе забарвлення розчину, а потім спостерігається утворення чорного осаду металічного бісмуту.

Дослід 3. Реакція Толенса (реакція “срібного дзеркала”)

У пробірку з 1 мл 3 %-го аміачного розчину аргентум гідроксиду додають по краплях 3 мл 3 %-го розчину глюкози і обережно нагрівають на полум'ї пальника до появи бурого забарвлення. Потім реакція йде без нагрівання.

Спостерігають виділення металічного срібла у вигляді чорного осаду або його осадження на стінках пробірки у вигляді “срібного дзеркала”.

Дослід 4. Реакція Селіванова на фруктозу

У пробірку наливають 2 мл реактиву Селіванова, додають декілька крапель 3 %-го розчину фруктози. Суміш нагрівають на водяній бані 5-10 хвилин при температурі 80°C.

Розчин забарвлюється у вишнево-червоний колір.

Дослід 5. Реакція з α -нафтолом

У пробірки наливають по 1 мл 3 %-х розчинів глюкози, фруктози, додають в кожен по 2 мл спиртового розчину α -нафтолу. Потім обережно по стінці пробірки приливають 0,5 мл концентрованої сульфатної кислоти.

На границі поділу рідин утворюється вишнево-фіолетове кільце.

Ди- та полісахариди

Дослід 6. Окиснення дисахаридів

В одну пробірку наливають 2 мл 1 %-го розчину сахарози, а в другу – 2 мл 1 %-го розчину мальтози. У кожен пробірку додають по 2 мл реактиву Фелінга і обидві пробірки нагрівають до початку кипіння.

У пробірці з сахарозою не спостерігається відновлення міді, а у пробірці з мальтозою з'являється червоно-коричневого осад купрум (I) оксиду.

Дослід 7. Гідроліз сахарози

У дві пробірки наливають по 3 мл 3 %-го розчину сахарози. В одну з них додають 2 краплі концентрованої хлоридної кислоти і нагрівають на киплячій водяній бані протягом 15 хвилин. Друга пробірка містить контрольний розчин сахарози. Після цього у обидві пробірки додають по 1 мл 5 %-го розчину натрій гідроксиду та по 5 крапель 1 %-го розчину купрум сульфату і знову нагрівають на водяній бані (проводять реакцію Тромера).

У пробірці, в якій відбувся гідроліз сахарози, утворюється червоний осад купрум (I) оксиду. В контрольному розчині осад не утворюється.

Дослід 8. Відкриття фруктози у складі дисахаридів

В одну пробірку наливають 2 мл розчину сахарози, а в другу – 2 мл розчину мальтози. До обох розчинів додають по 2 мл реактиву Селіванова. Суміш перемішують і нагрівають до кипіння.

У пробірці з сахарозою розчин забарвлюється у вишнево-червоний колір.

Дослід 9. Гідроліз крохмалю

У дві пробірки наливають по 3 мл 1 %-го розчину крохмалю. В одну з них додають 2 краплі концентрованої хлоридної кислоти і ставлять у киплячу водяну баню на 15 хвилин, друга пробірка – контроль. Потім у обидві пробірки додають по 1 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду та по 5 крапель 1 %-го розчину купрум сульфату і знову нагрівають на водяній бані (проводять реакцію Тромера).

У пробірці, де відбувся гідроліз крохмалю, утворюється осад купрум (I) оксиду. В контрольному розчині осад не утворюється.

Дослід 10. Реакція крохмалю з йодом

У пробірку наливають 2 мл 1 %-го розчину крохмалю і додають 1–2 краплі розчину Люголя. Вміст пробірки нагрівають.

Розчин набуває синього кольору. Забарвлення є нестійким: при нагріванні воно зникає, а при охолодженні з'являється знову.

В. ЛІПІДИ

Властивості ліпідів

Дослід 1. Утворення емульсії жирів

У дві пробірки вносять по кілька крапель олії. Потім в одну з них додають 2 мл води, в другу – 2 мл 10 %-го розчину соди. Енергійно струшують.

Спостерігається утворення емульсії.

Дослід 2. Омилення жиру

Жири – це естери гліцеролу та вищих жирних кислот і під впливом концентрованих лугів гідролізуються з утворенням гліцеролу та мила.

У велику пробірку на 20 мл наливають 0,5 мл олії, додають 10 мл розчину калій гідроксиду, перемішують і нагрівають на киплячій водяній бані протягом 30–40 хв. Після омилення об'єм доводять до 20 мл дистильованою водою і використовують для подальших дослідів.

Дослід 3. Утворення вільних жирних кислот

У пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл концентрованої хлоридної кислоти.

Спостерігають утворення вільних жирних кислот, які збираються у верхній частині пробірки.

Вміст цієї пробірки фільтрують і залишають для відкриття гліцерилу (дослід 5).

Дослід 4. Утворення нерозчинного мила

У пробірку наливають 5 мл розчину калійного мила та 1 мл розчину кальцій хлориду.

Спостерігають утворення нерозчинного у воді кальцієвого мила.

Дослід 5. Відкриття гліцеролу за утворенням купрум (II) гліцерату

До частини відфільтрованого гідролізату (дослід 3) додають 10 крапель 10 %-го розчину натрій гідроксиду і 1–2 краплі 2 %-го розчину купрум (II) сульфату.

З'являється синє забарвлення в результаті утворення купрум гліцерату.

Добування та властивості лецитину

Дослід 6. Добування лецитину

У хімічний стакан поміщають 200-300 мг висушеного та розтертого яєчного жовтка, додають 15 мл гарячого спирту й перемішують. Через 10-15 хвилин суміш охолоджують і фільтрують у суху пробірку, при цьому одержують прозорий фільтрат, що є спиртовим розчином лецитину.

В іншу суху пробірку наливають 2-3 мл ацетону й краплями додають отриманий фільтрат.

Спостерігають утворення помутніння, а згодом випадає осад лецитину, що свідчить про нерозчинність лецитину у ацетоні.

У другу пробірку до 2-3 мл фільтрату додають краплями дистильовану воду.

Спостерігають утворення стійкої емульсії.

Дослід 7. Гідроліз лецитину

В широку пробірку наливають 5-10 крапель спиртового розчину лецитину, додають 3-5 мл 10 %-го розчину натрій гідроксиду і кип'ятять 5-10 хв.

З'являється запах оселедцевого розсолу, який властивий триметиламіну $N(CH_3)_3$, що утворюється з холіну, який виділяється при гідролізі лецитину.

Д. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ВИЗНАЧЕННЯ СКЛАДОВИХ ЧАСТИН НУКЛЕОПРОТЕЇДІВ

Одержання гідролізату дріжджів (готує лаборант): у колбу на 100 мл вносять 1 г дріжджів, додають 20 мл 10 %-го розчину сульфатної кислоти і 20 мл дистильованої води, позначають на колбі рівень рідини. Колбу закривають корком із зворотнім холодильником і кип'ятять під тягою протягом 1-1,5 год. Потім нагрівання рідини припиняють і фільтрують розчин. Фільтрат використовують для подальших дослідів.

Дослід 1. Виявлення фосфатної кислоти у складі нуклеопротеїдів

До 1 мл гідролізату додають 1 мл молібденового реактиву та кип'ятять.

Рідина забарвлюється у жовтий колір, а при охолодженні випадає осад жовтого кольору, що обумовлений утворенням амоній фосфато-молібдату $(NH_4)_3PO_4 \times 12MoO_3 \times 6H_2O$.

Дослід 2. Біуретова реакція на поліпептиди

У пробірку вносять 1 мл гідролізату дріжджів, нейтралізують (за лакмусом) 10 %-м розчином натрій гідроксиду, потім додають 1 мл розчину натрій гідроксиду і 4-6 крапель 1 %-го розчину купрум (II) сульфату. Суміш перемішують.

Спостерігають появу рожево-фіолетового забарвлення, що свідчить про присутність у пробі поліпептидів, які утворюються в результаті гідролізу білкової частини нуклеопротеїдів.

Дослід 3. Проба на пуринові основи

До 1 мл розчину гідролізату дріжджів додають 1 мл амоніачного розчину аргентум гідроксиду.

Через 3-5 хвилин випадає бурий осад срібних солей пуринових основ.

Дослід 4. Реакція Тромера на вуглеводи

До 3 мл гідролізату дріжджів (містить рибозу та дезоксирибозу) додають 1 мл 5 %-го розчину натрій гідроксиду та 3-5 крапель розчину купрум (II) сульфату

до появи осаду купрум (II) гідроксиду блакитного кольору. Рідину у пробірці перемішують і нагрівають до початку кипіння.

Випадає червоний осад купрум (I) оксиду.

Дослід 5. Виявлення вуглеводів реакцією з дифеніламіном

До 2 мл гідролізату дріжджів додають 2 мл розчину дифеніламінового реактиву. Суміш нагрівають на киплячій водяній бані протягом 15 хвилин.

Вільна дезоксирибоза, реагуючи з дифеніламіном дає синє забарвлення, а рибоза – зелене.

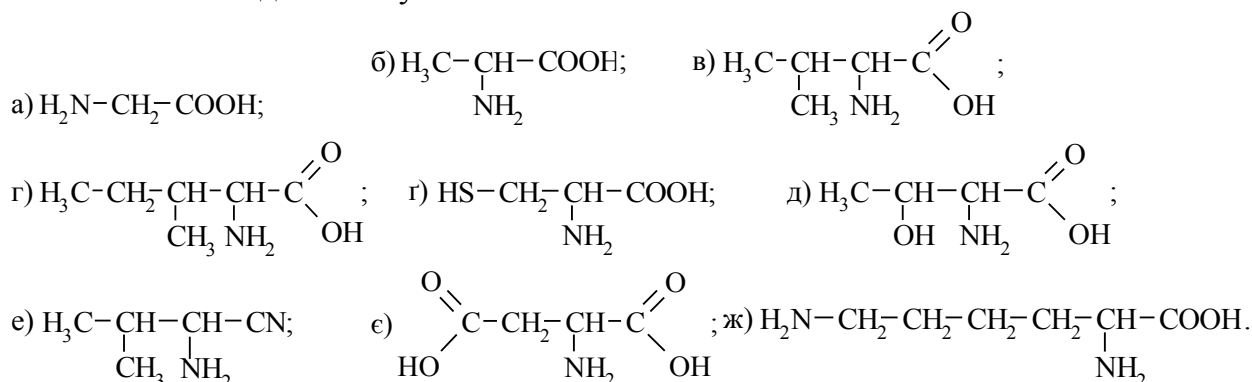
Для кожного дослідів записати спостереження та пояснити їх.

Вправи та задачі:

ТЕМА: АМІНОКИСЛОТИ ТА БІЛКИ

1. Як класифікують моноамінокарбонові кислоти за взаємним розміщенням аміно- та карбоксильної груп? Навести приклади.

2. Назвати наведені сполуки всіма можливими способами:



Чи мають дані сполуки оптичні антиподи? Якщо мають, то які?

3. Написати структурні формули α -аміно- β -оксипропіонової кислоти. Підкреслити хіральний атом Карбону та навести графічне зображення двох оптичних антиподів.

4. Написати структурні формули аспарагінової та β -амінопропіонової кислоти.

5. Написати структурні формули β -амінопропіонової кислоти та її внутрішньої солі.

6. Написати структурну формулу внутрішньої солі амінооцтової кислоти.

7. Написати рівняння реакції одержання:

а) метилового естеру α -амінопропіонової кислоти;

б) етилового естеру α -амінопропіонової кислоти (α -аланіну);

в) комплексної мідної солі глікоколу;

г) лактаму γ -аміномаєляної кислоти.

8. Написати рівняння реакцій взаємодії:

а) амінооцтової кислоти з хлоридною кислотою;

б) амінооцтової кислоти з формальдегідом;

в) β -амінопропіонової кислоти з азотистою кислотою.

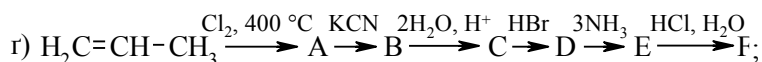
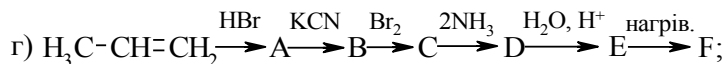
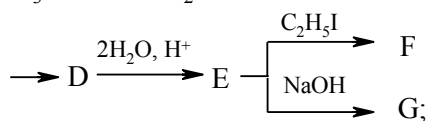
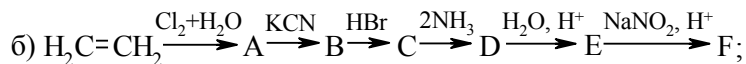
9. Що утвориться при нагріванні β -амінопропіонової кислоти?

10. Написати загальну схему утворення дикетопіперазину.

11. Написати схему утворення дикетопіперазину з двох молекул глікоколу.

12. Заповнити схеми таких перетворень:





13. Що характеризує первинна структура білкової молекули? Який зв'язок сполучає амінокислоти у такій структурі? Навести приклад цього зв'язку.

14. Написати схеми утворення дипептиду:

а) з двох молекул глікоколу;

б) з двох молекул β -аланіну.

15. Які зв'язки забезпечують стійкість вторинної структури білкової молекули?

16. Які зв'язки забезпечують стійкість третинної структури білкової молекули?

17. За допомогою якої реакції можна виявити білок у розчині?

18. Записати формули таких амінокислот:

а) *Ala, Asp, Leu, Arg, Ser*;

б) *Ile, Glu, Val, Arg, Thr*.

Вказати, які з амінокислот при формуванні третинної структури білка:

– розміщуються переважно всередині білкової глобули,

– здатні утворювати йонний зв'язок з *Lys*,

– утворюють водневий зв'язок з *Asp*.

19. Написати формулу пентапептиду:

а) *Asn-Val-Gln-Phe-Lys*;

б) *Phe-Ala-Ser-Glu-His*.

Позначити в пептиді N- та C-кінці. Підкреслити пептидні зв'язки.

За допомогою якої реакції можна виявити наявність пептидних зв'язків у молекулах білків?

20. Написати формулу пентапептиду:

а) *Ala-Pro-Gly-Asp-His*;

б) *Leu-Trp-Ser-Glu-Arg*.

Класифікувати амінокислоти, що входять до складу даного пептиду за полярністю радикала:

- неполярна,
- полярна незаряджена,
- полярна з катіонною групою,
- полярна з аніонною групою.

ТЕМА: ВУГЛЕВОДИ

1. Як класифікують цукри за різними ознаками?

2. На основі якої реакції було доведено нормальну будову ланцюга атомів Карбону в молекулі глюкози? Навести схему цієї реакції.

3. Що означають символи *D*- і *L*-, а також знаки (+) і (-) перед назвою моноцукрів? Написати проєкційні формули *D*- і *L*-арабінози.

4. Написати проєкційні формули *D*- і *L*-гліцеринового альдегіду та *D*- і *L*-фруктози. Що означають знаки (+) і (–) перед назвою оптично активної речовини?
5. Написати проєкційні формули *D*- і *L*-глюкози. Що таке рацемат? Чому лівообертаюча форма фруктози відноситься до *L*-ряду? Написати її структурну формулу та формулу оптичного антиподу.
6. Написати проєкційні формули *D*- і *L*-дезоксирибози.
7. Які речовини називаються епімерами? Навести приклад.
8. Які властивості моносахаридів не можна пояснити за допомогою відкритої формули?
9. Що таке мутаротація і чим вона пояснюється? Пояснити це на прикладі β-*D*-глюкопіранози.
10. Який гідроксил називається півацетальним? Яку ще назву він має? Вказати цей гідроксил у формулі α-*D*-фруктофуранози.
11. Написати структурні формули двох таутомерних форм *D*-глюкози (відкриту і фуранозну) та назвати їх.
12. Які форми цукрів називаються α- і які β-? Показати це на прикладі *D*-рибофуранози.
13. Навести схему реакції, якою можна відрізнити альдозу від кетози.
14. За допомогою якої реакції можна відрізнити глюкозу від фруктози? Написати схему цієї реакції.
15. Навести схему реакції:
 - а) відновлення *D*-глюкози;
 - б) відновлення *D*-рибози;
 - в) окислення *D*-глюкози при дії слабких і сильних окисників;
 - г) окиснення *D*-фруктози;
 - г) взаємодії *D*-глюкози з синильною кислотою.
16. За допомогою яких перетворень можна перейти від альдопентози до альдогексози? Навести приклад.
17. За допомогою яких перетворень можна перейти від альдопентози до альдотетрози? Навести приклад.
18. Що таке озазони і як можна одержати озазон з *D*-глюкози?
19. Якою реакцією можна довести більшу реакційну здатність глікозидного гідроксилу, ніж спиртового? Показати на прикладі α-*D*-фруктофуранози.
20. Написати структурну формулу β-*D*-фруктофуранози та рівняння її реакції з метилйодидом у присутності аргентум оксиду.
21. Написати схеми реакцій:
 - в) β-*D*-глюкопіранози з метиловим спиртом у присутності гідроген хлориду;
 - г) β-*D*-фруктофуранози з метиловим спиртом у присутності гідроген хлориду;
 - г) β-*D*-глюкопіранози з надлишком ацетилхлориду.
22. Які альдопентози входять до складу нуклеїнових кислот? Навести їх структурні формули.
23. За якою ознакою і на які типи класифікуються дисахариди?
24. Навести приклад відновлюючого дисахариду. Чому такі дисахариди мають назву “відновлюючі”?
25. Навести приклад невідновлюючого дисахариду. Звідки походить така назва дисахаридів?
26. Написати формулу молекули:
 - а) сахарози;
 - б) трегалози;

- в) мальтози;
- г) лактози;
- д) целобіози.

Вказати:

- тип вуглеводів (моноцукри, відновлюючі дицукри, невідновлюючі дицукри, гомополіцукри, гетерополіцукри);
- мономерні ланки;
- тип зв'язків між мономерними ланками.

27. Описати будову, властивості і застосування крохмалю. Якою якісною реакцією можна довести наявність крохмалю?

28. Що таке декстрини? Де використовують крохмаль? Залишки якого моносахариду і у якій формі складають молекулу крохмалю? Написати структурний фрагмент молекули крохмалю.

29. Описати структуру фрагментів молекул:

- | | |
|-----------------------------|-----------------|
| а) амілози та амілопектину; | е) гепарину; |
| б) клітковини; | є) хітину; |
| в) глікогену; | ж) інуліну; |
| г) хондроїтин-4-сульфату; | з) гіалуронової |
| д) хондроїтин-6-сульфату; | кислоти. |

Вказати:

- тип вуглеводів (моноцукри, дицукри, гомополіцукри, гетерополіцукри);
- мономерні ланки;
- тип зв'язків між мономерними ланками.

Описати біологічну ролу даної речовини.

30. Чим відрізняється будова крохмалю від будови клітковини (целюлози)? Зобразити структурну формулу фрагмента клітковини.

31. Де використовується клітковина? Які штучні волокна одержують хімічною переробкою клітковини? Які ще речовини, крім клітковини, входять до складу деревини?

32. Який полісахарид використовується для виробництва ацетатного шовку? Навести фрагмент молекули цього волокна.

ТЕМА: НУКЛЕЇНОВІ КИСЛОТИ

1. Азотисті основи, що входять до складу ДНК та РНК. Відмінності в первинній структурі ДНК та РНК.

2. Що таке нуклеозиди та нуклеотиди? Пояснити на прикладі:

- а) аденозину, аденілової кислоти;
- б) тимідину, тимідилової кислоти;
- в) гуанозину, гуанілової кислоти;
- г) дезоксицитидину, дезоксицитидилової кислоти;
- д) цитидину, цитидилової кислоти;
- е) дезоксигуанозину, дезоксигуанілової кислоти;
- є) уридину, уридилової кислоти;
- ж) дезоксиаденозину, дезоксиаденілової кислоти.

До нуклеїнових кислот якого типу входять вищезгадані нуклеотиди?

ТЕМА: ЛІПІДИ

1. Записати формулу 1-пальмітоїл-2-лінолеїл-3-стеароїлгліцерол (тригліцерид ВЖК: 16:0; 18:2 ω-6 та 18:0). До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Які речовини утворюються в результаті омилення цієї речовини? До складу яких жирів (рослинного чи

тваринного походження) входять вищезгадані ВЖК і в якому агрегатному стані за н.у. буде знаходитися даний три гліцерид?

2. Записати формулу холестеролу. Охарактеризувати його біологічну роль. Які фізіологічно активні похідні холестеролу Вам відомі та яке їх значення?

3. Записати формулу цетилолеїнату. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати біологічну роль цього типу ліпідів.

4. Записати формулу мірицилстеарату. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати біологічну роль цього типу ліпідів.

5. Записати формулу кефаліну (фосфатидилетаноламіну), до складу якого входять такі ВЖК: 18:0; 18:1 ω -9. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу цієї речовини?

6. Записати формулу лецитину (фосфатидилхоліну), до складу якого входять такі ВЖК: 16:0; 16:1 ω -7. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу цієї речовини?

7. Записати формулу фосфатидилсерину, до складу якого входять такі ВЖК: 16:0; 18:1 ω -9. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу цієї речовини?

8. Записати формулу фосфатидилінозиту, до складу якого входять такі ВЖК: 16:0; 20:4 ω -6,9,12,15. До якої групи ліпідів відноситься ця речовина? Охарактеризувати її біологічну роль.

ТЕМА: ВІТАМІНИ

1. Вітаміни як коферменти (кофактори) ферментів.
2. Класифікація та номенклатура вітамінів.
3. Описати хімічну структуру та біологічну роль вітамінів:
 - а) тіаміну (вітамін В₁);
 - б) рибофлавіну (вітамін В₂);
 - в) пантотенової кислоти (вітамін В₃);
 - г) нікотинаміду та нікотинової кислоти (вітамін В₅ (PP));
 - д) піридоксину (вітамін В₆);
 - е) фолієвої кислоти (вітамін В₉);
 - є) кобаламіну (вітамін В₁₂);
 - ж) біотину (вітамін Н);
 - з) аскорбінової кислоти (вітамін С);
 - и) вітаміну Р;
 - і) ретинолу (вітамін А);
 - ї) кальциферолу (вітамін D);
 - й) токоферолу (вітамін Е);
 - к) вітаміну F;
 - л) нафтохінону (вітамін К).
4. Описати хімічну структуру та біологічну роль вітаміноподібних речовин:
 - а) холіну, фосфофоліну (вітамін В₄);
 - б) інозиту (вітамін В₈);
 - в) оротової кислоти (вітамін В₁₃);
 - г) пангамової кислоти (вітамін В₁₅);
 - д) карнітину (вітамін В_Т);
 - е) ліпоєвої кислоти (вітамін N);
 - є) S-метилметіоніну (вітамін U);
 - ж) убіхінону (коензим Q);
 - з) токоферолу (вітамін Е);
 - и) вітаміну F;
 - і) n-амінобензойної кислоти (ПАБК).

ТЕМА: ФЕРМЕНТИ

1. Специфічність дії ферментів.
2. Кінетика ферментативних реакцій.
3. Методи визначення та одиниці активності ферментів.
4. Регуляція активності ферментів. Активатори і інгібітори дії ферментів. Конкурентне і неконкурентне гальмування дії ферментів.
5. Численні молекулярні форми ферментів.
6. Поліферментні системи.
7. Іммобілізовані ферменти.

8. Внутрішньоклітинна локалізація ферментів. Промислове одержання і практичне використання ферментів.

9. Описати функції:

- а) оксидоредуктаз,
- б) трансфераз,
- в) гідролаз,
- г) ліаз,
- д) ізомераз,
- е) лігаз.

Навести приклад реакції, що каталізує фермент даного класу.

10. Фермент уреази збільшує швидкість гідролізу сечовини при рН=8,0 та 20 °С в 10^{14} разів. За скільки років відбудеться повний гідроліз сечовини без участі уреази при вищевказаних умовах, якщо певна кількість уреази може повністю гідролізувати визначену кількість сечовини за 5 хв. при рН=8,0 та 20 °С?

Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Пе- ріод и	Ряди	Групи										
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	1	(H)							1 H Гідроген	2 He Гелій		
2	2	3 Li Літій	4 Be Берилій	5 B Бор	6 C Карбон	7 N Нітроген	8 O Оксиген	9 F Флуор	10 Ne Неон			
3	3	11 Na Натрій	12 Mg Магній	13 Al Алюміній	14 Si Силіцій	15 P Фосфор	16 S Сулфур	17 Cl Хлор	18 Ar Аргон			
4	4	19 K Калій	20 Ca Кальцій	21 Sc Скандій	22 Ti Титан	23 V Ванадій	24 Cr Хром	25 Mn Манган	26 Fe Ферум	27 Co Кобальт	28 Ni Нікол	
	5	29 Cu Купрум	30 Zn Цинк	31 Ga Галій	32 Ge Германій	33 As Арсен	34 Se Селен	35 Br Бром	36 Kr Криптон			
5	6	37 Rb Рубідій	38 Sr Стронцій	39 Y Ітрій	40 Zr Цирконій	41 Nb Ніобій	42 Mo Молибден	[99] Tc Технецій	44 Ru Рутеній	45 Rh Родій	46 Pd Паладій	
	7	47 Ag Аргентум	48 Cd Кадмій	49 In Індій	50 Sn Станум	51 Sb Стибій	52 Te Телур	53 I Іод	54 Xe Ксенон			
6	8	55 Cs Цезій	56 Ba Барій	57 La* Лантан	72 Hf Гафній	73 Ta Тантал	74 W Вольфрам	75 Re Реній	76 Os Осмій	77 Ir Іридій	78 Pt Платина	
	9	79 Au Аурум	80 Hg Меркурій	81 Tl Талій	82 Pb Плюмбум	83 Bi Бісмут	84 Po [209] Полоній	85 At [210] Астат	86 Rn [222] Радон			
7	10	87 Fr [223] Францій	88 Ra 226 Радій	89 Ac** Актиній	104 Rf Резерфордій	105 Db Дубній	106 Sg Сіборгій	107 Bh Борій	108 Hs Гасій	109 Mt Майтнерій	110 Uun Унуннілій	
Вищі оксиди		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄			
Леткі водневі сполуки					RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH				

* Лантаноїди

58 140 Ce Церій	59 141 Pr Празеодим	60 144 Ce Неодим	61 [145] Pm Прометій	62 150 Sm Самарій	63 152 Eu Європій	64 157 Gd Гадоліній	65 159 Te Тербій	66 163 Dy Диспрозій	67 165 Ho Гольмій	68 167 Er Ербій	69 169 Tm Тулій	70 173 Yb Ітербій	71 175 Lu Лютецій
-----------------------	---------------------------	------------------------	----------------------------	-------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-------------------------	-----------------------	-----------------------	-------------------------	-------------------------

** Актиноїди

90 232 Th Торій	91 [231] Pa Протактиній	92 238 U Уран	93 [237] Np Нептуній	94 [244] Pu Плутоній	95 [243] Am Америцій	96 [247] Cm Кюрій	97 [247] Bk Берклій	98 [251] Cf Каліфорній	99 [252] Es Ейнштейній	100 [257] Fm Фермій	101 [258] Md Менделєвій	102 [259] No Нобелій	103 [260] Lr Лоуренсій
-----------------------	-------------------------------	---------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

Розчинність основ, кислот і солей у воді (при температурі 20-25°C)

Катіони	Аніони													
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻
H ⁺		P	P	P	P	P	P	∞	∞	P	M	H	∞	∞
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	-	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	-	P	P
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	-	H	P	H	H	H	P	P
Al ³⁺	H	M	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	P	-
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	-	H	P	P	H	-	H	P	H
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	-	H	P	P
Mn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Co ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	H
Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	H	H	-	H
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	M
Hg ²⁺	-	-	P	M	H	H	H	M	P	H	H	-	M	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P	P
Ag ⁺	-	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	M	H
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	-	-	P	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P	M

P – розчинна речовина; M – малорозчинна; H – нерозчинна; - - речовина не існує; ∞ – необмежено розчинна

Відносні електронегативності деяких елементів

Елемент	F	O	N	Cl	Br	S	I	C	Se	P	H	Te	As	B	Ge	Si	Sb	Ga	Sn	Al	Be	In	Mg	Ca	Sr	Li	Na	K	Rb
Відносна електронегативність	4	3,5	3,1	3,0	2,8	2,6	2,6	2,6	2,5	2,2	2,15	2,1	2,1	2,0	2,0	1,9	1,8	1,8	1,7	1,6	1,5	1,5	1,2	1,04	0,99	0,98	0,93	0,91	0,89

Електрохімічний ряд напруг металів

Метал	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Hg	Ag	Au
Стандартний електродний потенціал	-3,2	-2,92	-2,84	-2,71	-2,38	-1,66	-0,81	-0,76	-0,71	-0,44	-0,4	-0,23	-0,14	-0,13	0,00	+0,34	+0,51	+0,78	+1,5

Деякі одиниці міжнародної системи (СІ)

Величина	Одиниця	
	Назва	Позначення
Основні одиниці		
Довжина	Метр	м
Маса	Кілограм	кг
Час	Секунда	с
Сила струму	Ампер	А
Температура	Кельвін	К
Кількість речовини	Моль	моль
Похідні одиниці		
Об'єм	Метр кубічний	м ³
Густина	Кілограм на метр кубічний	кг/м ³
Сила, вага	Ньютон	Н
Тиск	Паскаль	Па
Енергія	Джоуль	Дж
Робота		
Кількість теплоти		
Потужність	Ватт	Вт
Кількість електрики	Кулон	Кл
Електрична напруга	Вольт	В
Електричний потенціал		
Електрорушійна сила		

Співвідношення між деякими несистематичними одиницями і одиницями СІ

Величина	Одиниця	Еквівалент в СІ
Довжина	Мікрон чи мікрометр (мкм)	10 ⁻⁶ м
	Ангстрем (А)	10 ⁻¹⁰ м
Маса	Карат (кар)	2·10 ⁻⁴ кг
	Грам (г)	10 ⁻³ кг
	Тонна (т)	10 ³ кг
Тиск	Атмосфера фізична (атм)	1,01325·10 ⁵ Па
	Міліметр ртутного стовпчика (мм.рт.ст.)	133,322 Па
Температура	Градуси Цельсія (0° С)	273 К
Об'єм	Літр (л) = Дециметр кубічний (дм ³)	10 ⁻³ м ³
Енергія, робота, кількість теплоти	Електронвольт (еВ)	1,60219·10 ⁻¹⁹ Дж
	Калорія (кал)	4,1868 Дж
	Кілокалорія (ккал)	4186,8 Дж
Дипольний момент	Дебай (Д)	3,34·10 ⁻³⁰ Кл·м

Значення деяких фундаментальних фізичних сталих

<i>Стала</i>	<i>Позначення</i>	<i>Числове значення</i>
Швидкість світла у вакуумі	<i>c</i>	$2,9979246 \cdot 10^8$ м/с
Стала Планка	<i>h</i>	$6,62618 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Елементарний електричний заряд	<i>e</i>	$1,602189 \cdot 10^{-19}$ Кл
Стала Авогадро	<i>N</i>	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	<i>F</i>	96 484,6 Кл/моль 26,8 А·год/моль
Універсальна газова стала	<i>R</i>	8,3144 Дж/(моль·К) 0,0821 л·атм/(моль·К) 62 360 мм.рт.ст.·мл/(моль·К)
Нормальні умови	<i>н.у.: T₀, P₀</i>	273 К, 101 325 Па
Молярний об'єм газу при н. у.	<i>V₀</i>	22,4 л
Атомна одиниця маси	<i>а.о.м.</i>	$1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою електрона	<i>m_e</i>	$9,10939 \cdot 10^{-31}$ кг
Маса спокою протона	<i>m_p</i>	$1,67262 \cdot 10^{-27}$ кг
Маса спокою нейтрона	<i>m_n</i>	$1,67493 \cdot 10^{-27}$ кг

Таблиця 4

Назви найважливіших кислот

<i>Формули кислот</i>	<i>Назви</i>	
	<i>кислоти</i>	<i>аніонів їх солей</i>
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
AlO ₂	метаалюмінієва кислота	метаалюмінат
AsO ₂	метаарсенітна	метаарсеніт
H ₃ AsO ₃	ортоарсенітна	ортоарсеніт
AsO ₃	метаарсенатна	метаарсенат
H ₃ AsO ₄	ортоарсенатна	ортоарсенат
HBO ₂	метаборна	метаборат
H ₃ BO ₃	ортоборна	ортоборат
H ₂ B ₄ O ₇	тетраборна	тетраборат
HBr	бромідна	бромід
HBrO	гіпобромідна	гіпобромідна
HBrO ₃	броматна	броматна
HCOOH	мурашина (етанова)	форміат
CH ₃ COOH	оцтова	ацетат
HCN	ціанідна (синильна)	ціаніди
H ₂ CO ₃	карбонатна	карбонат
H ₂ C ₂ O ₄	оксалатна (щавелева)	оксалат
HCl	хлоридна	хлорид
HClO	гіпохлоритна	гіпохлорит
HClO ₂	хлоритна	хлорит
HClO ₃	хлоратна кислота	хлорат
HClO ₄	перхлоратна	перхлорат
HCrO ₂	метахромітна	метахроміт

1	2	3
H ₂ CrO ₄	хроматна	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	дихроматна	дихромат
HI	йодидна	йодид
HIО	гіпойодитна	гіпойодит
HIО ₃	йодатна	йодат
HIО ₄	перйодатна	перйодати
HMnO ₄	перманганатна	перманганат
H ₂ MnO ₄	манганатна	манганати
H ₂ MoO ₄	молібдатна	молібдати
HN ₃	азидна (гідроген азид)	азид
HNO ₂	нітритна	нітрит
HNO ₃	нітратна	нітрат
HPO ₃	метафосфорна	метафосфат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	ортофосфат
H ₂ P ₂ O ₇	дифосфатна (пірофосфатна)	дифосфат (пірофосфат)
H ₃ PO ₃	фосфітна	фосфіт
H ₃ PO ₂	гіпофосфітна	гіпофосфіт
H ₂ S	сульфідна	сульфід
HSCN	тіоціанатна	роданід
H ₂ SO ₃	сульфітна	сульфіт
H ₂ SO ₄	сульфатна	сульфат
H ₂ S ₂ O ₃	тіосульфатна	тіосульфат
H ₂ S ₂ O ₇	дисульфатна (піросульфатна)	дисульфат (піросульфат)
H ₂ S ₂ O ₈	надсульфатна (пероксосульфатна)	надсульфат (пероксосульфат)
H ₂ Se	селенідна	селенід
H ₂ SeO ₃	селенітна	селеніт
H ₂ SeO ₄	селенатна	селенат
H ₂ SiO ₃	силікатна	силікат
H ₂ VO ₃	ванадатна	ванадат
H ₂ WO ₄	вольфраматна	вольфрамат

Таблиця 5

Термодинамічні константи деяких речовин при 298 К (25 °С)
(стандартні ентальпії ΔH_{298}° , абсолютні ентропії S_{298}° і енергії Гіббса ΔG_{298}°)

Речовина	ΔH_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , Дж/(К·моль)	ΔG_{298}° , кДж/моль
1	2	3	4
Al ₂ O ₃	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CCl ₄ (г)	-135,4	214,4	-64,6
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,3
C ₂ H ₂ (г)	226,8	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,3	219,4	68,1
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
C ₆ H ₆ (р)	82,9	269,2	129,7
C ₂ H ₅ OH (р)	-277,6	160,7	-174,8

продовження таблиці 5

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
C ₆ H ₁₂ O ₆ (глюкоза)	-1273,0	-	-919,5
CO (г)	-110,5	197,5	-137,1
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
COCl ₂ (г)	-223,0	289,2	-309,2
CaCO ₃ (т)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaF ₂ (т)	-1214,6	68,9	-1161,9
CaN ₂ (т)	-431,8	105	-368,6
CaO (т)	-635,5	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (т)	-986,6	76,1	-896,8
Cl ₂ (г)	0	222,9	0
Cl ₂ O (г)	76,6	266,2	94,2
ClO ₂ (г)	105,0	257,0	122,3
Cl ₂ O ₇ (р)	251,0	-	-
Cr ₂ O ₃ (т)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (т)	-162,0	42,6	-129,9
FeO (т)	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (т)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (т)	-1117,1	146,2	-1014,2
H ₂ (г)	0	130,5	0
HBr (р)	-36,3	198,6	-53,3
HCN (г)	135,0	113,1	125,5
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
HF (г)	-270,7	178,7	-272,8
HI (г)	26,6	206,5	1,8
HN ₃ (г)	294,0	328,0	238,8
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S (г)	-21,0	205,7	-33,8
KCl (т)	-435,9	82,6	-405,0
KClO ₃ (т)	-391,2	143,0	-289,9
MgCl ₂ (т)	-641,1	89,9	-591,6
Mg ₃ N ₂ (т)	-461,1	87,9	-400,9
MgO (т)	-601,8	26,9	-569,6
N ₂ (г)	0	191,5	0
NH ₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH ₄ NO ₂ (т)	-256	-	-
NH ₄ NO ₃ (т)	-365,4	151	-183,8
N ₂ O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
N ₂ O ₃ (г)	83,3	307,0	140,5
NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5
N ₂ O ₄ (г)	9,6	303,8	98,4
N ₂ O ₅ (г)	-42,7	178	114,1
NiO (т)	-239,7	38,0	-211,6
O ₂ (г)	0	205,0	0

продовження таблиці 5

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
OF ₂ (г)	25,1	247,0	42,5
P ₂ O ₃ (г)	-820	173,5	-
P ₂ O ₅ (г)	-1492	114,5	-1348,8
PbO (г)	-219,3	66,1	-189,1
PbO ₂ (г)	-276,6	74,9	-218,3
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г)	-395,8	256,7	-371,2
SiCl ₄ (р)	-687,8	239,7	-
SiH ₄ (г)	34,7	204,6	57,2
SiO ₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
SnO (г)	-286,0	56,5	-256,9
SnO ₂ (г)	-580,8	52,3	-519,3
Ti (г)	0	30,6	0
TiCl ₄ (р)	-804,2	252,4	-737,4
TiO ₂ (г)	-943,9	50,3	-888,6
WO ₃ (г)	-842,7	75,9	-763,9
ZnO (г)	-350,6	43,6	-320,7

Таблиця 6

Константи нестійкості деяких комплексних іонів у водних розчинах при 25 °С

<i>Схема дисоціації комплексного іона</i>	<i>Константа нестійкості</i>
$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[Ag(NO_2)_2]^- \leftrightarrow Ag^+ + 2NO_2^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-} \leftrightarrow Ag^+ + 2S_2O_3^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[Ag(CN)_2]^- \leftrightarrow Ag^+ + 2CN^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4NH_3$	$5,9 \cdot 10^{-8}$
$[Cd(NH_3)_6]^{2+} \leftrightarrow Cd^{2+} + 6NH_3$	$2,8 \cdot 10^{-5}$
$[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4CN^-$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[Co(NH_3)_6]^{2+} \leftrightarrow Co^{2+} + 6NH_3$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
$[Cd(NH_3)_6]^{3+} \leftrightarrow Co^{3+} + 6NH_3$	$3,1 \cdot 10^{-33}$
$[Cu(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Cu^{2+} + 4NH_3$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[Cu(CN)_4]^{3-} \leftrightarrow Cu^+ + 4CN^-$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[Fe(CN)_6]^{4-} \leftrightarrow Fe^{2+} + 6CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[Fe(CN)_6]^{3-} \leftrightarrow Fe^{3+} + 6CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[Fe(NCS)_4]^- \leftrightarrow Fe^{3+} + 4NCS^-$	$1,4 \cdot 10^{-4}$
$[Ni(NH_3)_6]^{2+} \leftrightarrow Ni^{2+} + 6NH_3$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[HgCl_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4Cl^-$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[HgBr_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4Br^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[HgI_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4I^-$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[Hg(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Hg^{2+} + 4CN^-$	$4,0 \cdot 10^{-42}$
$[Zn(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Zn^{2+} + 4CN^-$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[Zn(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Zn^{2+} + 4NH_3$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[Zn(OH)_4]^{2-} \leftrightarrow Zn^{2+} + 4OH^-$	$7,1 \cdot 10^{-16}$

Константи дисоціації деяких слабких електролітів у водних розчинах при 298 К

Електроліт	K		
	K ₁	K ₂	K ₃
Гідрогеназид HN ₃	2,6·10 ⁻⁵		
Нітритна кислота HNO ₂	4·10 ⁻⁴		
Амоній гідроксид NH ₄ OH	1,8·10 ⁻⁵		
Ортоборна кислота HBO ₃	5,8·10 ⁻¹⁰		
Гіпобромідна кислота HBrO	2,1·10 ⁻⁹		
Гідроген пероксид H ₂ O ₂	2,6·10 ⁻¹²		
Силікатна кислота H ₂ SiO ₃	2,2·10 ⁻¹⁰	1,6·10 ⁻¹²	
Мурашина (метанова) кислота HCOOH	1,8·10 ⁻⁴		
Селенітна кислота H ₂ SeO ₃	3,5·10 ⁻³	5·10 ⁻⁸	
Селенідна кислота H ₂ Se	1,7·10 ⁻⁴	1·10 ⁻¹¹	
Сульфатна кислота H ₂ SO ₄		1,2·10 ⁻²	
Сульфітна кислота H ₂ SO ₃	1,6·10 ⁻²	6,3·10 ⁻⁸	
Сульфідна кислота H ₂ S	1,1·10 ⁻⁷	1,2·10 ⁻¹⁸	
Телуритна кислота H ₂ TeO ₃	3·10 ⁻³	2·10 ⁻⁸	
Телурідна кислота H ₂ Te	1·10 ⁻³	1·10 ⁻¹¹	
Карбонатна кислота H ₂ CO ₃	4,5·10 ⁻⁷	4,7·10 ⁻¹¹	
Оцтова (етанова) кислота CH ₃ COOH	1,8·10 ⁻⁵		
Гіпохлоритна кислота HClO	5,0·10 ⁻⁸		
Хлороцтова (хлоретанова) кислота CH ₂ ClCOOH	1,4·10 ⁻³		
Ортофосфатна кислота H ₃ PO ₄	7,6·10 ⁻³	6,2·10 ⁻⁸	4,2·10 ⁻¹³
Фторидна кислота HF	6,6·10 ⁻⁴		
Ціанідна (синильна) кислота HCN	7,9·10 ⁻¹⁰		
Щавелева (оксалатна) кислота H ₂ C ₂ O ₄	5,4·10 ⁻²	5,4·10 ⁻⁵	

Добутки розчинності деяких малорозчинних електролітів при 298 К

Електроліт	ДР	Електроліт	ДР
AgBr	6·10 ⁻¹³	Cu(OH) ₂	2,2·10 ⁻²⁰
AgCl	1,8·10 ⁻¹⁰	CuS	6·10 ⁻³⁶
Ag ₂ CrO ₄	4·10 ⁻¹²	Fe(OH) ₂	1·10 ⁻¹⁵
AgI	1,1·10 ⁻¹⁶	Fe(OH) ₃	3,8·10 ⁻³⁸
Ag ₂ S	6·10 ⁻⁵⁰	FeS	5·10 ⁻¹⁸
Ag ₂ SO ₄	2·10 ⁻⁵	HgS	1,6·10 ⁻⁵²
Al(OH) ₃	5,7·10 ⁻³²	MnS	2,5·10 ⁻¹⁰
BaCO ₃	5·10 ⁻⁹	PbBr ₂	9,1·10 ⁻⁸
BaCrO ₄	1,6·10 ⁻¹⁰	PbCl ₂	2·10 ⁻⁵
BaSO ₄	1,1·10 ⁻¹⁰	PbCrO ₄	1,8·10 ⁻¹⁴
CaCO ₃	5·10 ⁻⁹	PbI ₂	8,0·10 ⁻⁹
CaC ₂ O ₄	2·10 ⁻⁹	PbS	1·10 ⁻²⁷
CaF ₂	4·10 ⁻¹¹	PbSO ₄	1,6·10 ⁻⁸
CaSO ₄	1,3·10 ⁻⁴	SrSO ₄	3,2·10 ⁻⁷
Ca ₃ (PO ₄) ₂	1·10 ⁻²⁹	Zn(OH) ₂	1·10 ⁻¹⁷
Cd(OH) ₂	2·10 ⁻¹⁴	ZnS	1,6·10 ⁻²⁴
CdS	7,9·10 ⁻²⁷	Zn CO ₃	1,5·10 ⁻¹¹

Стандартні електродні потенціали φ° у водних розчинах при 25 °С

Елемент	Електродний процес	$\varphi^\circ, \text{В}$
1	2	3
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,29
	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	0,80
Al	$\text{AlO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,66
Au	$[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Au}^{3+} + 2\text{CN}^-$	-0,61
	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,50
	$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e^- = \text{Bi}$	0,21
Br	$\text{Br}_2(\text{p}) + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,07
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^- = \text{Ca}$	-2,84
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,96
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cr}^{3+} + 7\text{OH}^-$	1,33
	$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
Cu	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + e^- = \text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,15
	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,34
	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52
F	$\text{F}^{2+} + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,04
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^- + e^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	0,36
	$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,77
H	$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
	$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,92
I	$\text{I}_2(\text{r}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,54
	$\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
Na	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,24
Ni	$\text{Ni}^+ + e^- = \text{Ni}$	-2,71

продовження таблиці 9		
1	2	3
O	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,25
	$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0,68
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
P	$2\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	1,78
Pb	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,13
Pt	$\text{Pt}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}^{2+}$	1,69
S	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,19
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	0,17
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 4\text{SO}_4^{2-}$	2,01
	$\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	0,45
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+_{(\text{кoнн.})} + 2\text{e}^- = \text{SO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	0,16
Se	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{OH}^-$	-0,93
Sn	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,14
Te	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,15
Zn	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,76

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закл. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 480 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. Ч. I. К.: Пед. преса, 2002. 520 с.
3. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. – Ч. II. К.: Пед. преса, 2000. 784 с.
4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум: Навч. посібник. Л.: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2004. 237 с.
5. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. Львів: Центр Європи, 2006. 854 с.
6. Бобрівник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О. Органічна хімія. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 544 с.
7. Чирва В.Я., Ярмолюк С.М., Толкачова Н.В., Земляков О.Є. Органічна хімія: підручник для вузів. Львів, Вид. БаК., 2009. 996 с.
8. Толмачова В.С., Ковтун О.Ю., Гордієнко О.В., Василенко С.В. Сучасна термінологія та номенклатура органічних сполук: Навчально-методичний посібник для вчителів та учнів загальноосвітніх навчальних закладів. Тернопіль: Наукова книга – Богдан, 2008. 176 с.
9. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія». Луцьк: Вежа, 2009. 75 с.
10. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія» (частина 2). Луцьк: ПП Іванюк В.П. 2013. 45 с.
11. Іващенко І.А., Марушко Л.П. Методичні вказівки до вивчення навчальної дисципліни «Хімія» для студ. біол. ф-ту. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 83 с.
12. Сливка Н. Ю., Кадикало Е.М. Органічна хімія: метод. вказівки до лабораторного практикуму. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 60 с.
13. Кадикало Е. М. Хімія органічна: Метод. вказівки до вивчення навчальної дисципліни для студ. спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки). Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2020. 45 с.

Допоміжна література

1. Сиса Л.В., Сомов В.М. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп’ютерного контролю знань. Луцьк: Волинська обласна друкарня, 2006.
2. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія: Навч. посібник. К.: Вища школа, 1992. 503 с.
3. Кононський О.І. Органічна хімія. Практикум: Навч. посіб. К.: Вища шк., 2002. 247 с.

Навчально-методичне видання

Кадикало Елла Максимівна
Марушко Лариса Петрівна
Іващенко Інна Алімівна

ХІМІЯ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ

**для студентів спеціальності
014 Середня освіта (Біологія та здоров'я людини)**

Друкується в авторській редакції

Підписано до друку 26. 11. 2021. Формат 60×84 ¹/₁₆
Ум. друк. арк. 5.625. Зам. № 153. Тираж 50
Папір офсетний. Гарнітура Times. Друк офсетний
Друк П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ
43025, м. Луцьк, вул. Степана Бандери, 20
Свідоцтво гол. упр. внутр. політики
та зв'язків з громад. Волиноблдержадміністрації
ВЛн № 49 від 17.10.2011 р.