

**Міністерство освіти і науки України
Запорізький національний університет**

В.І. Генчева, М.М. Корнет, Л.О. Омелянчик

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОХІМІЇ

Методичні рекомендації до лабораторних занять
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності
«Лісове господарство» освітньо-професійної програми
«Мисливське господарство та рослинні ресурси»



Запоріжжя
2020

**Міністерство освіти і науки України
Запорізький національний університет**

В.І. Генчева, М.М. Корнет, Л.О. Омелянчик

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОХІМІЇ

Методичні рекомендації до лабораторних занять
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності
«Лісове господарство» освітньо-професійної програми
«Мисливське господарство та рослинні ресурси»

Затверджено
вченою радою ЗНУ
Протокол № від р.

Запоріжжя
2020

УДК:54:577(076.5)

Г348

Генчева В.І., Корнет М.М., Омелянчик Л.О. Хімія з основами біохімії : методичні рекомендації до лабораторних занять для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Лісове господарство» освітньо-професійної програми «Мисливське господарство та рослинні ресурси». Запоріжжя : Запорізький національний університет, 2020. 61 с.

У виданні подано зміст лабораторних занять відповідно до основних розділів неорганічної, органічної хімії та біохімії. Ознайомлено із загальними правилами техніки безпеки у хімічній лабораторії.

Структурно видання включає завдання для домашнього виконання, питання для актуалізації знань, контрольні задачі, практичні завдання, опис і порядок проведення дослідів.

Для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Лісове господарство», які навчаються за освітньо-професійною програмою «Мисливське господарство та рослинні ресурси».

Рецензент

Ю.Ю. Петруша, канд. біол. наук, доцент кафедри хімії

Відповідальний за випуск

О.А. Бражко, д-р біол. наук, проф., завідувач кафедри хімії

ЗМІСТ

Вступ	4
Загальні правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії. Перша допомога	7
Лабораторне заняття №1	
Одержання кислот, основ і солей.....	9
Лабораторне заняття №2	
Основні закони та поняття хімії. Хімічний зв'язок.....	11
Лабораторне заняття №3	
Швидкість хімічних реакцій та її залежність від температури й концентрації. Хімічна рівновага та її залежність від зовнішніх чинників.....	13
Лабораторне заняття №4	
Окисно-відновні реакції.....	17
Лабораторне заняття №5	
Електролітична дисоціація. Розчини.....	20
Лабораторне заняття №6	
Загальні властивості металів і неметалів.....	22
Лабораторне заняття №7	
Насичені та ненасичені вуглеводні (алкани, алкени, алкіни).....	27
Лабораторне заняття №8	
Ароматичні вуглеводні (арени). Феноли.....	30
Лабораторне заняття №9	
Спирти. Альдегіди, кетони.....	33
Лабораторне заняття №10	
Карбонові кислоти. Етери. Естери.....	38
Лабораторне заняття № 11	
Галогенопохідні. Аміни.....	41
Лабораторне заняття №12	
Взаємозв'язок між класами органічних сполук.....	42
Лабораторне заняття №13	
Якісні (кольорові) реакції на білки та амінокислоти. Властивості білків.....	43
Лабораторне заняття №14	
Властивості вуглеводів. Властивості, будова, роль ліпідів. Реакція на жири та жироподібні речовини.....	47
Лабораторне заняття №15	
Будова і властивості нуклеопротейнів. Загальні властивості ферментів.....	52
Лабораторне заняття №16	
Якісні реакції на вітаміни. Загальні закономірності біологічного окиснення.....	56
Рекомендована література	59
Використана література	60

ВСТУП

Метою вивчення курсу «Хімія з основами біохімії» є засвоєння здобувачами вищої освіти фундаментальних знань із неорганічної, органічної хімії та біохімії, що необхідно для розуміння перебігу біохімічних процесів у рослинах та їх регуляції. Ці знання є підґрунтям для подальшого вивчення хімічних і біологічних дисциплін. Вони знайдуть своє застосування в практичній роботі фахівця зі спеціальності «Лісове господарство» (освітньо-професійна програма «Мисливське господарство та рослинні ресурси»).

Основними завданнями вивчення дисципліни «Хімія з основами біохімії» є: засвоєння теоретичних знань і набуття готовності їх застосовувати для вирішення конкретних фахових завдань, для самостійного розв'язання науково-дослідних проблем; розуміння сутності біохімічних закономірностей, що відбуваються в рослинах, хімічних процесів, що лежать в основі анаболізму й катаболізму речовин; усвідомлення механізмів біосинтезу в рослинах.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні досягнути таких результатів навчання:

- засвоїти основні класи неорганічних сполук;
- засвоїти вчення про розчини електролітів і неелектролітів;
- усвідомити сутність та особливості окисно-відновних процесів;
- засвоїти властивості хімічних елементів (металів і неметалів);
- засвоїти властивості солей, що являють собою азотні, фосфорні та калійні добрива;
- опанувати основні положення теорії будови органічних сполук;
- засвоїти класи органічних сполук;
- набути уявлення про амінокислоти та білки;
- засвоїти властивості білків, знати якісні реакції на білки та амінокислоти;
- засвоїти властивості вуглеводів;
- засвоїти будову, властивості та роль ліпідів, властивості нуклеопротеїдів, загальні властивості ферментів;
- знати класифікацію і значення вітамінів;
- уміти виконувати хімічний експеримент в межах практикуму з хімії та біохімії;
- володіти хімічними та біохімічними методиками;
- застосовувати набуті знання та навички як під час вивчення курсу, так і в подальшій освітній та професійній діяльності.

У результаті успішного опанування курсу «Хімія з основами біохімії» студент зможе:

- виконувати хімічний експеримент в межах практикуму з хімії та біохімії;
- пояснювати реакції та процеси, що відбуваються в організмі рослин;
- застосовувати хімічні та біохімічні методики;
- набути здатності грамотно та кваліфіковано застосовувати засвоєні знання та навички у подальшій практичній діяльності.

Метою видання є забезпечення інструктивно-методичного супроводу виконання циклу лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Хімія з основами біохімії» відповідно до робочої програми.

Кожна із 16 тем курсу включає в себе завдання для домашнього виконання, питання для актуалізації знань, контрольні задачі, практичні завдання, опис і порядок проведення лабораторних дослідів.

Ефективність лабораторних занять із хімії залежить від рівня ретельної підготовки та попередньо проведеної самостійної роботи студентів. Самостійну роботу з підготовки до занять необхідно розпочати з опрацювання теоретичного матеріалу за підручником і конспектом лекцій. Наступним етапом має стати ознайомлення з відповідними методичними рекомендаціями. Якість засвоєння програмного матеріалу необхідно перевірити, відповівши на питання та виконавши вправи й завдання, запропоновані до кожного лабораторного заняття

Перед початком виконання дослідів студентам потрібно обов'язково ознайомитись із загальними правилами техніки безпеки під час роботи у хімічній лабораторії та порядком надання першої допомоги.

Кожний студент зобов'язаний вести в робочому зошиті протоколи занять. Основними складовими протоколу є: дата, назва теми, короткий опис дослідів, запис основних реакцій, результати спостережень, висновки.

Поточний контроль передбачає проведення **лабораторних робіт** в аудиторії та оцінювання їх виконання. Лабораторне заняття складається з двох частин: перша частина – теоретична – спрямована на актуалізацію знань і перевірку рівня засвоєння студентами теоретичних положень і сформованості навичок їх застосування під час розв'язання задач, виконання практичних завдань та дослідів; друга частина – експериментальна – передбачає виконання лабораторної роботи й оформлення звіту за її результатами.

Лабораторна робота має бути оформлена в лабораторному журналі та здана викладачеві в заздалегідь обумовлений термін. Оцінка за лабораторне заняття включає в себе: **0,5 балу** – за виконання домашньої самостійної роботи; **0,5 балу** – за володіння теоретичними основами експериментальної роботи; **1,5 балу** – за виконання лабораторної роботи, її оформлення та захист. Загалом – **2,5 бали**. Можна отримати в **кожному розділі 0-15 балів** за результати навчальної діяльності під час лабораторного заняття.

Після вивчення тем з кожного розділу студенти самостійно проходять **контрольне тестування** в системі MOODLE. Можна отримати в **кожному розділі 0-3 балів**.

Підсумковий контроль складається з **індивідуального завдання** та **екзамену в письмовій формі за білетами**. У кожному білеті міститься по 3 питання: 1-е питання – теоретичне (з розділу неорганічної хімії), 2-е питання – теоретичне (з розділу органічної хімії та біохімії), 3-е питання – практичне (перевірка вмій і навичок з неорганічної та органічної хімії). Тривалість екзамену – 2 академічні години.

Індивідуальне завдання передбачає виконання письмової роботи відповідно до обраної теми та підготовку комп'ютерної презентації.

Індивідуальне завдання оцінюється за такою шкалою:

Вступ (1 бал): логічне обґрунтування необхідності відповідних знань для професійного становлення майбутнього фахівця.

Основна частина (1-8 балів): повнота розкриття питання (**1-2 бали**); опрацювання сучасних наукових інформаційних джерел (**1-3 бали**); цілісність, систематичність, логічна послідовність викладу (**1-3 бали**).

Висновки (1 бал): уміння формулювати власне ставлення до проблеми, робити аргументовані висновки.

Акуратність оформлення письмової роботи (**1 бал**).

Підготовка комп'ютерної презентації (**1-4 бали**). уміння користуватися інтернет-ресурсами (1 бал); підбір і логічне розміщення графічних і фотозображень (1 бал); слайд-шоу (не менше 15 слайдів) (1-2 бали).

Загальна оцінка визначається як сума балів, отриманих студентом за кожним пунктом. Виконання індивідуального завдання оцінюється **0-15 балів**.

До складання **екзамену** допускаються студенти, які набрали мінімально 35 балів із 60 можливих.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ПІД ЧАС РОБОТИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Студенти допускаються до роботи в хімічній лабораторії тільки в захисному одязі – халаті.

Рюкзаки, сумки та особисті речі потрібно залишити у відведеному для цього місці.

Виконання лабораторних робіт вимагає максимальної уважності, обережності та чіткого дотримання методики виконання дослідів.

Із реактивами потрібно працювати тільки за робочими столами; з концентрованими кислотами, лугами й леткими речовинами – у витяжній шафі, звідки їх категорично забороняється переносити.

Перш ніж використовувати реактиви, необхідно уважно ознайомитися з інформацією на етикетці.

Для досліду треба брати речовини в кількостях, указаних в інструкції до лабораторної роботи.

Сухі реактиви потрібно брати чистим шпателем або спеціальною ложечкою, а розчини наливати в пробірки в невеликих кількостях (по краплях).

Досліди з легкозаймистими речовинами потрібно проводити дуже обережно й подалі від вогню.

Під час нагрівання розчинів у пробірках потрібно використовувати тримачі із затискачами. Пробірку з рідиною при нагріванні необхідно тримати в нахиленому положенні, так щоб її отвір був спрямований в протилежний бік від себе та своїх сусідів.

Завжди потрібно наливати **кислоту у воду**, а не навпаки.

Працювати з їдкими лугами й концентрованими кислотами необхідно дуже обережно для уникнення хімічних опіків і псування одягу.

Залишки концентрованих кислот, основ, солей важких металів, цінних реактивів (наприклад, аргентум нітрату) необхідно зливати тільки у спеціально відведені для цього склянки.

Після закінчення роботи всі електронагрівальні прилади потрібно вимкнути та прибрати своє робоче місце.

У разі виникнення пожежі для її гасіння треба використовувати вогнегасники, щільну ковдру, пісок.

Задля уникнення травм, опіків, нещасних випадків **заборонено:**

1) пити воду з хімічного посуду; пробувати хімічні речовини на смак; проливати й розсипати реактиви;

2) користуватися обладнанням і приладами без їх попередньої перевірки на справність та ознайомлення з інструкцією з експлуатації;

3) залишати без нагляду ввімкнені електронагрівальні прилади, палаючі спиртівки;

4) відміряти концентровані кислоти й луги, втягуючи їх ротом у піпетку;

5) зберігати леткі й легкозаймисті речовини поблизу джерел тепла, відкритого вогню, ввімкнених приладів;

6) торкатися руками неізольованих проводів;

7) вдихати пари отруйних речовин та допускати потрапляння отруйних речовин на шкіру й одяг.

Під час роботи в лабораторії **студент зобов'язаний:** дотримуватися правил техніки безпеки та пожежної безпеки; чітко виконувати інструкції викладача (лаборанта); **підтримувати в чистоті й порядку своє робоче місце.**

ПЕРША ДОПОМОГА

Перев'язувальні матеріали (вата, бинти, серветки), необхідні розчини та медикаменти знаходяться в аптечці першої медичної допомоги, якою забезпечена кожна лабораторія.

При пораненнях, отруєннях, опіках та інших нещасних випадках потерпілому треба надати на місці першу долікарську допомогу й за необхідності направити його до медичної установи. У разі потреби лікаря потрібно викликати безпосередньо на місце пригоди.

При виникненні пожежі в лабораторії необхідно негайно вимкнути всі газові та нагрівальні прилади, прибрати легкозаймисті рідини. Якщо осередок пожежі невеликий, загоряння можна спробувати ліквідувати первинними засобами пожежогасіння: засипати піском або накрити щільною тканиною (ковдрою, шматком азбесту) чи залити тетрахлорметаном. Для припинення інтенсивного горіння необхідно скористатися вогнегасником. Не можна задувати палаючу рідину або заливати її водою.

У разі загоряння одягу потерпілого необхідно негайно повалити на підлогу та намагатися збити полум'я, накинувши на нього мокру тканину.

Дерев'яні предмети, охоплені полум'ям, потрібно гасити водою або вогнегасником.

Під час роботи в хімічній лабораторії найбільш можливими є порізи склом, термічні та хімічні опіки, а також інгаляційне ураження парами токсичних речовин.

При теплових опіках роблять примочки з розчином 2%-го калій перманганату або етанолу, після чого наносять мазь від опіків.

При хімічних опіках шкіри першочергово необхідно видалити відповідним розчинником речовину, яка стала їх причиною, а потім обробити уражену ділянку етанолом і нанести мазь від опіків.

При опіках кислотами уражену ділянку насамперед потрібно промити під сильним струменем проточної води, а потім обробити 3%-им розчином натрій гідрогенкарбонату; при опіках їдкими лугами – промити водою, обробити 3%-им розчином оцтової або борної кислоти, а потім знову обполоснути водою.

При опіках очей кислотою або лугом необхідно промити їх великою кількістю води. Після цього треба негайно звернутися до лікаря.

При порізах необхідно пінцетом, попередньо обробленим спиртом, видалити з рани видимі шматочки скла, промити рану дистильованою водою або протерти тампоном, змоченим в етанолі, після чого змастити 5%-им спиртовим розчином йоду й забинтувати. Невеликі порізи можна заклеїти антисептичним пластиром.

Лабораторне заняття № 1 ОДЕРЖАННЯ КИСЛОТ, ОСНОВ І СОЛЕЙ

Мета заняття: у ході виконання лабораторних дослідів повторити основні класи неорганічних сполук, їх номенклатуру, актуалізувати знання про властивості кислот, основ і солей; засвоїти особливості складання хімічних рівнянь.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Чому розведена сульфатна кислота не діє на мідь, а концентрована її розчиняє?
2. Чим відрізняються сильні кислоти від слабких?
3. Чи відрізняються продукти взаємодії алюміній та калій гідроксидів у розплаві та водному розчині? Наведіть рівняння реакцій.
4. Наведіть рівняння реакції іржавіння Феруму на вологому повітрі.
5. Мідне покриття можна розчинити при зануренні в розчин солі трьохвалентного Феруму. Які процеси при цьому відбуваються? Чи можна використовувати для цього солі феруму (II)?
6. Розкладом яких солей можна одержувати азот? Наведіть рівняння реакцій.

Питання для актуалізації знань

1. Описати методи одержання кислот. Скласти рівняння реакцій. Назвати реагенти і продукти реакцій.
2. Описати методи одержання основ. Скласти рівняння реакцій. Назвати реагенти і продукти реакцій.
3. Описати методи одержання нормальних, кислих і основних солей. Скласти рівняння реакцій. Назвати реагенти і продукти реакцій.

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірка, хімічна склянка на 25 мл або 50 мл, універсальний лакмусовий папір, апарат Кіппа, колба на 250 мл; дистильована вода, водопровідна вода, кристалічний магній оксид (MgO), розчин натрій гідроксиду ($NaOH$), розчин магній хлориду ($MgCl_2$), концентрований розчин натрій гідроксиду ($NaOH$ конц.), концентрована хлоридна кислота (HCl конц.), розчин алюміній хлориду ($AlCl_3$), розчин амоній гідроксиду (NH_4OH), розчин натрій ацетату (CH_3COONa), насичений розчин кальцій дигідроксиду (вапняна вода) ($Ca(OH)_2$), концентрований розчин плюмбум ацетату ($(CH_3COO)_2Pb$ конц.).

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Дослід 1. Одержати магній гідроксид ($Mg(OH)_2$); довести його властивості.

Помістіть у пробірку невелику кількість кристалічного магній оксиду та додайте 5-10 мл води. Вміст пробірки перемішайте та перевірте реакцію середовища (рН) за допомогою універсального індикаторного паперу.

Напишіть рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді. Зазначте слабку розчинність магній дигідроксиду та характер середовища.

2. У дві пробірки налейте по 1 мл розчину солі магнію і додайте такий же об'єм розчину натрій гідроксиду. Одержаний розчин розділіть на 2 пробірки.

В одну з них при струшуванні додайте краплями концентрований розчин гідрогенхлоридної кислоти (HCl конц.), в іншу – концентрований розчин натрій гідроксиду (NaOH конц.). Укажіть, що відбувається з осадом у кожній пробірці.

Складіть рівняння реакцій.

Зробіть висновок про характер властивостей магній дигідроксиду.

Дослід 2. Одержати алюміній гідроксид (Al(OH)₃) і нікол (II) гідроксиду (Ni(OH)₂); визначити, який з них є амфотерним.

1. Помістіть у пробірку 2-3 мл розчину солі алюмінію і додайте такий же об'єм розчину амоній гідроксиду. Вміст пробірки розділіть на **2 пробірки**.

В одну з них додайте по краплях концентрований розчин хлоридної кислоти (HCl конц.), постійно струшуючи пробірку до повного розчинення осаду. В іншу – концентрований розчин натрій гідроксиду (NaOH конц.) так само до повного розчинення осаду.

Складіть рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

Зробіть висновок про характер властивостей алюміній гідроксиду.

2. Помістіть у пробірку 2-3 мл розчину солі ніколу й додайте такий же об'єм розчину амоній гідроксиду. Вміст пробірки розділіть на **2 пробірки**.

В одну з них додайте по краплях концентрований розчин гідрогенхлоридної кислоти (HCl конц.), в іншу – концентрований розчин натрій гідроксиду (NaOH конц.).

Складіть рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

Зробіть висновок про характер властивостей нікол (II) гідроксиду.

Дослід 3. Одержати оцтову кислоту та підтвердити її утворення.

Помістіть у пробірку 2-3 мл розчину натрій ацетату (CH₃COONa) і додайте такий же об'єм розчину гідрогенхлоридної кислоти (HCl). Перевірте її властивості.

Складіть рівняння реакції в молекулярному вигляді.

Дослід 4. Одержати кальцій карбонат та кальцій гідрокарбонат.

Помістіть у пробірку 3-4 мл насиченого розчину кальцій дигідроксиду (вапняної води) (Ca(OH)₂). Пропустіть через розчин карбон (IV) оксид із апарату Кіппа. Спочатку утворюється нерозчинна у воді середня сіль – кальцій карбонат. Насичення розчину карбон (IV) оксидом продовжуйте доти, доки весь осад не розчиниться з утворенням кислої солі – кальцій гідрогенкарбонату.

Пробірку з розчином кальцій гідрогенкарбонату нагрійте до кипіння і спостерігайте утворення нерозчинної солі – кальцій карбонату.

Складіть рівняння реакцій у молекулярному вигляді.

Дослід 5. Одержати плюмбум (II) гідроксоацетат ($\text{Pb}(\text{OH})\text{CH}_3\text{COO}$).

Переконайтесь, що концентрований розчин ацетат плюмбуму прозорий!

У колбу налити 50 мл водопровідної води і додати 1-2 краплі концентрованого розчину плюмбум ацетату ($(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$ конц.). Спостерігайте утворення осаду.

Складіть рівняння реакцій у молекулярному вигляді.

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 2

ОСНОВНІ ЗАКОНИ ТА ПОНЯТТЯ ХІМІЇ. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Мета заняття: повторити основні поняття хімії («матерія», «атом», «молекула», «хімічний елемент», «проста речовина», «складна речовина», «моль»), визначення та математичний вираз основних хімічних законів; набути навичок розв'язання розрахункових задач.

☞ Завдання для домашнього виконання

1. Напишіть молекулу натрій хлориду, іон хлору, атом гелію, молекулу гелію, три вільні атоми Оксигену, три атоми Оксигену, які входять до складу речовини, три двоатомні молекули кисню.

2. Визначте молекулярну масу натрій гідрогенкарбонату, алюміній гідрогенкарбонату, залізного купоросу, мідного купоросу, оцтової кислоти.

3. Що означає 1 а.о.м.?

4. Знайдіть кількість молекул, які поміщаються в 1 л (н.у.) гідрогенхлориду, гідрогенсульфіду, водню, води.

5. Знайдіть густину за повітрям таких газів: озон, амоніак, метан, ацетилен, хлор, неон. Які з названих газів легші за повітря?

6. Тверду речовину масою 25,4 г помістили в посудину об'ємом 5 л, з якої попередньо викачали повітря, і підігріли до 200 °С. Після того, як тверда речовина перетворилася на газ, тиск у посудині дорівнював 78,6 кПа. Знайдіть молярну масу речовини.

Питання для актуалізації знань

1. Дайте визначення таких понять: «матерія», «атом», «молекула», «хімічний елемент», «електронна структура», «проста, складна речовина», «моль», «відносна атомна (молекулярна) маса», «молярна маса», «хімічний зв'язок».

2. Дайте визначення та напишіть математичний вираз законів: збереження маси енергії; сталості складу; кратних відношень; закону еквівалентів; закону Авогадро; Бойля-Маріотта; Гей-Люсака; Шарля; об'єднаного закону газового стану; періодичного закону Д.І. Менделєєва; рівняння Менделєєва-Клапейрона.

Контрольні задачі

1. Запишіть електронну структуру атома та іона Натрію і Алюмінію. Вкажіть максимальне можливе число електронів на верхньому енергетичному рівні.
2. Запишіть електронну структуру атома Сульфуру. Вкажіть число спарених електронів на верхньому енергетичному рівні.
3. Електронна структура катіона, аніона або атома повинна відображатися однією електронною формулою, тоді ці частинки є ізоелектронними. Оберіть формули сполук, що утворюють ізоелектронні структури: NaCl, NaF, F₂, KF, MgCl₂.
4. Запишіть не менше 3-х прикладів сполук Натрію, в яких частинки, що їх утворюють, мають ізоелектронну структуру.
5. Під час прожарювання CaCO₃ масою 1 г отримано CaO масою 0,56 г і CO₂ об'ємом 224 мл (н.у.). Чи підтверджують ці дані закон збереження маси?
6. Який об'єм кисню потрібен для спалювання одного об'єму суміші водню і карбону (II) оксиду? Чи залежить об'єм від кількісного складу суміші?
7. У балоні об'ємом 20 л міститься кисень під тиском $1 \cdot 10^{10}$ Па при температурі 10 °С. Який об'єм у м³ матиме газ за нормальних умов?
8. Ароматичний вуглеводень масою 0,305 г у вигляді пари при температурі 97 °С займає об'єм 100 мл, створюючи тиск $1,2 \cdot 10^5$ Па. Визначте його молекулярну формулу.
9. Виведіть найпростішу формулу речовини, якщо до її складу входить 70% Феруму і 30% Оксигену. Вкажіть сумарне число атомів у формулі.
10. Виведіть найпростішу формулу речовини, якщо до її складу входить 2,44% Гідрогену, 39,02% Сульфуру і 58,54% Оксигену. Вкажіть сумарне число атомів у молекулі.
11. Масові частки Калію, Хрому та Оксигену в складі сполуки відповідно дорівнюють: 26,53%, 35,37%, 38,1%. Знайдіть формулу сполуки.
12. При спалюванні 0,9 г металу утворилося 1,7 г оксиду, який при взаємодії з калій гідроксидом дає сполуку KMeO₂. Визначте метал і вкажіть його порядковий номер.
13. При згорянні 1 моль невідомої речовини було витрачено 2 моль кисню та утворилося 0,5 моль P₂O₅ і 1,5 моль H₂O. Визначте молярну масу невідомої речовини.
14. До якого елемента зміщені спільні електронні пари в сполуці H₂S? Укажіть його атомну масу.
15. До якого елемента зміщені спільні електронні пари в сполуці F₂O? Укажіть його атомну масу.
16. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки в молекулі AlN?
17. Визначте ступінь окиснення Сульфуру в сполуках: H₂SO₄, S, SO₂, H₂SO₃, SO₃, H₂S. Розташуйте сполуки відповідно до збільшення ступеня окиснення Сульфуру.
18. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахуйте, який із зв'язків: 1) Ca–H; 2) S–H; 3) N–H; 4) Si–OH є найбільш полярним (**Примітка:** Спочатку знайдіть різницю $\Delta\chi$

між відносними електронегативностями атомів, що утворюють полярний зв'язок. Чим більше значення $\Delta\chi$, тим більший полярний зв'язок).

19. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахуйте, який із зв'язків: 1) O–H; 2) O–Na; 3) O–K; 4) O–Ca характеризується найбільшою мірою іонності (**Примітка:** Спочатку знайдіть різницю $\Delta\chi$ між відносними електронегативностями атомів, що утворюють цей зв'язок. Чим більше значення $\Delta\chi$, тим більш іонним є зв'язок).

20. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей елементів, розрахуйте, яка зі сполук: 1) NaOH; 2) KOH; 3) Mg(OH)₂; 4) Ca(OH)₂ буде дисоціювати найлегше у водних розчинах (**Примітка:** Спочатку знайдіть різницю $\Delta\chi$ між відносними електронегативностями атомів, що утворюють полярний зв'язок. Чим більше значення $\Delta\chi$, тим легше буде дисоціювати ця сполука).

Лабораторне заняття № 3 **ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ ТА ЇЇ ЗАЛЕЖНІСТЬ** **ВІД ТЕМПЕРАТУРИ Й КОНЦЕНТРАЦІЇ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА** **ТА ЇЇ ЗАЛЕЖНІСТЬ ВІД ЗОВНІШНІХ ЧИННИКІВ**

Мета заняття: засвоїти основні поняття хімічної кінетики; оволодіти навичками визначення константи швидкості хімічної реакції та математичної обробки одержаних даних; набути здатності пояснювати вплив різних чинників на стан хімічної рівноваги.

Завдання для домашнього виконання

1. Було проведено визначення швидкості хімічної реакції $A + 2 B = AB_2$. Як виглядають концентрації речовин A і B у виразі, що характеризує закон діючих мас?

2. У скільки разів зросте швидкість реакції $A + B = C + D$, якщо концентрацію речовин A і B збільшити в 2 рази?

3. Як зміниться швидкість реакції утворення амоніаку $3 H_2 + N_2 = 2 NH_3$ при збільшенні тиску в системі в 2 рази?

4. Як зміниться швидкість реакції $2 Fe + 3 Cl_2 = 2 FeCl_3$, якщо тиск у системі збільшити в 5 разів?

5. Реакція проходить за рівнянням $A_2 + B_2 = 2 AB$. Початкова концентрація речовини A дорівнює 0,8 моль/л, а речовини B – 1 моль/л. Через деякий час концентрація речовини A зменшилася до 0,5 моль/л. Якою в цей час була концентрація речовини B?

6. Чи зміниться стан рівноваги в наведених реакціях при підвищенні тиску: 1) $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2 HI$; 2) $2 NO_2 \leftrightarrow O_2 + 2 NO$; 3) $3 H_2 + N_2 \leftrightarrow 2 NH_3$.

Питання для актуалізації знань

1. Які хімічні реакції називаються оборотними? Поясніть різницю між оборотними та необоротними реакціями.

2. Розкрийте сутність принципу Ле-Шательє.

3. Яка розмірність константи швидкості для реакції першого, другого порядку? Який фізичний зміст має константа рівноваги хімічної реакції?
4. Що таке швидкість хімічної реакції? Як змінюється швидкість хімічної реакції при зміні концентрації речовин, що реагують?
5. Що називається температурним коефіцієнтом хімічної реакції?
6. Як залежить константа швидкості реакції від температури?

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

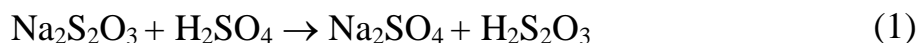
Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірка, електроплитка, хімічна термостійка склянка (100 мл, 150 мл), секундомір, термометр, скляна паличка, мікрошпатель; дистильована вода, розчин натрій тіосульфату ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), розчин концентрованої сульфатної кислоти (H_2SO_4 конц.); 0,5 н розчин ферум (III) хлориду (FeCl_3), 0,5 н розчин амоній роданіду (NH_4SCN) або калій роданіду (KSCN), кристалічний амоній хлорид (NH_4Cl кристал.), 1 н розчин купрум сульфату (CuSO_4).

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі.

Цю залежність можна виявити на прикладі реакції взаємодії водного розчину натрій тіосульфату із сульфатною кислотою, що описується рівнянням:



Досліджувана реакція протікає в кілька стадій:



Реакції 1, 3 протікають миттєво.

Найбільш повільною є реакція 2, яка і визначає загальну швидкість реакції. Ця реакція є реакцією першого порядку.

Проведення контрольного дослід: налейте в пробірку 3 краплі розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4) та 5 крапель розчину натрій тіосульфату ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Нерозчинний Сульфур виділяється у вигляді слідів блакитно-білої опалесценції (каламуть). Час від початку реакції до появи перших слідів каламуті залежить від концентрації реагуючих речовин і температури.

Проведіть ще три аналогічних досліди, змінюючи концентрацію розчину натрій тіосульфату ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) шляхом розведення його водою відповідно до даних табл. 1.

Додайте розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4) до розчину натрій тіосульфату ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Відраховуйте час за секундоміром від моменту

додавання розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4) до початку появи каламуті. Дані досліду внесіть у табл. 1.

Таблиця 1 – Результати впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі

№ з/п	Розчин 1*		Розчин 2**	V заг.	Ум. конц.	τ , с	$U = 1/\tau$ ум. одиниці
	V $Na_2S_2O_3$ краплі	V H_2O краплі	V H_2SO_4 краплі				
1	2	3	4	5	6	7	8
1. ⁰	5	–	3	8	–		
2.	4	8	1	13	C		
3.	8	4	1	13	2C		
4.	12	–	1	13	3C		

Примітки:

- 1.* – спочатку приготуйте розчин 1 ($Na_2S_2O_3$);
- 2.** – потім до розчину 1 додайте розчин 2 (H_2SO_4);
- 3.⁰ – контрольний дослід.

Розрахуйте U – швидкість реакції, k – константу швидкості.

Побудуйте **графік залежності швидкості реакції від концентрації речовин, що реагують.**

На осі абсцис відкладіть у визначеному масштабі відносні концентрації натрій тіосульфату, на осі ординат – відповідні їм швидкості.

Зробіть висновок, як змінювалася швидкість реакції зі зміною концентрації натрій тіосульфату.

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі.

Для досліду приготуйте три пробірки з розчином 1 натрій тіосульфату ($Na_2S_2O_3$) і три пробірки з розчином 2 сульфатної кислоти (H_2SO_4) відповідно до табл. 2.

Таблиця 2 – Умови для вивчення впливу температури на швидкість реакції в гомогенній системі

№ з/п	Розчин 1	Розчин 2	V заг.	t, °C	τ , с	γ	$U = 1/\tau$ ум. одиниці
	V $Na_2S_2O_3$ краплі	V H_2SO_4 краплі					
1	2	3	4	5	6	7	8
1.	10	10	20	20		–	
2.	10	10	20	30		–	
3.	10	10	20	40			

Кожну пару пробірок (розчинів 1 і 2) термостатуйте у хімічній склянці з водою, температура якої вказана в табл. 2. Воду в хімічній склянці нагрійте на електроплитці (на 2-3 °С вище від температури, вказаної в табл. 2). Температуру контролюйте за термометром, зануреним у склянку з водою, що нагрівається.

Довівши температуру до необхідного значення, злийте вміст пробірок (розчин 1 доливають до розчину 2) і визначте час до появи каламуті.

Дані досліду внесіть у табл. 2 і розрахуйте V – швидкість реакції і температурний коефіцієнт γ із формули:

$$\frac{V_{t_1}}{V_{t_2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

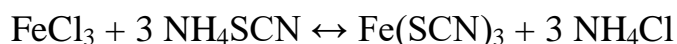
Побудуйте **графік залежності швидкості реакції від температури**.

На осі абсцис відкладіть значення температури, на осі ординат – відповідні їм швидкості.

Зробіть висновок, як змінювалася швидкість реакції від температури.

Дослід 3. Вплив концентрації реагентів на хімічну рівновагу.

Вплив концентрації реагентів досліджується на прикладі оборотної реакції:



Один із компонентів реакції – $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ забарвлений у червоний колір, а решта – безбарвні. Зміна інтенсивності забарвлення дозволяє зробити висновок про зміщення хімічної рівноваги в системі.

Для приготування рівноважної суміші налийте в склянку 50 мл дистильованої води, додайте 5 крапель розчину ферум (III) хлориду (FeCl_3) та 5 крапель розчину амоній роданіду (NH_4SCN), перемішайте склянкою паличкою (має утворитися прозорий світло-червоний розчин).

Розчин **розділіть на чотири пробірки**, одну з яких залиште для контролю.

У першу пробірку внесіть декілька крапель концентрованого розчину FeCl_3 , у другу – декілька крапель концентрованого розчину NH_4SCN , у третю – один мікрошпатель кристалічного NH_4Cl . Струсіть розчини.

Напишіть вираз для константи рівноваги даної реакції.

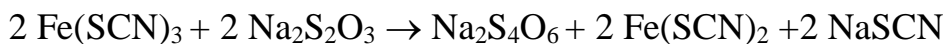
Зробіть висновок: порівняйте інтенсивність забарвлення розчинів із контрольною пробіркою і поясніть зміну інтенсивності забарвлення на основі принципу Ле-Шательє.

Дослід 4. Вплив каталізатора на швидкість реакції.

1. У дві пробірки внесіть по 1-2 мл 0,5 н розчин амоній або калій роданіду (NH_4SCN або KSCN) і по 2-3 краплі 0,5 н розчин ферум (III) хлориду (FeCl_3). Що спостерігаєте? Напишіть рівняння реакції.

2. В одну з пробірок додайте 2-3 краплі 1 н розчин купрум сульфату (CuSO_4).

3. В обидві пробірки внесіть невелику кількість розчину натрій тіосульфату. Спостерігайте різну швидкість знебарвлення розчинів, що відбувається внаслідок відновлення феруму (III) до феруму (II):



Зробіть висновок, як змінювалася швидкість реакції утворення $\text{Fe}(\text{SCN})_2$ від наявності каталізатора CuSO_4 .

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 4 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

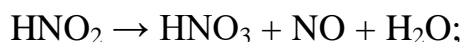
Мета заняття: засвоїти основні поняття («окисник», «відновник», «процес окиснення», «процес відновлення»); оволодіти навичками визначення ступеня окиснення елементів; набути здатності пояснювати вплив різних чинників на перебіг окисно-відновних реакцій.

✍ Завдання для домашнього виконання

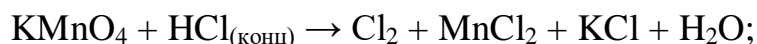
1. Розкрийте сутність окисно-відновних реакцій. Назвіть три групи окисно-відновних реакцій. Наведіть приклади. Охарактеризуйте метод напівреакцій.

2. Які з перерахованих нижче речовин можуть проявляти: тільки властивості окисника, тільки властивості відновника, властивості як відновника, так і окисника: KMnO_4 , MnO_2 , V_2O_5 , KI , PbO_2 , NH_3 , HNO_2 , Na_2S , Na_2SO_3 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PH_3 ?

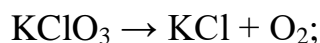
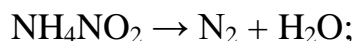
3. Підберіть коефіцієнти в рівняння окисно-відновних реакцій. Укажіть відновник, окисник, процес відновлення, процес окиснення.



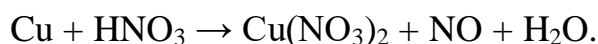
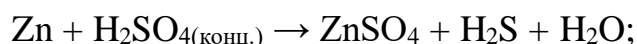
4. Підберіть коефіцієнти в рівняння окисно-відновних реакцій. Укажіть відновник, окисник, процес відновлення, процес окиснення.



5. Підберіть коефіцієнти в рівняння окисно-відновних реакцій. Укажіть відновник, окисник, процес відновлення, процес окиснення.



6. Підберіть коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій. Укажіть відновник, окисник, процес відновлення, процес окиснення.



Питання для актуалізації знань

1. Які речовини називаються окисниками та відновниками? Наведіть приклади.

2. Що таке ступінь окиснення (вищий, нижчий)? Чим він відрізняється від валентності?

3. Дайте визначення окисно-відновних реакцій. Назвіть три групи окисно-відновних реакцій. Наведіть приклади.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки; дистильована вода, розчин свіжоприготовленого ферум (II) сульфату (FeSO_4), розчин лугу (NaOH , KOH), 2 н розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4), розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), розчин калій дихромату ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), розчин калій йодиду (KI), кристалики натрій або калій нітриту (NaNO_2 або KNO_2), розчин станум (II) хлориду (SnCl_2) у розчині HCl , розчин калій перманганату (KMnO_4), кристалики ферум (II) сульфату (FeSO_4), розчин натрій сульфіді (Na_2S), розчин гідроген пероксиду (H_2O_2).

Дослід 1. Розпізнавання окисно-відновних реакцій.

Налийте у пробірку 1-2 мл свіжоприготовленого розчину ферум (II) сульфату (FeSO_4) і додайте розчин лугу (NaOH або KOH) до появи зеленого осаду ферум (II) гідроксиду. Добре збовтайте. Спостерігайте утворення бурого осаду ферум (III) гідроксиду.

Запишіть відповідні рівняння реакцій.

Зробіть висновок, які елементи змінили ступені окиснення.

Дослід 2. Окиснювальні властивості калій дихромату ($K_2Cr_2O_7$).

В окремі пробірки налийте 1-2 мл розчину калій дихромату, кілька крапель розчину сульфатної кислоти і додайте:

- кілька кристаликів ферум (II) сульфату;
- 1-2 мл розчину калій йодиду;
- 1-2 мл розчину натрій сульфіді;
- кілька кристаликів натрій нітриту;
- 1-2 мл розчину станум (II) хлориду в розчині HCl.

Запишіть спостереження; складіть рівняння реакцій, застосовуючи метод напівреакцій.

Зробіть висновок, які реакції протікають, а які ні.

Дослід 3. Окиснювальні властивості калій перманганату ($KMnO_4$).

В окремі пробірки налийте по 2 мл розчину калій перманганату, 1 мл розчину сульфатної кислоти і додайте:

- кілька кристаликів феруму (II) сульфату;
- 1-2 мл розчину калій йодиду;
- 1-2 мл розчину натрій сульфіді;
- кілька кристаликів натрій нітриту;
- 1-2 мл розчину станум (II) хлориду в розчині HCl.

Запишіть спостереження, складіть рівняння реакцій.

Зробіть висновок, які реакції протікають, а які ні.

Дослід 4. Вплив рН середовища на характер відновлення калій перманганату ($KMnO_4$).

У три пробірки внесіть по 1 мл розчину калій перманганату. В першу пробірку додайте 1 мл 2 н розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж води, у третю – таку ж кількість розчину лугу.

В усі три пробірки внесіть невеликі кількості кристалічного калій або натрій нітриту і перемішайте розчини до повного розчинення кристалів.

Через 3-4 хв спостерігайте зміну забарвлення розчину у всіх трьох випадках, з огляду на те, що сполуки мангану в різних ступенях його окиснення мають характерні забарвлення:

- іон MnO_4^- – фіолетове забарвлення;
- іон MnO_4^{2-} – зелене забарвлення;
- Mn^{2+} – безбарвний;

– двоокис мангану і його гідратована форма – важкорозчинні речовини бурого кольору.

Запишіть рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному та лужному середовищах, застосовуючи метод електронно-іонного балансу.

Зробіть висновок, до якого ступеня окислення відновлюється калій перманганат у розчинах, що мають $pH < 7$, $pH > 7$, $pH \approx 7$.

Дослід 5. Окисно-відновна подвійність гідроген пероксиду.

У дві пробірки налейте по 2-3 мл розчину гідроген пероксиду (H_2O_2) і по 2-3 краплі 2 н розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4). В одну пробірку додайте 2-3 мл калій перманганату, а в іншу – такий же об'єм розчину калій йодиду.

Запишіть спостереження, складіть рівняння реакцій.

Зробіть висновок щодо того, окислювачем чи відновником був гідрогенпероксид у цих реакціях.

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 5 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. РОЗЧИНИ

Мета заняття: засвоїти основні поняття теорії електролітичної дисоціації; оволодіти навичками дослідження властивостей електролітів.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Які речовини у розплавленому (рідкому стані) є сильними електролітами? Наведіть приклади.
2. При розчиненні білого порошку купрум сульфату у воді утворюється блакитний розчин. Чим зумовлена поява забарвлення? Напишіть рівняння реакції.
3. Як дисоціюють калій гідрогенфосфат, йодоводнева кислота, калій карбонат, сульфатна кислота, магній сульфат?
4. Знайдіть помилку чи неточність у твердженні: «При розчиненні у воді натрій хлориду всі молекули солі розпадаються на іони».
5. Який ступінь електролітичної дисоціації води, якщо в 1 г міститься $6 \cdot 10^{16}$ іонів Гідрогену?
6. Визначте концентрацію цукру в розчині, який утвориться при розчиненні 50 г цукру в 200 г води.

Питання для актуалізації знань

1. Поясніть сутність теорії електролітичної дисоціації.
2. Що таке ступінь електролітичної дисоціації, константа електролітичної дисоціації? Від яких чинників вони залежать?
3. Розкрийте сутність закону розбавлення Оствальда.
4. У чому сильні електроліти не підпорядковуються закону діючих мас?
5. Що таке активність іонів?
6. У якому напрямку протікають реакції обміну в розчинах електролітів?
7. Що називається іонним добутком води?
8. Що називається водневим показником (рН)?
9. Назвіть методи визначення рН.
10. Що таке розчин? Ненасичений, насичений, перенасичений, розбавлений, концентрований розчин.
11. Назвіть способи вираження концентрації розчинів.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки; дистильована вода, індикатори – метилоранж, фенолфталеїн, лакмус, сульфатна кислота (H_2SO_4), гідрогенхлоридна кислота (HCl), оцтова кислота (CH_3COOH), розчини калій та амоній гідроксиду (KOH , NH_4OH), розчин натрій гідроксиду (NaOH), розчин купрум (II) сульфату (CuSO_4), розчин купрум (II) хлориду або купрум (II) нітрату (CuCl_2 або $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$), розчин амоній сульфату ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$), кристали кальцій карбонату (CaCO_3).

Дослід 1. Визначення реакції середовища розчинів за допомогою індикаторів.

У шість пробірок налейте по 5-6 крапель дистильованої води та додайте в кожную з них по 1-2 краплі одного з індикаторів (метилоранжу, фенолфталеїну, лакмусу).

Відзначте колір індикаторів у нейтральному, кислому та лужному середовищах. Результати спостережень внесіть у табл. 3.

Таблиця 3 – Результати визначення реакції середовища розчинів за допомогою індикаторів

	Метилоранж	Фенолфталеїн	Універсальний індикатор
Нейтральне			
Кисле			
Лужне			

Примітка: У перші три пробірки додайте для створення кислого середовища по 2-3 краплі розчину будь-якої кислоти (сульфатної, гідрогенхлоридної). Спостерігайте забарвлення індикаторів у кислому середовищі.

Для створення лужного середовища у три інші пробірки додайте розчин лугу (KOH або NaOH). Результати спостережень внесіть у табл. 3.

На кожную з трьох смужок універсального індикаторного паперу нанесіть по 1 краплі дистильованої води, кислоти або лугу. Відзначте зміну кольору індикатора в різному середовищі.

Зробіть висновок щодо визначення реакції середовища розчинів (рН середовища) за допомогою індикаторів.

Дослід 2. Властивості кислот, основ, солей із точки зору теорії електролітичної дисоціації.

На смужку універсального індикаторного паперу нанесіть 1 краплю розчину сульфатної кислоти, на іншу – оцтової. Відзначте колір індикатора.

Наступний дослід виконується аналогічно попередньому, використовуючи замість кислот розчини калій та амоній гідроксидів.

Складіть рівняння дисоціації вищевказаних електролітів. За зміною кольору індикатора порівняйте їх силу.

Зробіть висновок: укажіть характерні властивості кислот та основ; яка з кислот (H_2SO_4 або CH_3COOH) та яка з основ (KOH або NaOH) є сильнішою.

Дослід 3. Іонні реакції з утворенням малорозчинних сполук.

У першу пробірку внесіть 3-4 краплі розчину купрум (II) сульфату, в другу – 3-4 краплі розчину купрум (II) хлориду (або нітрату). Додайте в пробірки по 2-3 краплі розчину калій (або натрій) гідроксиду.

Складіть молекулярні та іонні рівняння відповідних реакцій.

Зробіть висновок: охарактеризуйте спостереження.

Дослід 4. Іонні реакції з утворенням малодисоційованих сполук.

У дві пробірки внесіть по 3-4 краплі розчинів: у першу – натрій гідроксид (NaOH), в другу – амоній сульфат ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$). Додайте в кожен з них по 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Відзначте забарвлення індикатора. Додайте в першу пробірку розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4) до знебарвлення суміші, а в другу – розчин калій гідроксиду (KOH) до появи забарвлення.

Складіть молекулярні та іонні рівняння відповідних реакцій.

Зробіть висновок, які взаємодії обумовлюють зміни забарвлення розчинів.

Дослід 5. Іонні реакції з утворенням газоподібних речовин.

У пробірку внесіть 5-6 кристалів кальцій карбонату (CaCO_3) і додайте 3-4 краплі розчину гідрогенхлоридної кислоти (HCl). Спостерігайте виділення газу.

Складіть рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді.

Зробіть висновок, чому газоподібні речовини не дисоціюють.

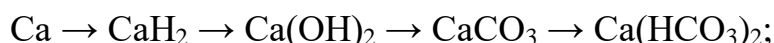
Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

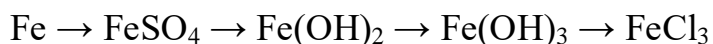
Лабораторне заняття № 6 ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ І НЕМЕТАЛІВ

Мета заняття: засвоїти основні властивості металів і неметалів у різних ступенях окиснення.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. З якого розчину солі Нікель може витіснити інший метал: а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) CuSO_4 ; г) ZnSO_4 ? Напишіть відповідну реакцію.
2. Який метал у промисловості добувають електрохімічним шляхом?
3. Один зразок феруму покритий шаром стануму, інший – цинку. Який метал буде окислюватися при корозії в разі руйнування поверхні?
4. Складіть рівняння реакцій, які потрібно провести для здійснення таких перетворень:





5. Під час кип'ятіння 500 мл природної води утворюється 0,5 г кальцій карбонату. Визначте концентрацію катіонів кальцію (моль/л), вважаючи, що кальцій знаходиться у воді у стані гідроген карбонату.

6. Знайдіть масову частку Феруму у складі залізного колчедану (FeS_2).

7. За допомогою яких реакцій у промисловості (а) і лабораторії (б) добувають Водень і Хлор? Напишіть рівняння реакцій.

8. У розчині гідроген пероксиду (30 %-ий розчин H_2O_2) масою 140 г розклалося 10 % гідроген пероксиду. Обчисліть масову частку гідроген пероксиду в розчині, що утворився.

9. Термічним розкладом якої солі можна одержати нітроген (IV) оксид? Напишіть рівняння відповідної реакції.

10. Із чим реагує концентрована нітратна кислота? Напишіть рівняння реакцій.

11. У складі речовини є Натрій, Фосфор та Оксиген. Знайдіть молекулярну формулу речовини, якщо вона містить Натрію 42,1 %, Фосфору – 18,9 %, Оксигену – 39,0%.

12. Напишіть формули амофосу, суперфосфату, подвійного суперфосфату, преципітату.

Питання для актуалізації знань

1. Положення металів в періодичній системі елементів. Будова атомів металів. Фізико-хімічні властивості металів (охарактеризуйте два метали).

2. Положення неметалів у періодичній системі елементів. Будова атомів неметалів. Характеристика елементів головної підгрупи V групи (підгрупи азоту). Хімічні властивості.

3. Нітроген. Фізичні та хімічні властивості. Одержання.

4. Аміак. Лабораторні та промислові способи одержання. Фізичні та хімічні властивості.

5. Сполуки азоту. Солі амонію, оксиди азоту. Азотиста кислота. Нітратна кислота. Розкладання нітритів.

6. Фосфор. Фізичні та хімічні властивості. Застосування. Сполуки фосфору.

7. Кругообіг азоту та фосфору в природі. Азотні та фосфорні добрива.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки, електроплитка, термостійка хімічна склянка (на 100 або на 150 мл); солі купруму, гранули Zn, мідний дріт (Cu), розчин солі гідраргіуму (Hg^{2+}), розчин солі купруму (II), розчин луку, розчин кислоти, розчин гідроксидів металів (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+}), розчин амоній гідроксиду (NH_4OH), алюмінієвий дріт, розчини розведених і концентрованих хлоридної (HCl), сульфатної (H_2SO_4) та нітратної (HNO_3) кислот, розчин натрій карбонату (Na_2CO_3), розчин розчинних солей алюмінію, (Al^{3+}), розчин калій хромату (KCrO_4), 2 н розчин сульфатної

кислоти (H_2SO_4), 2 н розчин луку (NaOH), розчин калій дихромату ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), розчин натрій нітриту (NaNO_2), розчин натрій сульфїту (Na_2SO_3), розчин калій йодиду (KI), розчин крохмалю, розчини солей хрому (III), розчин амоній сульфїду ($(\text{NH}_4)_2\text{S}$), залїзо (Fe), розчини солей феруму (II), кобальту (II), нїкелю (II), розчин ферум (III) хлориду (FeCl_3), розчин солї феруму (II) (FeCl_2), розчин червоної кров'яної солї ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$), розчин жовтої кров'яної солї ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$), розчини амоній або калій роданїду (NH_4SCN або KSCN), розчин солї кобальту (II).

Дослід 1. Положення купруму та цинку в рядї напруг металів.

Ознайомтеся з **рядом напруг металів**.

Проведїть реакції витїснення купруму з солї бїльш активним цинком та витїснення мїддю ртутї зї сполуки Hg^{2+} .

Складїть рївняння вїдповїдних реакції.

Дослід 2. Одержання гїдроксидів і вивчення їх властивостей.

а) Одержїть гїдроксид Cu^{2+} з солї Cu^{2+} .

Роздїливши осад на двї частини, подїйте на нього лугом і кислотою. Де вїдбувається розчинення осаду?

Складїть рївняння реакції.

Зробїть висновок, якї властивостї проявляє гїдроксид Cu^{2+} .

б) Одержїть цинк гїдроксид, запобїгаючи надлишку NaOH . Перевїрте дїю кислот та лугів на одержаний осад.

Складїть рївняння реакції.

Зробїть висновок, якї властивостї проявляє гїдроксид Zn^{2+} .

Дослід 3. Комплексні сполуки.

Одержїть комплексні аміакати Cu^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} дїєю розчину амоній гїдроксиду на гїдроксиди металів. Складїть рївняння реакції їх одержання.

Зробїть висновок, вказавши вирази констант нестїйкостї цих комплексних іонів.

Дослід 4. Дїя кислот і лугів на алюмінії.

а) Перевїрте дїю розведених і концентрованих хлоридної, сульфатної та нїтратної кислот на алюмінії. Чи завжди реакція вїдбувається на холодї? Нагрїйте пробїрки. Складїть рївняння цих окисно-вїдновних реакції.

Зробїть висновок щодо швидкостї реакції алюмінію з кислотами на холодї та при нагрїванні. Чим вїдрїзняється дїя розведеної нїтратної кислоти на алюмінії вїд дїї розведених хлоридної та сульфатної кислот?

б) Перевїрте дїю води на алюмінії при нагрїванні. В пробїрку помїстїть алюмінієвий дрїт і додайте дистильованої води. Нагрїйте. Потїм додайте у пробїрку розчин натрій карбонату або луку. Чому тїльки зараз починається вїдїлення водню?

Складїть загальне рївняння розчинення алюмінію у водному розчинї луку.

Дослід 5. Одержання алюміній гідроксиду та вивчення його властивостей.

Діючи на одну з розчинних солей алюмінію за допомогою розведеного лугу, одержите осад алюміній гідроксиду. Алюміній гідроксид – типовий амфотерний гідроксид. Доведіть це відповідними реакціями з лугами та кислотами. Складіть рівняння реакцій та назвіть одержані сполуки.

Дослід 6. Перехід хромату в дихромат і навпаки.

У першу пробірку до 3-4 крапель розчину калій хромату додайте по краплях 2 н розчин сульфатної кислоти до зміни забарвлення. В другу пробірку до 3-4 крапель калій дихромату додайте по краплях 2 н розчин лугу до зміни забарвлення.

Складіть рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.

Зробіть висновок, відзначивши забарвлення взятого та добутого розчинів. Якими іонами ці кольори зумовлені? У якому середовищі стійкі хромати, а в якому – дихромати?

Дослід 7. Окиснювальні властивості сполук шестивалентного хрому.

У три пробірки внесіть по 4-5 крапель розчину калій дихромату ($K_2Cr_2O_7$) і по 4-5 крапель 2 н розчину сульфатної (H_2SO_4) кислоти (для створення середовища). У першу пробірку додайте 4-5 крапель натрій нітриту ($NaNO_2$), у другу – 4-5 крапель розчину натрій сульфіту (Na_2SO_3). Суміші нагрійте. Спостерігайте в обох пробірках перехід оранжевого забарвлення в зелене. До третьої пробірки додайте 2-3 краплі розчину калій йодиду (KI). Спостерігайте зміну забарвлення.

До четвертої пробірки з 2-3 краплями крохмалю внесіть 1 краплю добутого розчину з третьої пробірки. Що спостерігається?

Складіть рівняння окисно-відновних реакцій.

Зробіть висновок, в якому середовищі сполуки шестивалентного хрому виявляють окиснювальні властивості.

Дослід 8. Гідроліз солей хрому (III).

На розчини солей хрому (III) подійте окремо в пробірках розчином натрій карбонату (Na_2CO_3) і амоній сульфідом ($(NH_4)_2S$). Доведіть, що в осад в обох випадках випадає хром (III) гідроксид, а не солі карбонатної та гідрогенсульфідної кислот.

Зробіть висновок, пояснивши результати дослідів.

Дослід 9. Дія на залізо кислот і лугів.

За допомогою виданих реактивів визначте дію на залізо розчинів кислот і лугів. Доведіть за допомогою хімічних реакцій, якого ступеня окиснення набуває при цьому залізо. Складіть рівняння відповідних реакцій.

Зробіть висновок, яке середовище найбільш сприяє корозії феруму. Який вплив на корозію феруму мають аніони хлору?

Дослід 10. Властивості ферум (II), кобальт (II), нікол (II) гідроксидів.

Із розчинів солей феруму (II), кобальту (II), ніколу (II) одержить гідроксиди цих металів. Як перетворити синій осад основної солі кобальту, що утворилась, на його гідроксид? Чому треба готувати свіжий розчин солі феруму (II) безпосередньо перед додаванням розчину лугу?

Складіть рівняння реакцій, що відбуваються.

Одержані гідроксиди використайте в наступних дослідах.

Зробіть висновок, чому треба готувати свіжий розчин солі феруму (II) безпосередньо перед додаванням розчину лугу.

Дослід 11. Окиснювач – іон феруму (III).

Доведіть, що іон феруму (III) в реакції взаємодії ферум (III) хлориду з калій йодидом – окисник. Додавши розчин крохмалю, переконайтеся, що відбулося відновлення феруму.

Складіть рівняння окисно-відновної реакції. Назвіть окисник і відновник.

Зробіть висновок, чи підтвердилися результати стосовно того, що окислювач – іон феруму (III).

Дослід 12. Якісні реакції катіонів феруму (II), (III), кобальту (II), ніколу (II).

а) Солі феруму (II) з червоною кров'яною сіллю утворюють турнбулеву синь – $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, речовину інтенсивного синього кольору.

Складіть рівняння реакцій у молекулярному та іонно-молекулярному вигляді.

б) Солі феруму (III) при взаємодії з розчином жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворюють характерний осад берлінської лазури.

Складіть рівняння в молекулярному та іонно-молекулярному вигляді.

в) Солі феруму (III) при взаємодії з розчином амоній або калій роданіду утворюють комплексні солі, що знебарвлюють розчин у криваво-червоний колір.

Складіть рівняння реакцій.

г) До насиченого розчину солі кобальту (II) додайте насичений розчин амоній роданіду до одержання комплексної солі $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Якого кольору ці іони?

Складіть рівняння дисоціації комплексної солі та рівняння дисоціації комплексного аніона.

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

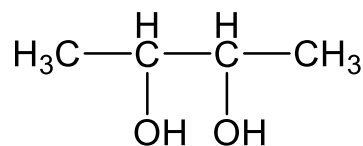
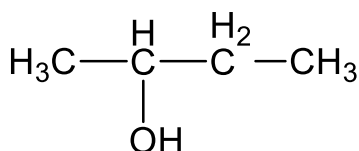
Лабораторне заняття № 7

НАСИЧЕНІ ТА НЕНАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ (АЛКАНИ, АЛКЕНИ, АЛКІНИ)

Мета заняття: засвоїти основні властивості насичених і ненасичених вуглеводнів (алканів, алкенів та алкінів).

✍ Завдання для домашнього виконання

1. За реакцією В'юрца отримайте: а) н-октан; б) 2,5-диметилгексан.
2. Запропонуйте спосіб отримання 2,4-диметилпентану зі сполуки, яка містить 8 атомів Карбону. Напишіть рівняння реакції.
3. Отримайте алкени: а) із 1-бромбутану; б) 1-йодпропану; в) 2-хлор-2-метилбутану. Назвіть отримані вуглеводні.
4. Із яких алкенів можна при їх гідратації отримати такі спирти?



5. Запропонуйте способи отримання: а) бут-2-іну із н-бутану; б) гекс-3-іну із метану.
6. Який об'єм ацетилену (m^3) можна добути з 1 m^3 метану, якщо вихід реакції становить 40%?

Питання для актуалізації знань

1. Теорія будови органічних сполук О.І. Бутлерова. Приклади загальних формул усіх класів органічних сполук.
2. Насичені вуглеводні (алкани). Хімічні властивості. Методи добування.
3. Ненасичені вуглеводні (алкени). Хімічні властивості. Методи добування.
4. Ненасичені вуглеводні (алкіни). Хімічні властивості. Методи добування.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

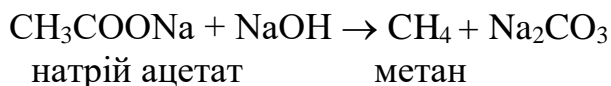
Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки, газовідвідна трубка, пальник; дистильована вода, зневоднений натрій ацетат (CH_3COONa), натронне вапно (NaOH), розчин калій перманганату (KMnO_4), розчин бромної води, залізні ошурки, крихти піску, етанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), концентрована сульфатна кислота (H_2SO_4), йодна вода, кальцій карбід (CaC_2).

Дослід 1. Одержання метану та його горіння.

При нагріванні зневодненого натрій ацетату (CH_3COONa) з натронним вапном (NaOH) відбувається розщеплення солі з утворенням метану (лабораторний спосіб одержання насичених вуглеводнів).

Хід роботи. В суху пробірку, обладнану пробкою з газовідвідною трубкою помістіть суміш із зневодненим натрій ацетатом і натронним вапном (приблизно 1:2) (висота шару 6-10 мм), потім закріпіть горизонтально пробірку та нагрійте суміш у полум'ї пальника.

Хімізм процесу.



Горіння метану.

$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$
метан

Дослід 2. Відношення метану до калій перманганату.

Хід роботи. В пробірку помістіть 2-5 крапель розчину калій перманганату (KMnO_4) та дистильовану воду. Не зупиняючи нагрівання суміші в пробірці (дослід 1), введіть кінець газовідвідної трубки у пробірку з розчином калій перманганату (KMnO_4).

За звичайних умов алкани стійкі до калій перманганату або дії окиснювачів.

Дослід 3. Бромовання насичених вуглеводнів.

Реакція бромовання рідких алканів супроводжується виділенням гідроген броміду, що протікає значно повільніше, ніж бромовання газоподібних алканів. Бромовання пришвидшується при додаванні каталізаторів – залізних ошурок, кристалевого йоду. Легше за все галогенуються вуглеводні з третинним атомом Карбону в молекулі, найважче заміщуються атоми водню при первинному атомі Карбону.

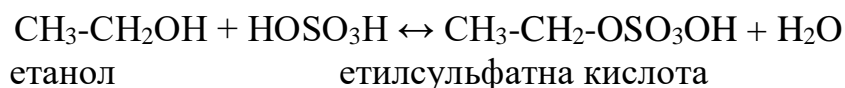
Хід роботи. В пробірку помістіть 2-5 крапель розчину бромної води та дистильовану воду. Не зупиняючи нагрівання суміші в пробірці (дослід 1), введіть кінець газовідвідної трубки у пробірку з розчином бромної води.

Дослід 4. Одержання етилену та його горіння.

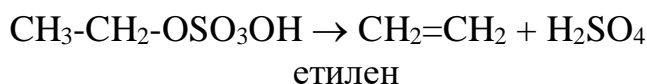
Хід роботи. До сухої пробірки помістіть декілька крихт піску, 6 крапель етанолу ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) та 8 крапель концентрованої сульфатної кислоти ($\text{H}_2\text{SO}_4\text{конц.}$).

Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою та обережно нагрійте суміш у полум'ї пальника. Газ, який виділяється з пробірки, підпаліть на кінці газовідвідної трубки. Він горить яскравим полум'ям.

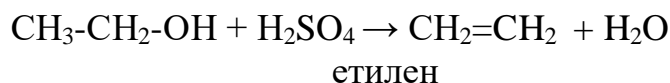
Хімізм процесу.



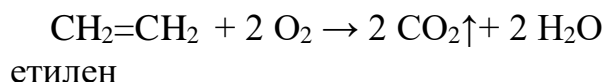
Етилсульфатна кислота – моноєфір неорганічної двохосновної кислоти – при нагріванні розкладається:



Таким чином, при взаємодії етанолу із сульфатною кислотою відбувається дегідратація спирту:



Горіння етилену.

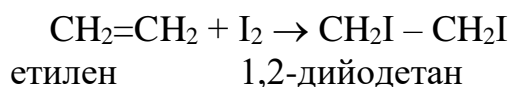


Дослід 5. Приєднання броду до етилену.

Хід роботи. Не зупиняючи нагрівання пробірки із сумішшю спирту та сульфатної кислоти (дослід 4), опустіть кінець газовідвідної трубки до пробірки з 2-5 краплями йодної води. Йодна вода швидко знебарвлюється внаслідок приєднання атомів броду за місцем подвійного зв'язку.

Реакція знебарвлення водного розчину йоду є якісною реакцією на подвійний зв'язок.

Хімізм процесу.

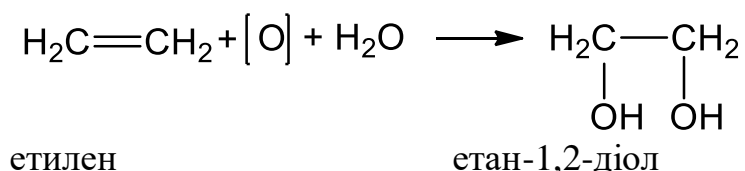


Дослід 6. Відношення етилену до окиснювачів.

Хід роботи. Не зупиняючи нагрівання пробірки із сумішшю спирту та сульфатної кислоти (дослід 4), опустіть кінець газовідвідної трубки у пробірку з 2 краплями розчину калій перманганату (KMnO₄) та 4 краплями води. Розчин калій перманганату швидко знебарвлюється. При цьому алкен окислюється у двохатомний спирт.

Ця реакція є якісною реакцією на подвійний зв'язок.

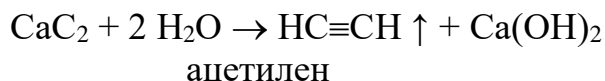
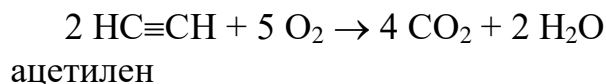
Хімізм процесу.



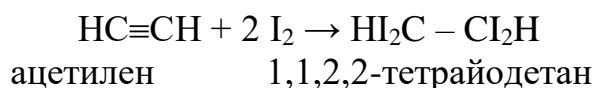
Дослід 7. Одержання ацетилену та його горіння.

Хід роботи. Роботу з ацетиленом необхідно проводити у витяжній шафі, оскільки неочищений ацетилен, одержаний із кальцій карбїду, містить шкідливі суміші з неприємним запахом.

У пробірку помістіть шматочок кальцій карбїду CaC₂, додайте 2 краплі води та закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, яка має відтягнений кінець. У пробірці бурхливо виділяється газоподібний ацетилен.

Хімізм процесу.**Горіння ацетилену.****Дослід 8. Приєднання йоду до ацетилену.**

Хід роботи. В пробірку з кальцій карбідом (CaC_2) додайте 2 краплі води та закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть у пробірку з 5 краплями йодної води. Йодна вода знебарвлюється внаслідок приєднання атомів йоду за місцем розташування потрійного зв'язку.

Хімізм процесу.**Дослід 9. Відношення ацетилену до окислювачів.**

Хід роботи. У пробірку помістіть 1 краплю калій перманганату (KMnO_4) та 4 краплі води. В пробірку зі шматками кальцій карбиду (CaC_2) додайте ще 2 краплі води та закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть до приготовленого розчину калій перманганату.

Рожевий розчин швидко знебарвлюється: відбувається окиснення ацетилену за місцем розриву потрійного зв'язку з утворенням проміжного продукту – щавлевої кислоти, яка окиснюється далі до Карбон (IV) оксиду.

Хімізм процесу.

Знебарвлення бромної води та розчину калій перманганату доводить ненасиченість ацетилену.

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 8 АРОМАТИЧНІ ВУГЛЕВОДНІ (АРЕНИ). ФЕНОЛИ

Мета заняття: засвоїти основні властивості ароматичних вуглеводнів (аренів) і фенолу.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Опишіть правило Хюкеля. Які із перерахованих ознак характерні всім ароматичним сполукам: а) наявність циклу; б) sp^2 -гібридизація всіх атомів, які

входять до циклу; в) sp^2 -гібридизація всіх атомів карбону в молекулі; г) sp^2 -гібридизація всіх атомів карбону, які входять до циклу; д) плоска форма всієї молекули; е) плоска форма циклу; ж) наявність цис-, транс-ізомерії?

2. Назвіть правила заміщення в бензеновому ядрі.

3. Отримайте стирен із бензену.

4. Отримайте бензойну кислоту із: а) бензену; б) толуену.

5. Напишіть схеми мононітрування: а) толуену; б) бромбензену; в) бензенової кислоти.

6. Яку кількість бензену та хлору треба взяти для одержання 450 кг хлорбензену?

Питання для актуалізації знань

1. Ароматичні вуглеводні (арени). Будова.

2. Класифікація. Ізомерія.

3. Фізико-хімічні властивості аренів.

4. Похідні бензену.

5. Фенол. Фізико-хімічні властивості.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, фарфорова чаша, пробірки; хлороформ, ароматичний вуглеводень, зневоднений алюміній хлорид ($AlCl_3$), натрій бензоат (C_6H_5COONa), натронне вапно ($NaOH$), концентрована сульфатна кислота (H_2SO_4 конц.), бензен х.ч.; етанол (C_2H_5OH), діетиловий ефір, бромна вода; 0,1 н розчин калій перманганату ($KMnO_4$), 2 н розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), бромна вода, толуен; фенол.

Дослід 1. Проба на ароматичну структуру.

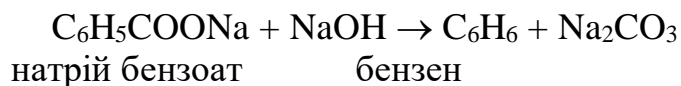
Хід роботи. До пробірки додайте 5 крапель ароматичного вуглеводню та внесіть на кінці мікролопатки зневоднений алюміній хлорид. Вміст пробірки ретельно збовтайте. Поступово з'являється забарвлення найрізноманітніших відтінків, при відстоюванні переходить у коричневий колір.

Примітка. Цей дослід можливо здійснити як пробу на ароматичну структуру з будь якою ароматичною сполукою.

Дослід 2. Отримання бензену.

Хід роботи. До сухої пробірки помістіть кілька кристалів натрій бензоату (C_6H_5COONa) та заздалегідь приготовлене натронне вапно ($NaOH$).

Пробірку закріпіть у штативі горизонтально й закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть в іншу пробірку з водою, охолоджену льодом. Реакційну пробірку нагрійте в полум'ї пальника. Для того щоб бензен переходив до приймача, спочатку нагрійте верхню частину пробірки, а потім вже реакційну суміш. Через деякий час у приймачі на поверхні води з'явиться масляниста пляма бензену. Після того як реакційна пробірка охолоне, відкрийте її. Відчувається характерний запах бензену.

Хімізм процесу.**Дослід 3. Властивості бензену.****а) розчинність бензену в будь яких розчинниках.**

Хід роботи. У 3 пробірки помістіть по 1 краплі бензену. У першу пробірку додайте 3 краплі води, в другу – 3 краплі спирту, в третю – 3 краплі ефіру. Вміст пробірок ретельно збовтайте.

У пробірці з водою утворюється 2 шари, у пробірках зі спиртом та ефіром – однорідний розчин.

Бензен у воді практично не розчиняється, а добре розчиняється в органічних розчинниках.

б) горіння бензену (дослід проводять у витяжній шафі)!!!

Хід роботи. У фарфорову чашу помістіть 1 краплю бензену та підпаліть. Бензен горить яскравим чадним полум'ям.

в) дія бромної води на бензен.

Хід роботи. У пробірку помістіть 3 краплі бромної води та 2 краплі бензену. Вміст пробірки енергійно збовтайте та дайте час відстоятись. Нижній шар (бромна вода) знебарвлюється, а верхній шар (бензен) забарвлюється в брунатно-жовтий колір.

Бром легше розчиняється в бензені, ніж у воді, і тому переходить до верхнього бензенового шару. **Приєднання броду за цих умов не відбувається.**

г) дія калій перманганату (KMnO₄).

Для цього досліду бензен попередньо очищають від домішок, охолоджуючи його до +5 °С. При цьому бензен затвердіє, а домішки залишаються рідкими та легко відокремлюються. Перекристалізацію бензену роблять 2-3 рази.

Однією з важливих властивостей бензену є його **стійкість до дії окиснювачів.**

Хід роботи. У пробірку помістіть 3 краплі води, краплю розчину калій перманганату та краплю розчину сульфатної кислоти (H₂SO₄). До отриманого розчину додайте краплю бензену та струсіть вміст пробірки. Рожевий розчин при цьому **не знебарвлюється.**

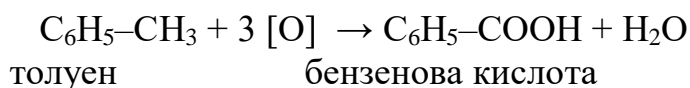
Дослід 4. Окиснення гомологів бензену.

Гомологи бензену окиснюються значно легше від бензену; в них ароматичне ядро більш стійке до дії окиснювачів, ніж з'єднані з ядром вуглеводневі радикали. Яким би складним не був бічний ланцюг, він при дії сильних окиснювачів руйнується, за винятком атома карбону, найближчого до

ядра. Атом карбону з'єднаний з ароматичним ядром, окиснюється в карбоксильну групу.

Хід роботи. До пробірки помістіть 3 краплі води, 1 краплю розчину калій перманганату та 1 краплю розчину сульфатної кислоти. Після цього додайте краплю толуолу та енергійно струсіть протягом 1-2 хв. Рожевий колір поступово зникає, розчин **знебарвлюється**.

Хімізм процесу.

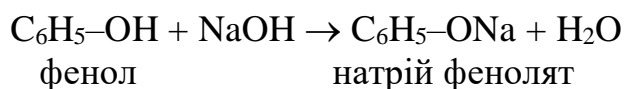


Дослід 5. Отримання натрій феноляту.

Феноли володіють кислотними властивостями, вони легко вступають у реакцію з водними лужними розчинами, утворюючи аналогічні алкоголям феноляти. Більш міцний кислотний характер фенолів, порівняно із спиртами, пояснюється впливом бензенового ядра.

Хід роботи. До пробірки помістіть 4 краплі емульсії фенолу у воді та додайте 2 краплі розчину натрій гідроксиду. Миттєво утворюється прозорий розчин натрій феноляту.

Хімізм процесу.



Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 9 СПИРТИ. АЛЬДЕГІДИ, КЕТОНИ

Мета заняття: засвоїти основні властивості спиртів, альдегідів і кетонів.

☞ Завдання для домашнього виконання

- За допомогою магнійорганічних сполук (реактив Грін'єра) отримайте: а) пропан-1-ол; б) бутан-2-ол; пентан-2-ол; г) 2-метил-пентан-2-ол.
- Із ацетилену отримайте н-пропанол. Напишіть рівняння реакцій.
- Отримайте: а) пропаналь, б) 2-бутанон усіма можливими способами. Напишіть рівняння відповідних реакцій.
- Напишіть формули третинних спиртів.
- Скільки ізомерних сполук складу $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}$ є альдегідами?
- При окисненні органічної сполуки утворилася речовина, густина якої за воднем дорівнює 29. Одержана сполука не дає реакції «срібного дзеркала», а при згорянні 11,6 г її утворилося 13,44 л карбон (IV) оксиду (н.у.) та 10,8 г води. Яка сполука була піддана окисненню?

Питання для актуалізації знань

1. Спирти. Будова. Номенклатура. Ізомерія.
2. Фізико-хімічні властивості спиртів.
3. Альдегіди та кетони. Добування альдегідів і кетонів.
4. Фізико-хімічні властивості альдегідів і кетонів.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пінцет, пробірки, пальник, газовідвідна трубка; реактив Лукаса (цинк хлорид, розчинений у концентрованій гідрогенхлоридній кислоті), етанол (C_2H_5OH), пропанол (C_3H_7OH), ізопропанол (C_3H_7OH), бутанол (C_4H_9OH), ізоаміловий спирт, 1%-ий спиртовий розчин фенолфталеїну, лакмусовий папір, фуксинсульфатна кислота, спіраль із мідного дроту, розчин калій біхромату ($K_2Cr_2O_7$), 0,5 н розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), гліцерин, 0,2 н розчин купрум сульфату ($CuSO_4$), 2 н розчин натрій гідроксиду ($NaOH$), 40%-ий водний розчин формальдегіду, етаналь (CH_3COH), розчин метилового червоного, 40%-ий водний розчин амоніаку, 2 н розчин аргентум нітрату ($AgNO_3$), 0,2 н розчин купрум сульфату ($CuSO_4$), зневоднений натрій ацетат (CH_3COONa), концентрована хлоридна кислота (HCl).

Дослід 1. Проба Лукаса.

За допомогою проби Лукаса можна встановити, чи є цей спирт первинним, вторинним або третинним: первинний спирт залишається прозорим, вторинний – мутнішає, а третинний – вступає у хімічну реакцію з утворенням галогеналкілу.

Хід роботи. Візьміть 3 пробірки, долийте до кожної по 2 краплі спирту (до першої пробірки – пропанол, до другої – ізопропанол, до третьої – третинний бутанол). Після цього до пробірок додайте по 5 крапель реактиву Лукаса (цинк хлорид, розчинений у концентрованій гідрогенхлоридній кислоті), збовтайте вміст пробірок і залиште їх на 2 хв.

У пробірці з пропанолом розчин залишається прозорим, розчин ізопропанолу трохи мутнішає, а у пробірці з третинним бутанолом утворюється на дні масляниста крапля.

Дослід 2. Відношення спиртів до індикаторів.

Хід роботи. До 4 пробірок внесіть по 3 краплі води та додайте по 3 краплі етилового, пропілового, бутилового та ізоамілового спиртів. Випробуйте розчини спиртів на фенолфталеїн і лакмус. Колір індикаторів не змінюється.

Спирти показують нейтральну реакцію на індикатори.

Дослід 3. Окиснення етанолу купрум (II) оксидом.

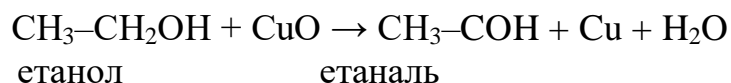
Хід роботи. До сухої пробірки внесіть 2 краплі етанолу. Спіраль із мідного дроту (тримаючи пінцетом) нагрійте в полум'ї пальника до утворення чорного нальоту купрум оксиду.

Гарячу спіраль опустіть у пробірку з етанолом. Чорна поверхня миттєво стає золотистою внаслідок відновлення купрум оксиду. При цьому відчувається характерний **запах етанолу (запах яблук)**.

Підтвердженням утворення етанолу може слугувати кольорова реакція з фуксинсульфатною кислотою.

Хід роботи. До пробірки внесіть 3 краплі розчину фуксинсульфатної кислоти та піпеткою 1 краплю отриманого розчину. З'являється рожево-фіолетове забарвлення (**кольорова реакція на альдегід**).

Хімізм процесу.

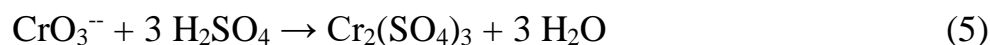
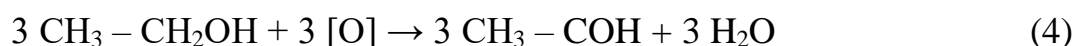
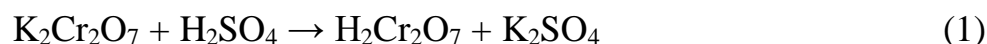


Дослід 4. Окиснення етанолу хромовою сумішшю.

Окиснення спиртів за лабораторних умов найчастіше проводиться хромовою сумішшю.

Хід роботи. До пробірки внесіть 2 краплі розчину калій біхромату ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) та 2 краплі етанолу ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Жовтогарячий розчин нагрійте над полум'ям пальника до початку зміни забарвлення на **синювато-зелене**. Водночас відчувається характерний **запах оцтового альдегіду**.

Хімізм процесу.



Загальне рівняння:



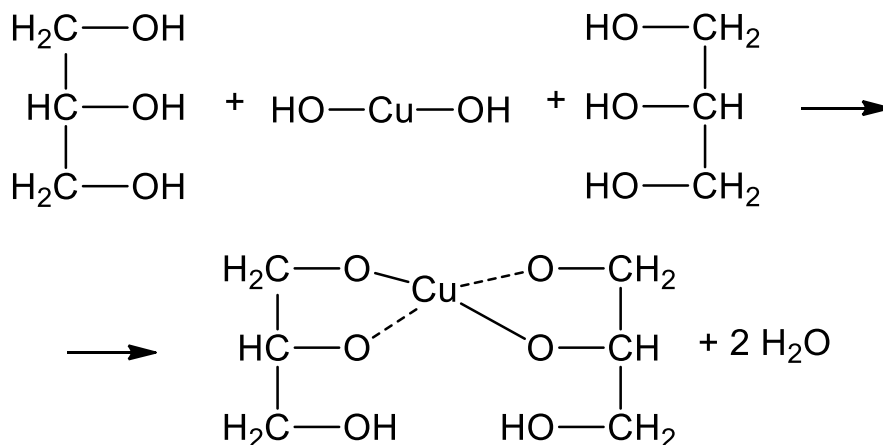
Дослід 5. Взаємодія гліцеролу з купрум (II) гідроксидом.

Гліцерол – трьохатомний спирт. Кислотність його вища, ніж у одноатомних спиртів: збільшення числа гідроксогруп посилює кислотний характер.

Гліцерол легко утворює гліцерати з гідроксидами важких металів. Однак здатність його утворювати металеві похідні (гліцерати) з багатовалентними металами пояснюється не стільки його підвищеною кислотністю, скільки тим, що при цьому утворюються внутрішньокмплексні сполуки, які володіють особливою стійкістю. Сполуки такого типу часто називають *хелатними* (від грец. «хела» – клешня).

Хід роботи. Помістіть до пробірки 2 краплі розчину купрум сульфату, 2 краплі розчину натрій гідроксиду та перемішайте. Утворюється блакитний осад купрум (II) гідроксиду. До пробірки додайте 1 краплю гліцеролу та збовтайте вміст. Осад розчиняється та з'являється **темно-синє забарвлення** внаслідок утворення купрум гліцерату.

Хімізм процесу.



Дослід 6. Кольорова реакція на альдегіди з фуксинсульфатною кислотою.

Хід роботи. До 2 пробірок внесіть по 2 краплі розчину фуксинсульфатної кислоти і додайте до першої з них 2 краплі розчину формальдегіду, а до другої – 2 краплі етанолу (CH₃COH).

Розчин фуксинсульфатної кислоти при додаванні розчину формальдегіду поступово забарвлюється у **фіолетовий колір**, при додаванні оцтового альдегіду – у **рожево-фіолетовий колір**.

Дослід 7. Самоокиснення водних розчинів формальдегіду.

Альдегіди дуже легко окиснюються. У водних розчинах можуть окислюватись до кислот, за рахунок кисню іншої молекули альдегіду відновлюються до спиртів – відбувається реакція окиснювального відновлення (дисмутації).

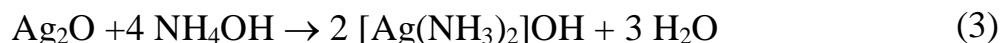
Хід роботи. До пробірки внесіть 2-3 краплі розчину формальдегіду та додайте 1 краплю індикатора – розчину метилового червоного. Розчин набуває забарвлення, що вказує на кисле середовище.

Дослід 8. Окиснення альдегідів амонійним розчином аргентум оксиду (реакція «срібного дзеркала»).

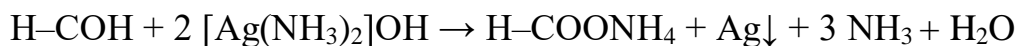
Хід роботи. До чистої пробірки внесіть 2 краплі розчину аргентум нітрату (AgNO_3) та додайте краплю розчину амоніаку. Утворений бурий осад аргентум гідроксиду розчиніть, додаючи надлишок (1-2 краплі) розчину амоніаку. Потім додайте краплю розчину формальдегіду і повільно підігрійте вміст пробірки над полум'ям пальника.

При обережному нагріванні вміст пробірки буріє та на її стінках може виділитися Аргентум у вигляді сяючого дзеркального нальоту (комплексний іон металу відновлюється до металевого аргентуму). Альдегід окиснюється до кислоти, яка утворює амонієву сіль.

Хімізм процесу.



Загальне рівняння:

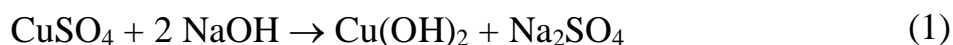


Ця реакція є якісною реакцією на альдегіди.

Дослід 9. Окиснення альдегідів купрум (II) гідроксидом.

Хід роботи. До пробірки внесіть 4 краплі розчину натрій гідроксиду, розведіть його 4 краплями води та додайте 2 краплі розчину купрум сульфату. До осаду додайте 1 краплю розчину формальдегіду та збовтайте вміст пробірки. Нагрійте над полум'ям пальника (до кипіння) лише верхню частину розчину так, щоб нижня частина залишалася для контролю. У нагрітій частині пробірки виділяється жовтий осад гідроксиду купруму (I) (CuOH), який переходить у червоний оксид купруму (I) (Cu_2O), а іноді на стінках пробірки виділяється навіть металева мідь.

Хімізм процесу.



Повторіть цей дослід, замінивши розчин формальдегіду на розчин етанолу.

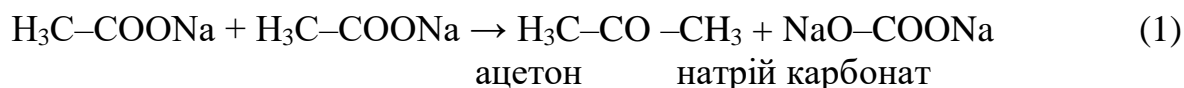
Ця реакція також є якісною реакцією на альдегіди.

Дослід 10. Одержання ацетону з натрій ацетату.

Хід роботи. До сухої пробірки помістіть близько 0,1 г зневодненого натрій ацетату (CH_3COONa) – висота шару має бути близько 3 мм. Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, нижній кінець якої опустіть у пробірку з 6-8 краплями води. Тримаючи пробірку з натрієм оцтовокислим у горизонтальному положенні, нагрійте її в полум'ї пальника.

Пари ацетону конденсуються у воді, яка знаходиться в другій пробірці. Відчувається характерний **запах ацетону**. Після охолодження першої пробірки додайте до неї краплю концентрованої хлоридної кислоти. Відбувається сильне шумування внаслідок виділення Карбон (IV) оксиду.

Хімізм процесу.



Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 10 КАРБОНОВІ КИСЛОТИ. ЕТЕРИ. ЕСТЕРИ

Мета заняття: засвоїти основні властивості карбонових кислот, етерів та естерів.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Із неорганічних речовин отримайте: а) метанову (мурашину); б) оцтову; в) етандіонову (щавлеву) кислоти.
2. Напишіть структурні формули 2,3-диметилбутанової кислоти та 3-метил-3-бутенової кислоти.
3. Напишіть формули етилформіату.
4. Етанол добули у дві стадії: гідролізом 200 г крохмалю і наступним бродінням одержаної глюкози. Вихід на кожній стадії дорівнював 60%. Скільки було одержано етанолу?
5. Запропонуйте спосіб одержання оцтової кислоти, виходячи з етану. Який об'єм етану треба взяти для одержання цим способом 30 кг оцтової кислоти, якщо загальний вихід становить 90%.
6. Наважку пропіонової кислоти, на титрування якої було витрачено 44,6 мл 12 % розчину гідроксиду натрію ($\rho = 1,12$), нагрівали з пропанолом та 0,1 мл сульфатної кислоти. Вихід на стадії етерифікації становив 83 %. Скільки було одержано пропілпропіонату?

Питання для актуалізації знань

1. Карбонові кислоти. Добування карбонових кислот.
2. Фізико-хімічні властивості карбонових кислот.
3. Прості та складні ефіри (етери й естери). Класифікація.
4. Способи одержання простих і складних ефірів.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки, газовідвідна трубка, пальник, пробіркотримач; бензойна кислота, 1 н розчин калій гідроксиду (KOH), 1 н розчин гідрогенхлоридної кислоти (HCl), натрій метаноат (HCOONa); 2 н розчин сульфатної кислоти (H₂SO₄), 0,1 н розчин калій перманганату (KMnO₄), насичений розчин баритової води, 0,1 розчин кальцій хлориду (CaCl₂), кристалічна щавлева кислота (C₂H₂O₄), концентрована сульфатна кислота (H₂SO₄), зневоднений натрій ацетат (CH₃COONa), етанол (C₂H₅OH).

Дослід 1. Одержання калій бензоату.

Бензойна кислота з основами утворює солі, її солі з лужними металами добре розчинні у воді, тому бензойна кислота розчинна в лугах. До отриманого прозорого розчину калій бензоату додають 2-3 краплі розчину гідрогенхлоридної кислоти. Знову випадає бензойна кислота.

Хід роботи. До пробірки помістіть кілька кристалів бензойної кислоти та додайте 3 краплі розчину калій гідроксиду. Струсіть вміст пробірки. Кристали розчиняються.

Хімізм процесу.

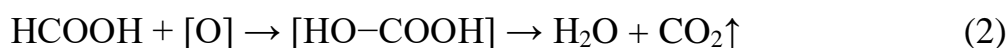
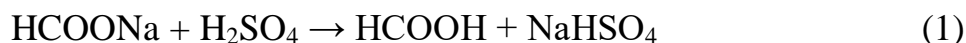


Дослід 2. Окиснення мурашиної кислоти калій перманганатом.

Мурашина кислота на відміну від інших карбонових кислот легко окиснюється.

Хід роботи. До пробірки помістіть кілька крупинок натрій метаноату (HCOONa), додайте 2 краплі розчину калій перманганату (KMnO₄) та 3 краплі розчину сульфатної кислоти (H₂SO₄). Отвір пробірки закрийте пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть у пробірку з насиченим розчином баритової води. Вміст пробірки нагрійте в полум'ї пальника. Через декілька секунд рожевий розчин знебарвлюється, а баритова вода в другій пробірці мутнішає.

Хімізм процесу.



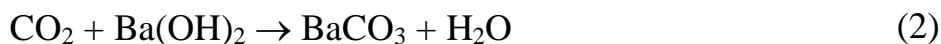
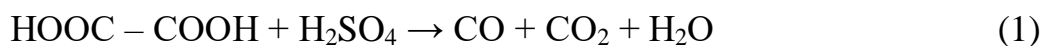


Дослід 3. Розкладання щавлевої кислоти при нагріванні з концентрованою сульфатною кислотою.

Під дією концентрованої сульфатної кислоти (H_2SO_4) щавлева кислота ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$), на відміну від інших двохосновних кислот, розкладається.

Хід роботи. До пробірки помістіть кілька кристалів щавлевої кислоти ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) та додайте 2 краплі сульфатної кислоти (H_2SO_4). Пробірку закрийте пробкою з газовідвідною трубкою та нагрійте над полум'ям пальника. Підпаліть виділений газ – він горить блакитним полум'ям зі спалахами. Після цього кінець газовідвідної трубки опустіть у баритову воду. Баритова вода мутнішає.

Хімізм процесу.

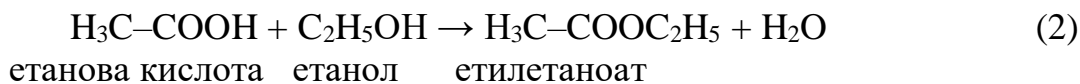
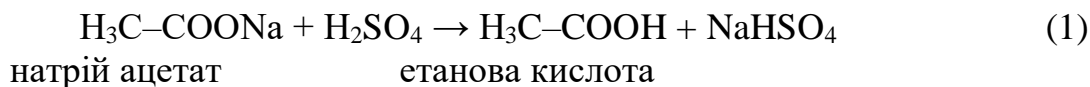


Дослід 4. Одержання етилетаноату.

Найважливіший спосіб одержання складних ефірів – взаємодія карбонових кислот зі спиртами (**реакція етерифікації**). Як каталізатор застосовують концентровану сульфатну кислоту.

Хід роботи. До сухої пробірки помістіть декілька кристаликів зневодненого натрій ацетату (CH_3COONa) (висота шару повинна бути 1-1,5 мм) та 3 краплі етанолу ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Додайте 2 краплі концентрованої сульфатної кислоти (H_2SO_4) та обережно нагрійте над полум'ям пальника. Незабаром з'являється характерний запах етилетаноату.

Хімізм процесу.



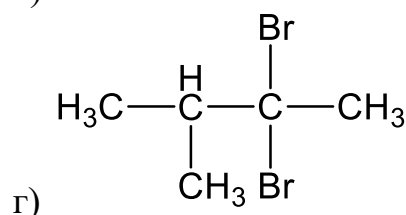
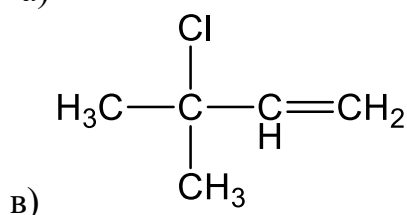
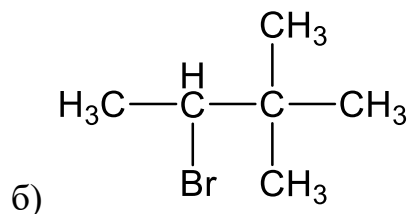
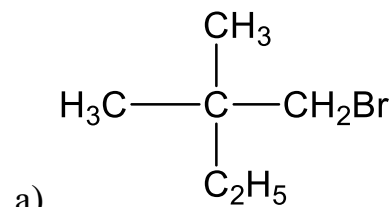
Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 11 ГАЛОГЕНОПОХІДНІ. АМІНИ

Мета заняття: засвоїти основні властивості галогенопохідних і амінів.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Назвіть сполуки за міжнародною номенклатурою ІЮПАК:



2. Напишіть рівняння реакцій взаємодії 2-метил-2,4-дихлорбутану зі спиртовим розчином лугу, з водним розчином лугу.

3. Напишіть схеми одержання:

- 2-бром-3-метилбутану з бромистого ізоамілу;
- бромистого втор-бутилу з бромистого бутилу;
- 2-метил-2-хлорбутану з 2-метилбут-1-ену;
- 1,2-дихлоретану з етанолу.

4. Напишіть усі можливі ізомери сполук складу $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$, $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$.

5. Наведіть приклади третинних амінів.

6. До водного розчину, що містить 0,1 моль сульфатної кислоти, додали 0,15 моль диметиламіну. Як зміниться кислотність розчину?

Питання для актуалізації знань

- Галогенопохідні. Їх класифікація.
- Способи одержання галогенопохідних.
- Фізико-хімічні властивості галогенопохідних.
- Аміни. Будова амінів.
- Фізико-хімічні властивості амінів.

Контрольні задачі

1. Отримайте будь-яким способом хлорізобутан. Напишіть рівняння реакцій його взаємодії з: а) калій ціанідом, б) амоніаком, в) натрій етилатом, г) спиртовим і водним розчином лугу.

2. Виходячи з органічного галогеніду, запропонуйте метод синтезу сполуки: $\text{C}_6\text{H}_5\text{OCH}_2\text{CH}_3$.

3. Який ступінь окиснення атома Нітрогену в нітробензені?

4. Який ступінь окиснення атома Нітрогену в аніліні?

5. Яка сполука утвориться при дії гідроген броміду на анілін? Укажіть молекулярну масу одержаної сполуки.

6. Скільки ізомерів має первинний ароматичний амін, густина пари якого за повітрям дорівнює 4,17?

7. До 10 г розчину, що містить анілін, додали надлишок брому. При цьому утворився осад масою 6,6 г. Визначте масову частку аніліну у вихідному розчині.

8. Для спалювання 4 моль аліфатичного аміну витрачається 39 моль кисню. Визначте формулу аміну. Скільком первинним амінам із нерозгалуженим ланцюгом відповідає ця формула?

9. Визначте об'єм азоту (н.у.), що утворився при згорянні етиламіну масою 9 г.

10. Суміш 31 г аніліну та фенолу прореагувала з надлишком бромної води. Осад, що утворився, обробили розчином лугу. При цьому частина його розчинилась і залишилось 33,0 г твердого залишку. Визначте масову частку аніліну в суміші.

Лабораторне заняття № 12

ВЗАЄМОЗВ'ЯЗОК МІЖ КЛАСАМИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета заняття: навчитися визначати взаємозв'язок між класами органічних сполук (між вуглеводнями, спиртами, альдегідами та карбоновими кислотами); перевірка рівня засвоєння знань у результаті виконання на занятті модульної контрольної роботи з органічної хімії.

Питання для актуалізації знань

1. Насичені вуглеводні (алкани). Хімічні властивості. Методи добування.
2. Ненасичені вуглеводні (алкени, алкіни). Хімічні властивості. Методи добування.
3. Ароматичні вуглеводні. Будова. Ізомерія. Фізико-хімічні властивості.
4. Спирти. Будова. Номенклатура. Ізомерія. Фізико-хімічні властивості.
5. Феноли. Їх фізичні та хімічні властивості.
6. Альдегіди й кетони. Фізико-хімічні властивості. Добування альдегідів і кетонів.
7. Карбонові кислоти. Добування карбонових кислот. Фізико-хімічні властивості.
8. Прості і складні ефіри (етери й естери). Класифікація. Способи одержання.
9. Галогенопохідні. Їх класифікація.
10. Способи одержання галогенопохідних.
11. Фізико-хімічні властивості галогенопохідних.
12. Аміни. Будова амінів. Фізико-хімічні властивості амінів.

Контрольні задачі

1. Напишіть рівняння реакцій, у результаті яких можна здійснити такі перетворення: а) метану в етоксидтан; б) метану в калій ацетат;

в) метану в натрій фенолят; г) метану в метилметаноат; д) гексану в 2,4,6-трибромфенол; е) метану в етаналь; ж) метану в етоаксиметаноат; з) бромметану в етоксметаноат.

2. Як здійснити такі перетворення?

а) 1-хлорбутан → бутан-1-ол → бутаналь → бутанова кислота → етоксметаноат;

б) метан → ацетилен → етаналь → оцтова кислота → етоксметаноат → етанол;

в) метан → метаналь → метанол → хлорметан → етан → етанол → етанова кислота;

г) метан → ацетилен → етаналь → етанол → дивініл;

д) бромметан → етен → етанол → етаналь → етанова кислота → дихлоретанова кислота;

е) натрій ацетат → метан → хлорметан → етан → етилен → етанол → бута-1,3-дієн;

ж) 1-хлорпропан → гексан → бензен → бромбензен → фенол;

з) ацетилен → бензен → хлорбензен → фенол → пікринова кислота.

Лабораторне заняття № 13 **ЯКІСНІ (КОЛЬОРОВІ) РЕАКЦІЇ НА БІЛКИ ТА АМІНОКИСЛОТИ.** **ВЛАСТИВОСТІ БІЛКІВ**

Мета заняття: ознайомитися з якісними (кольоровими) реакціями на білки й амінокислоти; провести реакції зворотного та незворотного осадження білка (висолювання та денатурацію відповідно).

Завдання для домашнього виконання

1. Зобразіть схематично, як утворюється первинна, вторинна, третинна та четвертинна структура білка. Які зв'язки беруть участь в утворенні цих структур?

2. Наведіть приклади простих (протеїнів) і складних (протеїдів) білків. Охарактеризуйте їх.

3. Які функції виконують білки? Наведіть приклади.

Питання для актуалізації знань

1. Амінокислоти. Їх будова та класифікація.
2. Фізико-хімічні властивості амінокислот.
3. Якісні реакції на амінокислоти.
4. Білки. Функції білків.
5. Структури білка. Характерні типи зв'язків.
6. Висолювання та денатурація білка. Зміни в білковій молекулі.
7. Класифікація білків.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки, пробіркотримач, піпетки, сухе пальне, сірники; дистильована вода, 1%-й розчин яєчного білка або концентрований розчин яєчного білка, 10%-й розчин натрій гідроксиду, 1%-й розчин купрум (II) сульфату, розчин нінгідрину, концентрована нітратна кислота, волосся або шматочок нігтя, розчин плюмбум ацетату, розчин натрій нітриту, концентрована оцтова кислота.

Штатив для пробірок, пробірки, пробіркотримач, піпетки, сухе пальне, сірники; дистильована вода, 1%-й розчин яєчного білка або концентрований розчин яєчного білка, розчин амоній сульфату, 1%-й розчин купрум (II) сульфату, 10%-й розчин плюмбум ацетату; концентрована нітратна кислота, концентрована хлоридна кислота; 1%-й розчин желатину; 0,1 моль/л, 1 моль/л розчини оцтової кислоти, 0,1 моль/л розчин натрій ацетату, 96%-й етиловий спирт або 95 %-й ацетон.

Дослід 1. Біуретова реакція (Піотровського) відкриває пептидний зв'язок (-CO-NH-) у білках.

Принцип реакції. Біуретова реакція доводить наявність у молекулах білків пептидних зв'язків (-CO-NH-). Сполуки, які мають у своєму складі не менше двох пептидних зв'язків (білки, пептиди), в лужному середовищі утворюють із купрум сульфатом комплекс **фіолетового кольору**. Біуретова реакція доводить наявність пептидних зв'язків у білках і поліпептидах.

Хід роботи. До 5 крапель 1%-го розчину яєчного білка (або концентрованого яєчного білка) додайте 5 крапель 10%-го розчину натрій гідроксиду, 2 краплі 1%-го розчину купрум (II) сульфату та все перемішайте. Вміст пробірки набуває **фіолетового забарвлення**.

Примітка. Не можна додавати надлишок купрум (II) сульфату, оскільки маскується характерне **фіолетове забарвлення** біуретового комплексу білка.

Дослід 2. Нінгідринова реакція характерна для аміногруп, що знаходяться в α -положенні у вільних амінокислот.

Принцип реакції. Білки, поліпептиди, вільні амінокислоти при нагріванні з нінгідрином дають **рожево-фіолетове забарвлення**. Реакція характерна для α -NH₂-групи. Використовується для виявлення α -амінокислот.

Хід роботи. До 3-4 крапель 1%-го розчину яєчного білка додайте 1-2 краплі розчину нінгідрину і нагрійте. У пробірці з'являється **рожево-фіолетове забарвлення**, що із часом **синішає**.

Дослід 3. Ксантопротеїнова реакція (Мульдера) доводить наявність у білках ароматичних амінокислот: триптофан, фенілаланін, тирозин.

Принцип реакції. Реакція характерна для бензенового ядра ароматичних амінокислот, а саме: фенілаланіну, тирозину, триптофану. Ароматичне кільце

амінокислот нітрується при дії концентрованої нітратної кислоти з утворенням нітросполук, забарвлених у **жовтий колір**.

Хід роботи. У пробірку до 3-4 крапель 1%-го розчину яєчного білка або концентрованого яєчного білка додайте 1-2 краплі концентрованої нітратної кислоти. Пробірку обережно нагрійте, спостерігаючи за зміною забарвлення. Утворюється нітросполука **жовтого кольору**.

Дослід 4. Реакція Фоля на амінокислоти, що мають у структурі Сульфур (цистин, цистеїн).

Принцип реакції. Реакція відкриває сульфурвмісні амінокислоти (цистин, цистеїн). При нагріванні цистеїну (або цистину) в лужному середовищі від них легко відщеплюється Сульфур у вигляді гідрогенсульфіду, який у лужному середовищі утворює натрій сульфід.

Утворення натрій сульфїду можна визначити за допомогою іонів важких металів, наприклад, іонів плюмбуму, які утворюють з іонами Сульфур у нерозчинний плюмбум сульфїд **чорного кольору**.

Для виявлення Сульфур у можна використовувати плюмбум ацетат, який при взаємодії з натрій гідроксидом утворює натрій плюмбіт. Своєю чергою натрій плюмбіт, реагуючи з натрій сульфїдом, зумовлює утворення плюмбум сульфїду.

Хід роботи. В першу пробірку помістіть трохи волосся або шматочок нігтя, а в другу – 5 крапель 1%-го розчину яєчного білка або концентрованого яєчного білка. У кожену із пробірок додайте по 1 краплі розчину плюмбум ацетату, а потім – 1 краплю розчину натрій гідроксиду; пробірки нагрійте до кипіння. У першій пробірці з'являється **осад чорного кольору**, у другій – нічого не відбувається або ж утворюється осад білого кольору.

Дослід 5. Визначення аміногрупи -NH₂ в амінокислотах і білках (реакція Ван-Слайка).

Принцип реакції. Реакція дозволяє визначити NH₂-групу в амінокислотах і білках. У результаті взаємодії амінокислоти з натрій нітритом та оцтовою кислотою відбувається утворення газоподібного азоту.

Хід роботи. У пробірку налийте 1-2 мл 1%-го розчину яєчного білка (або концентрованого яєчного білка) або амінокислоти, додайте рівний об'єм (1-2 мл) розчину натрію нітриту та декілька крапель концентрованої оцтової кислоти. При цьому утворюється нітритна кислота, яка вступає в реакцію з аміногрупою. Виділяються бульбашки газу – азоту.

Результати дослідів 1-5 внесіть у табл. 4 за аналогією:

Таблиця 4 – Якісні реакції на амінокислоти й білки

№ з/п	Назва досліду	Реактиви, які використовують	Зміни, що відбуваються під час реакції	Висновок
1	2	3	4	5
1	Біуретова реакція	1) 5 крапель 1%-го розчину яєчного білка (або концентрованого яєчного білка); 2) 5 крапель 10%-го розчину натрію гідроксиду; 3) 2 краплі 1%-го розчину купрум (II) сульфату; все перемішують.	Фіолетове забарвлення	Реакція доводить наявність у молекулах білків, пептидів, пептидних зв'язків (-CO-NH-).

Дослід 6. Зворотне осадження білків – висалювання.

Принцип реакції. Реакція висолування зумовлена дегідратацією макромолекул білка з одночасною нейтралізацією його електричного заряду.

При додаванні солей лужних і лужноземельних металів $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, Na_2SO_4 , NaCl , MgSO_4 до розчину білка відбувається дегідратація білкових часток, і білки випадають в осад. **При додаванні води** до цього розчину гідратаційна оболонка білкових часток відновлюється, **осад розчиняється**.

Хід роботи. До 1 мл нерозведеного яєчного білка або концентрованого розчину яєчного білка додайте 1 мл розчину амоній сульфату. Рідину збовтайте та спостерігайте незначне помутніння. Долийте 1 мл води.

Дослід 7. Незворотне осадження білків.

Принцип реакції. Осаджуються білки з розчинів солями важких металів (купрум сульфат, плюмбум ацетат), мінеральними й органічними кислотами, кип'ятінням. При незворотному осадженні порушується гідратаційна оболонка й заряд білка. **При додаванні води** до розчину гідратаційна оболонка білкових часток не відновлюється, **осад не розчиняється**.

Хід роботи.

а) осадження білків солями важких металів. У дві пробірки налийте по 1 мл концентрованого розчину яєчного білка, в першу пробірку додайте декілька крапель 1%-го розчин купрум (II) сульфату, в другу – 10%-й розчин плюмбум ацетату;

б) осадження білків неорганічними кислотами. У дві пробірки налийте по 1 мл кислот: у першу пробірку – концентровану нітратну кислоту, в другу – концентровану гідрогенхлоридну кислоту. Потім у кожен обережно по стінці долийте рівний об'єм концентрованого розчину яєчного білка;

в) осадження білків при нагріванні. У пробірку налейте 1 мл концентрованого розчину яєчного білка та кип'ятіть.

! Долейте 1 мл води в усі пробірки – **осад не зникає**. Денатурація – незворотний процес осадження білків.

Результати дослідів 6-7 внесіть у таблицю 5 за аналогією:

Таблиця 5 – Властивості білків

№ з/п	Назва дослідів	Реактиви, які використовують	Зміни, що відбуваються під час реакції	Зміни після додавання води	Висновок
1	2	3	4	5	6
1	Зворотне осадження білків – висолування	1) 1 мл нерозведеного яєчного білка; 2) 1 мл розчину амоній сульфату; збовтують	Слабке помутніння	Помутніння зникає	Висолування – зворотний процес осадження білків

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 14 ВЛАСТИВОСТІ ВУГЛЕВОДІВ. ВЛАСТИВОСТІ, БУДОВА, РОЛЬ ЛІПІДІВ. РЕАКЦІЇ НА ЖИРИ ТА ЖИРОПОДІБНІ РЕЧОВИНИ

Мета заняття: засвоїти властивості вуглеводів, жирів і жироподібних речовин.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Чому сахароза не володіє відновлювальними властивостями, а мальтоза володіє?

2. Складіть і розпишіть формули ненасичених вищих жирних кислот. Покажіть чисельний код наявності подвійних зв'язків і загальної кількості атомів вуглецю.

3. Складіть таблицю «Основні класи біологічно активних ліпідів: хімічна будова та біохімічні функції».

Класи ліпідів	Хімічна будова	Біологічна роль
Триацилгліцерини		
Воски		
Фосфоліпіди		
Гліколіпіди		
Стероїди		

Питання для актуалізації знань

1. Вуглеводи. Функції вуглеводів.
2. Класифікація вуглеводів.
3. Загальна характеристика моносахаридів (глюкоза, фруктоза). Оксикарбонільні та циклічні форми. Явище таутомерії, мутаротації.
4. Хімічні властивості вуглеводів.
5. Загальна характеристика дисахаридів (мальтоза, сахароза). Їх будова, фізичні та хімічні властивості.
6. Загальна характеристика полісахаридів (крохмаль, целюлоза, гепарин).
7. Загальна характеристика ліпідів. Класифікація ліпідів.
8. Насичені та ненасичені вищі жирні кислоти (пальмітинова, стеаринова, олеїнова, лінолева, ліноленова, арахідонова кислоти).
9. Спирти, які входять до складу ліпідів.
10. Триацилгліцероли. Воски. Будова та функції.
11. Фосфоліпіди й гліколіпіди. Будова та функції.
12. Стерини і стериди. Будова та функції. Холестерол.

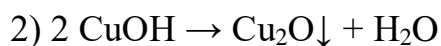
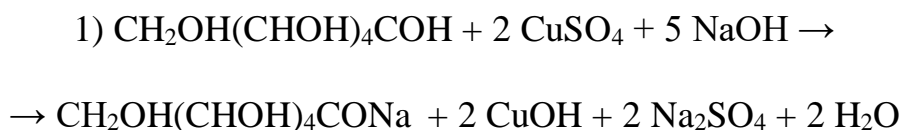
ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірки, водяна баня; дистильована вода, сірники, спиртівка; 5%-й розчин глюкози, 5%-й розчин фруктози, 5%-й розчин сахарози, 1%-й розчин крохмалю, реактив Фелінга I, II (складається з розчинів купрум (II) сульфату, натрій гідроксиду, сегнетової солі), кристалічний резорцин, концентрована хлоридна кислота, амонійний розчин аргентум гідроксиду, реактив Люголя (1%-й розчин йоду в калій йодиді).

Пробірки, колба об'ємом 50 мл, піпетки, сірники, водяна баня, спиртівка; дистильована вода, рослинна олія, 50%-й спиртовий розчин калій гідроксиду, концентрована хлоридна кислота, 5%-й розчин барій хлориду, 5%-й розчин плюмбум ацетату, кристалики калій гідросульфату, гліцерол, хлороформний розчин холестеролу, концентрована сульфатна кислота.

Дослід 1. Відновлення купрум (II) гідроксиду глюкозою – реакція Фелінга.

Принцип реакції. Всі моносахариди, а також більш складні цукри, які мають вільну альдегідну або кетонну групу, здатні відновлювати метали в лужному середовищі. Метали при цьому відновлюються з окисної форми в закисну чи навіть до вільного стану.



Хід роботи. У пробірку до 1 мл 5%-го розчину глюкози долийте рівний об'єм реактиву Фелінга (по 1 мл розчинів Фелінга I та Фелінга II). Суміш нагрійте до кипіння. Утворюється **червоний осад** купрум (I) оксиду (Cu_2O).

Дослід 2. Реакція Селіванова на фруктозу.

Принцип реакції. При нагріванні розчину фруктози із хлоридною кислотою утворюється оксиметилфурфурол. Оксиметилфурфурол із резорцином утворює сполуку (продукт конденсації), забарвлену у **вишнево-червоний колір**.

Хід роботи. У пробірку помістіть декілька кристаликів резорцину, додайте 2 краплі концентрованої хлоридної кислоти, 2 краплі 5%-го розчину фруктози та нагрійте до кипіння. Рідина набуває **вишнево-червоного забарвлення**.

Дослід 3. Провести реакцію сахарози з реактивом Фелінга.

Принцип реакції. У молекулі сахарози зв'язок між залишками α ,D-глюкози і β ,D-фруктози утворюється за рахунок двох глікозидних гідроксилів. Сахароза не володіє відновлювальними властивостями. Спостерігається негативна реакція.

Хід роботи. У пробірку до 1 мл 5%-го розчину сахарози долийте рівний об'єм реактиву Фелінга (1 мл реактиву Фелінга I та 1 мл реактиву Фелінга II). Суміш нагрійте до кипіння. Вона залишається інтенсивного **синього кольору**.

Дослід 4. Гідроліз сахарози.

Принцип реакції. Під час гідролізу сахарози (кип'ятіння в присутності концентрованої сульфатної кислоти) утворюються моносахариди, які можна виявити за допомогою реакцій Фелінга й Селіванова.

Хід роботи. У пробірку додайте 1 мл 5%-го розчину сахарози, 2 краплі концентрованої хлоридної кислоти та нагрійте на киплячій водяній бані протягом 15 хв. Потім суміш розділіть на 2 частини: з однією проведіть реакцію Фелінга, а з іншою – реакцію Селіванова.

Дослід 5. Якісна реакція на крохмаль.

Принцип реакції. При взаємодії розчину крохмалю з реактивом Люголя утворюється комплексна адсорбційна сполука, забарвлена в реакції з крохмалем у синій колір. При нагріванні забарвлення зникає, але з'являється знову при охолодженні, що свідчить про утворення нестійкого комплексу з крохмалем.

Хід роботи. У пробірку до 1 мл 1%-го розчину крохмалю додайте 1-2 краплі реактиву Люголя. Розчин крохмалю забарвлюється в **синій колір**.

Дослід 6. Доказ відсутності відновлювальної спроможності крохмалю.

Принцип реакції. Полісахариди не містять вільних редуційованих груп, Спостерігається негативна реакція.

Хід роботи. У пробірку внесіть 1 мл крохмального клейстеру та долийте рівний об'єм реактиву Фелінга (по 1 мл розчинів Фелінга I та Фелінга II). Суміш нагрійте до кипіння. Вона залишається інтенсивного **синього кольору**.

Результати дослідів 1-6 внесіть у табл. 6 за аналогією:

Таблиця 6 – Реакції з моносахаридами, дисахаридами та полісахаридами

№ з/п	Назва досліду	Реактиви, які використовують	Зміни, що відбуваються під час реакції	Висновок
1	2	3	4	5
1	Відновлення купрум (II) гідроксиду глюкозою – реакція Фелінга	1) 1 мл 5%-го розчину глюкози; 2) реактив Фелінга. Суміш нагрівають до кипіння.	Червоний осад	Якісна реакція на глюкозу. Глюкоза володіє відновлювальними властивостями

Дослід 7. Омилення жиру (виконується попередньо).

Принцип реакції. Жири під впливом лугів гідролізуються з утворенням гліцеролу та калієвого мила.

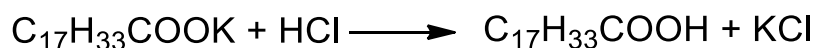
Хід роботи. У колбу об'ємом 50 мл до 1 мл рослинної олії додайте 20 мл 50% спиртового розчину калій гідроксиду, суміш перемішайте і кип'ятіть.

Для того щоб перевірити, чи відбувся гідроліз, відберіть у пробірку декілька крапель розчину та додайте 1 мл дистильованої води. При наявності жирних крапель гідроліз продовжте.

Після омилення розчин доведіть до об'єму 20 мл дистильованою водою; одержується розчин калієвого мила.

Дослід 8. Одержання вільних жирних кислот.

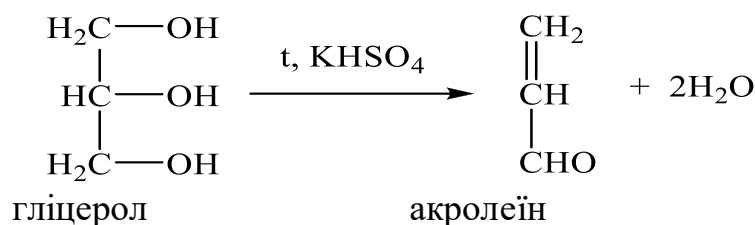
Принцип реакції. При додаванні до калієвого мила концентрованої хлоридної кислоти утворюються вільні вищі жирні кислоти.



Хід роботи: У пробірку до 1 мл розчину калієвого мила додайте 0,5 мл концентрованої хлоридної кислоти. Вища жирна кислота збирається на поверхні.

Дослід 9. Якісна реакція на гліцерол (акролеїнова реакція).

Принцип реакції. При нагріванні гліцеролу з калій гідросульфатом відбувається дегідратація, у результаті якої гліцерол перетворюється на акролеїн – ненасичений альдегід етилового ряду зі специфічним запахом.

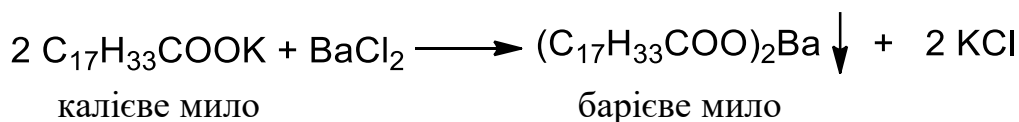


Хід роботи. На дно 2-х пробірок помістіть декілька кристаликів калій гідросульфату, потім в першу пробірку внесіть 5 крапель розчину калієвого мила, отриманого в 1-му досліді, а в другу – 5 крапель гліцеролу.

Нагрійте дві пробірки в полум'ї пальника. Утворення акролеїну визначається за характерним запахом альдегіду, в другій пробірці – **запах горілого сала**.

Дослід 10. Одержання нерозчинних мил.

Принцип реакції. При додаванні до розчину калієвого мила розчину солей барію та плюмбуму утворюються нерозчинні солі вищих жирних кислот (нерозчинні мила).



Хід роботи. У дві пробірки додайте 1 мл розчину калієвого мила та внесіть відповідно по 1 мл 5 %-го розчину барій хлориду та 5%-го розчину плюмбум ацетату. Спостерігайте утворення нерозчинних мил у вигляді осаду.

Результати дослідів 7-10 внесіть у табл. 7 за аналогією:

Таблиця 7 – Реакції на жири та жироподібні речовини

№ з/п	Назва досліду	Реактиви, які використують	Зміни, що відбуваються під час реакції	Висновок
1	2	3	4	5
1	Омилення жиру (проводиться попередньо)	1) 1 мл рослинної олії; 2) 20 мл 50%-го спиртового розчину калій гідроксиду. Суміш перемішують та кип'ятять.	Прозорий розчин	Утворення калієвого розчину (лужний гідроліз)

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 15

БУДОВА І ВЛАСТИВОСТІ НУКЛЕОПРОТЕЇНІВ. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ ФЕРМЕНТІВ

Мета заняття: засвоїти будову та властивості нуклеопротеїдів; на прикладі окремих ферментів вивчити їх загальні властивості.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Охарактеризуйте особливості вторинної структури нуклеїнових кислот. Напишіть, як утворюються антипаралельні ланцюги в молекулі ДНК.
2. Надайте класифікацію ферментів.

Питання до обговорення

1. Нуклеопротеїди. Нуклеїнові кислоти (ДНК, РНК).
2. Які азотисті основи і вуглевод зустрічаються в ДНК, РНК? Наведіть їх формули.
3. Мононуклеозиди. Мононуклеотиди.
4. Первинна та вторинна структури нуклеїнових кислот.
5. Фізико-хімічні властивості ДНК. Правила Чаргафа.
6. Різновиди РНК. Характеристика ролі кожної з них.
7. Фермент. Хімічна природа ферментів. Каталіз.
8. Механізм дії ферментів. Активний центр ферменту. Кофермент, ізофермент, апофермент.
9. Чинники, які впливають на швидкість ферментативної реакції. Активатори та інгібітори ферментів.
10. Класифікація ферментів.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали, посуд, реактиви: штатив для пробірок, пробірка, термостат, пісочна баня, водяна баня; дріжджі, 5%-й розчин сульфатної кислоти, 20%-й розчин натрій гідроксиду, 1%-й розчин купрум (II) сульфату, концентрований розчин амоній гідроксиду, 2%-й амонійний розчин аргентум нітрату, молібденовий реактив, 1%-й розчин дифеніламіну.

Штатив для пробірок, пробірки, піпетки, крапельниці, фарфорова ступка з товкачиком, термостат, водяна баня з термометром, сірники, спиртівка, скляні палички, годинникове або предметне скло, чашка Петрі; лід, розчин амілази слини, дистильована вода, 1%-й розчин крохмалю, реактив Люголя (1%-й розчин йоду в калій йодиді), варена й сира картопля, 3%-й розчин H_2O_2 , 5%-й розчин сахарози або 2%-й розчин сахарози, препарат сахарози (гідролізат дріжджів), 0,4%-й розчин натрій гідроксиду, 0,4%-й розчин гідрогенхлоридної кислоти, 1%-й розчин натрій хлориду, 1%-й розчин купрум (II) сульфату, реактив Фелінга (реактив Фелінга I та реактив Фелінга II).

Дослід 1. Гідроліз нуклеопротейів дріжджів (проводиться попередньо!).

Хід роботи. У пробірку із пробкою та вставленою довгою скляною трубкою, що являє собою зворотний холодильник, внесіть близько 1 г дріжджів та додайте 10-15 мл 5%-го розчину сульфатної кислоти. Нагрійте на пісочній бані протягом 45 хв.

Після охолодження гідролізат відфільтруйте. Отримаєте гідролізат дріжджів.

Дослід 2. Виявлення в гідролізаті дріжджів білка за допомогою біуретової реакції.

Хід роботи. У пробірку до 5 крапель гідролізату дріжджів долейте 10 крапель 20%-го розчину натрій гідроксиду, потім – 2 краплі 1%-го розчину купрум (II) сульфату.

Спостерігайте появу **рожевого** або **рожево-фіолетового забарвлення**.

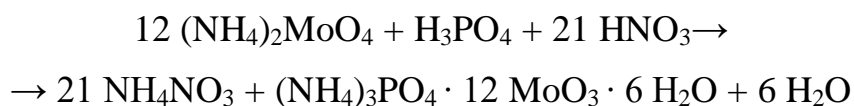
Дослід 3. Виявлення в гідролізаті дріжджів пуринових основ.

Хід роботи. У пробірку до 10 крапель гідролізату дріжджів додайте 10 крапель концентрованого розчину амоній гідроксиду, потім – 10 крапель 2%-го амонійного розчину аргентум нітрату.

Через 3-5 хв утворюється **пухкий осад солей пуринових основ**.

Дослід 4. Виявлення в гідролізаті дріжджів фосфорної кислоти.

Принцип реакції. Метод ґрунтується на взаємодії фосфорної кислоти з молібденовим реактивом. У результаті утворюється забарвлена сполука – фосфорна сіль амоній молібдату.



Хід роботи. У пробірку до 3-5 крапель гідролізату дріжджів додайте 20 крапель молібденового реактиву та кип'ятіть на водяній бані протягом декількох хвилин. Розчин набуває жовтуватого забарвлення. При охолодженні утворюється **осад жовтого кольору**.

Дослід 5. Виявлення в гідролізаті дріжджів рибози та дезоксирибози.

Хід роботи. У пробірку до 5 крапель гідролізату дріжджів додайте 20 крапель 1%-го розчину дифеніламіну та кип'ятіть на водяній бані протягом 15 хв. Спостерігайте появу **синьо-зеленого забарвлення**.

Результати дослідів 1-5 внесіть у табл. 8 за аналогією:

Таблиця 8 – Реакції на складові компоненти нуклеопротейдів дріжджів

№ з/п	Назва досліджу	Реактиви, які використовують	Зміни, що відбуваються під час реакції	Висновок
1	2	3	4	5
1	Гідроліз нуклеопротейдів дріжджів (проводиться попередньо)	1) 1 г дріжджів; 2) 10-15 мл 5%-го розчину сульфатної кислоти. Нагрівають на пісочній бані протягом 45 хв	Прозорий розчин жовтуватого забарвлення	Утворення гідролізату дріжджів

Дослід 6. Виявлення у слині ферменту амілази та доведення її термолабільності.

Принцип методу. Амілаза є ферментом, який каталізує гідроліз α -глюкозидного зв'язку α -1-4-крохмалю до проміжних продуктів – декстринів. Крохмаль утворює з йодом сполуку **синього** кольору, амілодекстрин – **фіолетового**, еритродекстрин – **червоно-бурого**, ахродекстрин – **жовтого**.

Хід роботи. У дві пробірки налейте по 2 мл 1%-го розчину крохмалю, в одну із пробірок додайте 2 мл розчину амілази слини; вміст пробірки добре перемішайте. Обидві пробірки із зануреними в них скляними паличками одночасно помістіть у водяну баню при температурі 40 °С. Через 4 хв із кожної пробірки за допомогою скляної палички відберіть по краплі рідини, змішайте їх окремо з краплею реактиву Люголя, заздалегідь нанесеною на годинникове або предметне скло. Повторіть взяття проб через 6 та 10 хв.

Забарвлення з йодом проб із пробірки, що містить **слину**, змінюється від **синього** до **синьо-фіолетового**, **буро-червоного**, **червоного** і, зрештою, – **жовтого**.

До вмісту пробірки з розчином амілазою слини додайте реактив Фелінга (реактив Фелінга I та реактив Фелінг II по 0,5 мл відповідно) і нагрійте до кипіння. Утворюється червоний осад купрум (I) оксиду.

Дослід 7. Вплив рН середовища на активність амілази.

Принцип методу. Для амілази слини оптимальне значення при рН = 6,8. У дуже кислому й сильнолужному середовищі активність амілази знижується.

Хід роботи. У першу, другу та третю пробірки додайте по 0,5 мл 1,0%-го розчину крохмалю, 0,5 мл розчину амілази слини; в першу пробірку – 1,0 мл 0,4%-го розчину натрій гідроксиду, в другу – 1,0 мл 0,4%-го розчину хлоридної кислоти, у третю – 1,0 мл води. Нагрійте в термостаті при $t = 38$ °С (або водяній бані). Через 15 хв у кожен пробірку додайте по 3 краплі реактиву Люголя.

У першій пробірці спостерігається **жовте забарвлення**, у другій та третій пробірках – **фіолетове забарвлення**.

Дослід 8. Специфічність дії ферментів.

Принцип методу. Амілаза розщеплює полісахарид крохмаль і не діє на дисахариди (мальтозу чи сахарозу). Сахараза розщеплює тільки сахарозу й не розщеплює крохмаль та інші дисахариди.

Хід роботи. В першу та другу пробірки налейте по 1 мл 1%-го розчину крохмалю. У першу пробірку додайте 1 мл розчину амілази слини, в другу – 1 мл препарату сахарази (гідролізат дріжджів), потім перемішайте й помістіть у термостат при $t = 38^{\circ}\text{C}$ (або у водяну баню).

У третю та четверту пробірки налейте по 1 мл 5%-го розчину сахарази або 2%-го розчину сахарази. У третю пробірку додайте 1 мл препарату сахарази (гідролізат дріжджів), а в четверту – 1 мл розчину амілази слини й залиште за тих самих умов.

Через 5 хв у першу та другу пробірки додайте по 5 крапель реактиву Люголя і спостерігайте за забарвленням.

У третю та четверту пробірки додайте реактив Фелінга (реактив Фелінг I та реактив Фелінг II по 0,5 мл відповідно) та нагрійте до кипіння.

У першій пробірці з розчином амілазою слини синє забарвлення розчину зникає внаслідок розщеплення крохмалю амілазою та спостерігається **прозора рідина** або **жовте забарвлення**. У другій пробірці розчин набуває **синього забарвлення**.

Сахароза в присутності сахарази розщеплюється на глюкозу та фруктозу, утворюється червоний осад купрум (I) оксиду, відзначається **червоне забарвлення**. Але відомо, що сахароза не володіє відновлювальними властивостями.

Дослід 9. Вплив активаторів та інгібіторів на активність амілази.

Активатором амілази є NaCl, а інгібітором – CuSO₄. Про вплив цих речовин на активність амілази роблять висновок за ступенем гідролізу крохмалю під впливом ферменту при наявності активаторів та інгібіторів.

Хід роботи. До 1 мл слини додайте 5 мл дистильованої води. Візьміть 3 пробірки. У першу пробірку налейте 1 мл дистильованої води, у другу – 2 краплі розчину натрію хлориду (NaCl), у третю – 2 краплі розчину сульфату купруму (CuSO₄).

У всі пробірки внести внесіть по 1 мл розчину слини, перемішайте й додайте по 5 крапель розчину крохмалю, знову перемішайте та поставте в термостат при 37°C на 10 хв; після нагрівання додайте по 1 краплі розчину йоду.

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

Лабораторне заняття № 16

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА ВІТАМІНИ.

ЗАГАЛЬНІ ЗАКОНОМІРНОСТІ БІОЛОГІЧНОГО ОКИСНЕННЯ

Мета заняття: навчитися виявляти вітаміни в різноманітних речовинах або біологічних рідинах, використовуючи якісні реакції; засвоїти основні закономірності біологічного окиснення.

✍ Завдання для домашнього виконання

1. Складіть таблицю для кожного вітаміну за такою схемою на окремому аркуші:

Назва вітаміну	Будова вітаміну	Роль вітаміну в обміні речовин	Основні джерела вітамінів у природі	Добова потреба організму людини у вітаміні
1	2	3	4	5

2. Розкрийте значення біологічного окиснення вуглеводів, білків і ліпідів.

Питання для актуалізації знань

1. Вітаміни. Їх біологічне значення.
2. Класифікація вітамінів. Характеристика водорозчинних і жиророзчинних вітамінів.
3. Авітаміноз. Гіповітаміноз. Гіпервітаміноз.
4. Біологічне окиснення. Асиміляція. Дисиміляція. Метаболізм.
5. Субстратне фосфорилування та окиснювальне фосфорилування.
6. Цикл Кребса (загальна характеристика).
7. Будова АТФ. Значення АТФ.

ХІД ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ

Матеріали і реактиви: штатив для пробірок, пробірки, піпетки, сірники, водяна баня, спиртівка; 1%-й розчин сульфанилової кислоти та 5%-й розчин натрій нітриту – діазореактив, 10%-й розчин натрій карбонату, 5%-й розчин тіаміну (В₁), розчин вітаміну В₂, концентрована хлоридна кислота, металевий цинк (Zn); 3%-й розчин вітаміну РР, 5%-й розчин купрум ацетату; 1%-й розчин вітаміну В₆, 1%-й розчин ферум (III) хлориду; 0,1%-й розчин аскорбінової кислоти, 0,01%-й розчин метиленового синього; риб'ячий жир у хлороформі, концентрована сульфатна кислота, розчин бром у хлороформі (1:60).

Якісні реакції на водорозчинні вітаміни

Дослід 1. Діазореакція на вітамін В₁.

Принцип реакції. У лужному середовищі тіамін із діазореактивом утворює складну комплексну сполуку **оранжевого** або **червоного кольору**.

Хід роботи: До діазореактиву, що складається з 5 крапель розчину сульфанілової кислоти та 5 крапель 5%-го розчину натрій нітриту, додайте 1-2 краплі розчину тіаміну (вітаміну В₁), потім по стінці, нахиливши пробірку, обережно додайте 5-7 крапель 10%-го розчину натрій карбонату.

На межі двох рідин утворюється **кільце оранжевого кольору**.

Дослід 2. Реакція на вітамін В₂.

Принцип реакції. Гідроген, що утворився при додаванні металевого цинку до концентрованої хлоридної кислоти, відновлює жовтий рибофлавін спочатку в проміжну сполуку рожевого кольору, а потім в безбарвний лейкофлавін.

Хід роботи. У пробірку налийте 10 крапель розчину вітаміну В₂, додайте 5 крапель концентрованої хлоридної кислоти й опустіть зернятко металевого цинку (Zn). Спостерігайте **виділення пухирців водню**. Рідина поступово набуває **рожевого кольору**, а потім **знебарвлюється**.

Дослід 3. Реакція на вітамін РР.

Принцип реакції. Вітамін РР при нагріванні з розчином купрум ацетату утворює синій осад мідної солі нікотинової кислоти.

Хід роботи. Перед визначенням 3%-й розчин вітаміну РР обов'язково збовтайте. Потім наберіть у пробірку 20 крапель вітаміну РР і нагрійте до кипіння. При цьому каламутний розчин стає прозорим. Збовтавши 5%-й розчин купрум ацетату, долийте 20 крапель до попередньо нагрітого розчину вітаміну РР. Потім вміст пробірки доведіть до кипіння, відразу ж остудіть під струменем холодної води.

Спостерігайте випадіння на дні пробірки **синього осаду мідної солі нікотинової кислоти**.

Дослід 4. Реакція на вітамін В₆.

Принцип реакції. Вітамін В₆ при взаємодії з розчином ферум хлориду утворює комплексну сіль ферум феноляту червоного кольору.

Хід роботи. До 5 крапель 1%-го розчину вітаміну В₆ долийте рівну кількість 1%-го розчину ферум (III) хлориду, перемішайте.

Спостерігайте появу **червоного забарвлення**.

Дослід 5. Реакція на вітамін С.

Принцип реакції. Аскорбінова кислота легко вступає в окисно-відновні реакції та відновлює метиленовий синій. При цьому метиленовий синій відновлюється в безбарвну сполуку.

Хід роботи. У дві пробірки внесіть по 1 краплі 0,01%-ого розчину метиленового синього й додайте по 1 краплі 10 %-го розчину натрій карбонату. У першу пробірку додайте 5 крапель розчину аскорбінової кислоти, у другу – 5 крапель води. Обидві пробірки помістіть у термостат при $t = 37-40$ °С.

Через деякий час у пробірці з розчином аскорбінової кислоти спостерігайте **знебарвлення** рідини.

Якісні реакції на жиророзчинні вітаміни

Дослід 1. Реакція на вітамін А.

Принцип реакції. При взаємодії вітаміну А, що міститься в риб'ячому жирі, із концентрованою сульфатною кислотою з'являється червоне забарвлення.

Хід роботи. У суху пробірку налейте 3 краплі ретинолу та додайте 1 краплю концентрованої сульфатної кислоти. Спостерігайте появу фіолетового забарвлення, яке переходить у червоно-буре.

Дослід 2. Реакція на вітамін D.

Принцип реакції. Вітамін D, що міститься в риб'ячому жирі, при взаємодії з розчином бром у хлороформі набуває зеленувато-блакитного забарвлення.

Хід роботи. У суху пробірку внесіть 2-3 краплі риб'ячого жиру та 2-4 краплі розчину бром у хлороформі (1:60). Про наявність вітаміну D свідчить поява зеленувато-блакитного забарвлення.

Результати дослідів 1-5 (водорозчинні вітаміни) та дослідів 1-2 (жиророзчинні вітаміни) внесіть у табл. 9 за аналогією:

Таблиця 9 – Якісні реакції на водорозчинні та жиророзчинні вітаміни

№ з/п	Назва реакції	Реактиви, які використовують	Зміни, що відбуваються під час реакції	Що виявляє реакція
1	2	3	4	5
1	Діазо-реакція на вітамін В ₁	1) діазореактив; 2) 1-2 краплі розчину тіаміну (розчину вітаміну В ₁); 3) 5-7 крапель 10%-го розчину натрій карбонату	Кільце оранжевого кольору	Вітамін В ₁

Зробіть загальний висновок до всієї лабораторної роботи.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна:

1. Авдеева Л.В., Алейникова Т.Л., Андрианова Л.Е. Биохимия : учебник / под ред. Е.С. Северин. Москва : ГЭОТАР-МЕД, 2013. 768 с.
2. Басов В.П., Родіонов В.М. Хімія : навч. посіб. Київ : Каравела, 2013. 320 с.
3. Бойчук І.Д. Органічна хімія. Київ : Медицина, 2012. 126 с.
4. Корнет М.М., Генчева В.І. Хімія : конспект лекцій для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Лісове господарство» освітньо-професійної програми «Лісове та садово-паркове господарство». Запоріжжя : Запорізький національний університет, 2017. 126 с.
5. Органічна хімія : конспект лекцій для студентів спеціальності 181 «Харчові технології» денної та заочної форм навчання / уклад. О.І. Гулай. Луцьк : Луцький НТУ, 2015. 68 с.

Додаткова:

1. Губський Ю.І. Біологічна хімія : підручник. Київ : Нова книга, 2007. 656 с.
2. Дубенська Л. О., Тимошук О.С. Методичні рекомендації до самостійної роботи з дисципліни «Аналітична хімія». Львів : Малий видавничий центр хімічного та фізичного факультетів ЛНУ імені Івана Франка, 2012. 126 с.
3. Зименковский Б., Музыченко В., Ниженковская И. Biological and Bioorganic Chemistry in 2 books. Book 1. Bioorganic Chemistry. Киев : Медицина, 2019. 288 с.
4. Комов В.П., Шведова В.Н. Биохимия : учебник. 4-е изд., испр. и доп. Люберцы : Юрайт, 2015. 640 с.
5. Лисиця А.В. Біохімія. Практикум : навчальний посібник. Суми : Університетська книга, 2019. 240 с.
6. Малиновський В.В., Нагорний П.Г. Неорганічна хімія : навч. посіб. Київ : Либідь, 2009. 184 с.
7. Павлоцька Л., Дуденко Н., Димитрієвич Л., Божко Н. Біологічна хімія : підручник. Суми : Університетська книга, 2019. 379 с.
8. Павлоцька Л., Дуденко Н., Левітин Є. Біологічна хімія : підручник. Суми : Університетська книга, 2019. 513 с.
9. Ранський А.П. Органічна хімія і екологія : у 2-х частинах. Ч. 1 : Теоретичні основи органічної хімії. Аліфатичні вуглеводні : навчальний посібник. Вінниця : ВНТУ, 2012. 120 с.
10. Реутов О.А., Курц А.Л., Бутин К.П. Органическая химия : в 4-х частях. Москва : Бином. Лаборатория знаний, 2009. 624 с.
11. Травень В.Ф. Органическая химия. Київ : Либідь, 2008. 727 с.
12. Хімія / за ред. К. Лимаренко. Київ : Фоліо, 2014. 980 с.
13. Черних В.П., Зименковский Б.С, Гриценко І.С. Органічна хімія : підручник / за ред. В.П. Черниха. 2-е вид., випр. і доп. Харків : НФаУ; Оригінал, 2007. 776 с.

14. Яворський В.Т. Неорганічна хімія : підручник. Львів : Львівська політехніка, 2016. 324 с.
15. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії : підручник. Львів : Львівська політехніка, 2016. 380 с.
16. Deniz Ekinci. Biochemistry. Croatia, 2012. 462 p.

ІНФОРМАЦІЙНІ РЕСУРСИ

1. Біохімія онлайн. URL: <http://employees.csbsju.edu/hjakubowski/classes/ch331/bcintro/default.html>.
2. Біохімія. URL: <http://padaread.com/?book=26695>
3. Довідник. URL: http://shkolnik.in.ua/index.php?option=com_content&view=article&id=512&Itemid=617
4. Довідник з органічної хімії. URL: http://feht.donntu.edu.ua/u_chem/uh_neo/00_o_hem/o_h00.htm
5. Книги по біохімії. URL: <http://www.ex.ua/2605780>.
6. Основні поняття, закони й теорії хімії. URL: <http://shkolnik.in.ua/2009-09-03-16-48-01.html>

ВИКОРИСТАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Омелянчик Л.О., Генчева В.І., Панасенко Т.В. Хімія з основами біохімії : навчально-методичний посібник для студентів I курсу біологічного факультету (напрямок підготовки 6.090103 «Лісове і садово-паркове господарство»; галузь знань: 0901 «Сільське господарство і лісництво»). Запоріжжя : Запорізький національний університет, 2009. 80 с.
2. Омелянчик Л.О., Генчева В.І., Новосад Н.В. Біохімія : методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності «Біологія» освітньо-професійної програми «Біологія» денної та заочної форм навчання. Запоріжжя : Запорізький національний університет, 2018. 60 с.

НАВЧАЛЬНЕ ВИДАННЯ

(українською мовою)

Генчева Вікторія Іванівна

Корнет Марина Миколаївна

Омельянчик Людмила Олександрівна

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОХІМІЇ

Методичні рекомендації до лабораторних занять
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра спеціальності
«Лісове господарство» освітньо-професійної програми
«Мисливське господарство та рослинні ресурси»

Рецензент *Ю.Ю. Петруша*

Відповідальний за випуск *О.А. Бражко*

Коректор *Н.В. Мацюх*