МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ЗБІРНИК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»

ОДЕСА – 2018

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ЗБІРНИК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»

ЗА РОЗДІЛАМИ «ОРГАНІЧНА ХІМІЯ», «ФІЗИЧНА ХІМІЯ»,

«КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

ДЛЯ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ

Спеціальність 207 „ВОДНІ БІОРЕСУРСИ ТА АКВАКУЛЬТУРА”

«Затверджено»
методичною комісією
природоохоронного
факультету
протокол №7 від 15.03.2018 р.

ОДЕСА-2018

Методичні вказівки «Збірник лабораторних робіт» з дисципліни «Хімія (органічна, фізична, колоїдна)» частина II для студентів 1 курсу денної форми навчання, спеціальність 207 «Водні біоресурси та аквакультура» / Федорова Г.В. – Одеса: ОДЕКУ, 2018. – 84 с.

ЗМІСТ

ВСТУП……. 4
1. ЗАГАЛЬНІ ВКАЗІВКИ…….. 8
1.1. Техніка безпеки в хімічній лабораторії…….. 8
1.2. Правила безпеки при роботі зі склом ……. 9
1.3. Перша допомога при попаданні хімічних речовин на шкіру або всередину організму…….. 9
ОРГАНІЧНА ХІМІЯ…….. 10
2. Обладнання, апаратура, основні операції, прийоми та методи лабораторної роботи в органічній хімії…….
2.1. Основний посуд і прилади …… 10
2.2. Електричне обладнання…….. 15
2.3. Основні операції і прийоми лабораторної роботи…… 15
2.4. Методи поділу й очищення…….. 19
3. Лабораторна робота. Визначення вмісту органічної речовини в біомасі рослин ……. 24
4. Лабораторна робота. Визначення забруднюючих домішок нафти у воді …….. 29
ФІЗИЧНА ХІМІЯ ……. 46
5. Лабораторна робота. Визначення теплового ефекту хімічних реакцій …….. 46
6. Лабораторна робота. Вплив зовнішніх факторів на швидкість хімічних реакцій і хімічну рівновагу …….. 54
7. Лабораторна робота. Окиснювально-відновні реакції…… 63
КОЛОЇДНА ХІМІЯ……. 69
8. Лабораторна робота. Одержання колоїдних розчинів, їх міцелярна будова та визначення порогу коагуляції …….. 69
ДОДАТКИ…… 78
СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ…… 82

ВСТУП

Дисципліна «Хімія» (частини «Органічна хімія», «Фізична хімія» та «Колоїдна хімія») належить до природничо-наукового циклу підготовки (Б) студентів ВНЗ й є обов'язковою загальнонауковою та базовою дисципліною для подальшого вивчення фахових дисциплін РВО «Бакалавр», спеціальності 207 «Водні біоресурси та аквакультура».

Вивчення дисципліни відбувається саме за вищепереліченими розділами, тому визначення предмета кожного розділу такі:

- **предмет органічної хімії** розглядає її як науку, що вивчає сполуки Карбону, а саме – вуглеводні й їх функціональні похідні (спирти, етери, естери, альдегіди, кетони, карбонові кислоти), а також галогено-, нітро- та аміносполуки, їх склад, властивості, перетворення, методи виділення з природних джерел і шляхи синтетичного одержання, хоча історично органічна хімія виникла як хімія сполук, що є основою життя та продукуються живими організмами.

Метою вивчення органічної хімії є пізнання складу речовин живої природи, будови та властивостей органічних сполук різних класів.

Головними завданнями вивчення розділу органічної хімії є

1) знання термінології, основних теорій органічної хімії, класифікації органічних сполук, вуглеводнів, функціональних сполук;

2) вивчення властивостей всіх класів вуглеводнів;

3) досконале вивчення складу і властивостей оксигено- та нітрогеновмісних та життєве важливих природних сполук;

4) застосування знань органічної хімії в практичній діяльності спеціалістів з водних біоресурсів та аквакультури.

- **предмет фізичної хімії** є самостійною наукою, що вивчає взаємозв'язок фізичних та хімічних явищ.

Головна мета фізхімії – передбачати проходження хімічних процесів у часі та їхній кінцевий результат за різних умов на основі даних про будову та властивості молекул речовин, що створюють систему.

Фізична хімія використовує закони фізики для пояснення хімічних явищ і процесів у природі. Класична фізична хімія складається з розділів, вивчення та сутність яких і визначає її **основні завдання**:

1. Хімічна термодинаміка у т. ч. термодинаміка розчинів.
2. Хімічна та фазові рівноваги.
3. Кінетика хімічних процесів.
4. Електрохімія.

- **предметом колоїдної хімії** як важливої складової хімічної науки, є вивчення колоїдного стану компонентів біосфери, оскільки всі природні системи є колоїдними – повітря, прісна та морська води, мул, дими, туман, ін., а всі природні явища (світанок та захід сонця, веселка, північне сяйво, колір неба, дифузія в різних агрегатних

станах речовини) і агрегаційна стійкість систем пояснюються особливостями колоїдних систем, їх молекулярно-кінетичними, електрохімічними та оптичними властивостями, вивчення яких й визначає **основні завдання** цієї науки.

Метою колоїдної хімії є вивчення гомогенних і гетерогенних систем різного ступеня дисперсності, а також складу, властивостей і специфіки колоїдних розчинів, будови частинок їх дисперсної фази.

Практична значимість дисципліни «Хімія», що будується на основі найголовніших складових її наук – органічної, колоїдної та фізичної хімії, сприяє формуванню комплексу знань про природні органічні речовини, гетеродисперсні системи навколишнього середовища, можливість або неможливість перебігу хімічних процесів за певними умовами та розуміння природних явищ в різних компонентах біосфери (гідросфері, атмосфері і т. ін.).

Хімія як наука, що виникла під впливом людських потреб, у своїй еволюції завжди визначала певний рівень розвитку цивілізацій на планеті. Нині хімія має спеціальний напрямок – «зелена хімія», головне завдання якої – зробити будь-який промисловий хімічний процес безвідходним, а застосування хімічних сполук – тільки корисними, щоб виключити побічні дії, що можуть нашкодити живій природі. Отже, значущість хімічних знань для майбутніх фахівців спеціальності «Водні біоресурси та аквакультура» доповнюється можливістю прогнозувати ситуації: реакції, процеси, явища, для зберігання комфортного природного середовища (гідросфери) та його біоресурсів (гідробіонтів), а також їх розквіту або відновлення.

Читання даної дисципліни спирається на дисципліни «Фізика», «Неорганічна хімія» і «Органічна хімія», що вивчаються в середній школі, а також на дисципліни «Фізика» та «Хімія», складові якої – неорганічна та аналітична хімія, вивчаються на І курсі в І семестрі.

Читання дисципліни «Хімія» та виконання лабораторних робіт відбуваються у 2 семестрі 1 курсу; до програми дисципліни входить самостійна робота студента (СРС – позааудиторна підготовка) у кількості 75 год.

Місце дисципліни у структурно-логічній схемі її викладання. Отримані знання, навички та вміння студенти зможуть використовувати при вивчанні таких навчальних дисциплін як «Біофізика», «Біохімія гідробіонтів і гідрохімія», «Безпека життєдіяльності» та дисциплін рибництва: «Іхтіопатологія», «Хвороби об’єктів рибництва», «Біологічні основи рибного господарства», «Основи марикультури», «Оцінка, прогнозування і управління якістю вод рибогосподарських водойм», «Технологія переробки риб».

Базові знання, які повинні мати студенти після вивчення дисципліни «Хімія», такі:

- Знання теоретичних концепцій органічної, колоїдної та фізичної хімії, природи та джерел речовин, що вивчає органічна та колоїдна хімії.

- Основна термінологія, поняття і закони органічної, колоїдної та фізхімії.
- Знання правил техніки безпеки в хімічній лабораторії при роботі з електроприладами, різноманітними огрівниками, скляним посудом, з вогненебезпечними органічними розчинниками та ін. леткими та шкідливими сполуками. Знання призначення хімічної апаратури, скляних приладів та прийомів роботи на цьому обладнанні.
- Класифікації органічних сполук, їх будова і структура, номенклатура IUPAC, фізичні і хімічні властивості сполук всіх класів.
- Знання класифікації гетеродисперсних систем за агрегатним станом фаз, дисперсністю, поверхневою активністю, основні особливості колоїдних систем і сучасний погляд на будову частинок їхньої дисперсної фази.
- Знання законів термодинаміки, кінетики, енергетики хімічних процесів. Загальні уявлення про хімічну рівновагу та її зсув за різних умов.
- Знання основ електрохімії (окиснювально-відновні процеси, корозія та її види, електроліз та його закони, принцип роботи гальванічних елементів).

Перелік базових вмінь, які повинні мати студенти після вивчення дисципліни «Хімія»:

- Вміти за призначенням використовувати лабораторне обладнання та посуд, фізико-хімічні та електричні прилади з утримуванням правил техніки безпеки.
- Складати рівняння термохімічних процесів та хімічних реакцій одержання та властивостей органічних сполук різних класів.
- Використовувати закони, закономірності, принципи та правила органічної фізичної та колоїдної хімії, основні положення теорії хімічної будови органічних сполук О.М. Бутлерова при вирішенні задач і проблем, пов’язаних з хімічними процесами за своїм фахом.
- Встановлювати клас органічних сполук, називати їх за номенклатурою IUPAC з урахуванням рекомендацій Української національної комісії з хімічної термінології та номенклатури, вміти складати формули гомологів сполук різних класів й ізомерів.
- Класифікувати гетеродисперсні системи за всіма видами класифікацій.
- Розв’язувати типові задачі середнього ступеня труднощі з усіх розділів органічної, фізичної та колоїдної хімії.

Компетенції, які набувають студенти в результаті вивчення дисципліни «Хімія» за її складовими органічна, фізична та колоїдна хімії, характеризують такі здатності:

- Формування у студентів матеріалістичного світогляду, обґрунтованого єдністю речовин різної природи; розуміння на науковій основі хімії різноманіття речовин та їх перетворень як основи світобудови.

- Використовування знань складу та властивостей речовин органічної природи, їх шкідливої дії на гідробіонтів з метою встановлення природи полютанта через поведінку мешканців водойм; особливостей поширених колоїдних водних систем у практиці рибництва й аквакультури на основі знань будови частинок гетеродисперсних систем, їх поверхнево-активних та молекулярно-кінетичних властивостей.
- Прогнозування можливості проходження хімічних і термохімічних процесів з передбаченням їх напрямку і результату, зсуву рівноваги за певних умов; пояснення явищ у гідросфері створенням природних гальваноелементів, властивостями колоїдних систем, причинами реакцій окиснення-відновлення та механізмом корозійних процесів, пропонування засобів захисту від корозії електрохімічними та ін. методами, можливості нейтралізації токсичних речовин водойм.

1. ЗАГАЛЬНІ ВКАЗІВКИ

1.1. Техніка безпеки в хімічній лабораторії

Находження студентів в лабораторії, виконання ними лабораторних робіт вимагають від них здійснення правил техніки безпеки. Студенти повинні знати місце розташування вогнегасників і аптечки з предметами, розчинами і ліками для надання першої медичної допомоги. На початку роботи всі студенти після інструктажу з техніки безпеки розписуються у журналі техніки безпеки.

Загальні вимоги дотримування техніки безпеки такі:

1. Лабораторні заняття в хімічній лабораторії вимагають обов'язкової підготовки студента з використанням методичної літератури, лекційного матеріалу і підручників. Тема лабораторної роботи повинна бути ретельно пророблена студентом, теоретична частина і етапи експерименту законспектовані в зошиті для лабораторних робіт. Непідготовлений студент немає допуску до виконання лабораторної роботи.

2. В лабораторії необхідно дотримувати порядок, тишу, чистоту, не їсти, не пити, не палити, не куштувати реактиви на смак, не втягувати піпеткою в рот розчини кислот, лугів, органічних і невідомих сполук.

3. Під час роботи з леткими і вогненебезпечними розчинниками забороняється бути біля відкритого вогню; кип'ятіння треба проводити у витяжній шафі на плитках із закритою спіраллю на азбестових сітках або на водяних банях, отвори пробірок і колб спрямовувати від себе і людей, які знаходяться поруч. Не заглядати зверху в колбу або пробірку при їх нагріванні через можливий викид гарячої реакційної суміші.

4. Концентровані мінеральні і органічні кислоти обов'язково **вливати у воду** малими порціями, а не навпаки. Луги також **лити у воду.**

5. Не вдихати виділені гази, пару або органічні розчини і речовини з неприємним запахом: роботи з ними проводити у витяжній шафі.

6. Забороняється виливати в раковини залишки розчинів неорганічних і органічних речовин, мінеральних кислот, отруйних речовин і металеву ртуть. Для цієї мети в кожній лабораторії є спеціальні місткості, звичайно пластмасові; металеву ртуть треба зберігати у посуду під шаром води.

7. Під час роботи користуватися шпателями для сипких речовин, халатами, фартухами, захисними окулярами, гумовими рукавичками.

8. Необхідно пам'ятати протипожежні дії: відключити газовий і електричний рубильники; прибрати горючі розчинники в безпечне місце подалі від зони вогню, загасити полум'я піском, вогнегасником або накрити азбестом чи ковдрою; при необхідності телефонувати 101.

9. Після закінчення лабораторної роботи вимкнути прибори, воду; прибрати робоче місце, вимити посуд і, обов'язково, руки; написати протокол лабораторної роботи, оформити необхідні рисунки приладдя, схеми реакцій, побудувати графіки, зробити розрахунки і висновок.

1.2. Правила безпеки при роботі зі склом

1. Не користуватися надколеним і тріснутим посудом, це чревате порізами і нещасними випадками.
2. Не нагрівати товстостінну посуду, а при нагріванні тонкостінного посуду користуватися азбестовими підкладками, не допускаючи зіткнення відкритого полум'я або поверхні електроплити з посудом.
3. При роботі зі скляним посудом систем “термометр – колба”, “термометр – насадка”, “холодильник – колба”, “алонж – холодильник”, “алонж – приймач”, тобто при введенні керна в муфту необхідно угвинчувати керн, тримаючи його рукою як найближче до краю, а не вдавлювати з силою.
4. При перемішуванні вмісту скляного посуду не користуватися металевими шпателями, а тільки скляними або пластмасовими паличками (мішалками).
5. Осколки розбитого посуду необхідно збирати в спеціальні ящики, а не викидати в кошики для паперів або сміттєзбиральники.

1.3. Перша допомога при попаданні хімічних речовин на шкіру або всередину організму

При попаданні кислот на шкіру слід ретельно змити пошкоджене місце сильним струменем води, а потім обробити його 5 % розчином соди. Зазвичай такий розчин зберігається в аптечці.

У випадку попадання на шкіру, у шлунок або ротову порожнину лугів також слід промити місце опіку великою кількістю водопровідної води, а потім – 2 % розчином оцтової або борної кислоти.

Якщо у рот попав розчин азотнокислого срібла, необхідно промити рот розчином повареної солі. При отруєнні кислотами необхідно ввести у шлунок мильний розчин, магнезію, соду, вапнякову воду, рідке тісто або молоко. У випадку отруєння неорганічними солями зазвичай використовують молоко, яєчний білок. Йод нейтралізують крохмальним розчином або кофеїновими напоями – чаєм або кавою.

При необережному поводженні з огрівниками і виникненням опіків з почервонінням шкіри необхідно використовувати протиопікові препарати; сильніші опіки з появою пухирів треба обробити розчином таніну або марганцівки ($KMnO_4$), найсильніші опіки викликають руйнування шкірної тканини, тому під загрозою сепсису їх лікувати у домашніх умовах небезпечно и потрібно звернутися до лікаря.

При роботі з несправним електроприладами можливо ураження електричним струмом. Тоді попереду потрібно забезпечити свою небезпеку: надіти гумові рукавички та чоботи. При можливості вимикнути електроприлад. Підійти до постраждалого маленькими кроками, при наявності на ньому проводу палицею скинути його, відтягнути постраждалого за одяг від місця ураження і викликати швидку допомогу.

ОРГАНІЧНА ХІМІЯ

2. ОБЛАДНАННЯ, АПАРАТУРА, ОСНОВНІ ОПЕРАЦІЇ, ПРИЙОМИ ТА МЕТОДИ ЛАБОРАТОРНОЇ РОБОТИ В ОРГАНІЧНІЙ ХІМІЇ

2.1. Основний посуд і прилади

Прилади, посуд і апаратура хімічної лабораторії виготовлені з хімічного або кварцового скла. Найбільш розповсюдженими сортами хімічного скла є боросилікатне скло 20, разотерм, пірекс, супермаркс, дуробакс. Це термостійкі (супермаркс до t = 680 °С), стійкі до дії кислот і лугів сорти скла, які мають малий коефіцієнт розширення і достатню механічну міцність. Кварцове скло або плавлений кварц має саму високу термостійкість (до 1400 °С) і найменший, у порівнянні з іншим хімічним склом, коефіцієнт розширення - $5{,}8 \cdot 10^{-7}$ см/К, його перевагою перед другим хімічним склом є пропускання ультрафіолетового (УФ) світла. Термостійке скло застосовують для виготовлення перегінних колб, холодильників, хімічних склянок, що використовують для нагрівання і кипіння рідин. Товстостінний скляний хімічний посуд має підвищену механічну міцність.

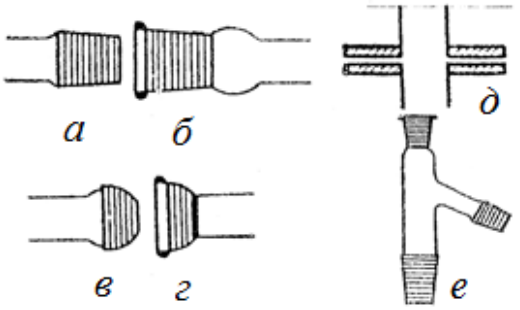


Рис. 2.1. Шліфи *конічні: а* – керн; *б* – муфта; *шарові: в* – керн, *г* – муфта; *д* – *плоскі:* кришки ексикаторів; *е*) насадка Вюрця

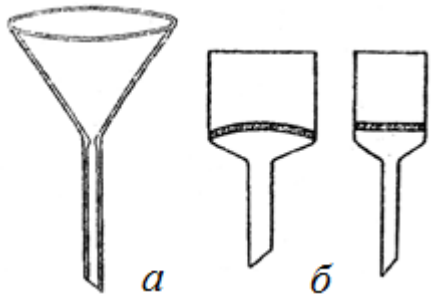


Рис. 2.2. Прилади для фільтрування: *а* – лійка хімічна; *б* – фільтри Шотта

Сучасний лабораторний посуд має конічні шліфи стандартних діаметрів, З'єднання шліфів здійснюється за допомогою внутрішнього шліфа *керна*, (***рис. 2.1***), який вводиться в зовнішній шліф – *муфту*, притертись шліфів однакових розмірів забезпечує системі "*керн – муфта*" герметичність, абсолютність якої досягається нанесенням на середню частину керна спеціального змащення з наступним розподілом його по всій муфті обертанням керна.

Для переливання рідин і фільтрування використовують хімічні лійки різних діаметрів, ***рис. 2.2, а***. При фільтруванні в лійку вміщують фільтр з фільтрувального паперу або спеціальні обеззолені фільтри різної пористості.

Для відділення тонкодисперсної фази від рідини користуються

фільтрами Шотта – скляними фільтрами з пористими перегородками (***рис. 2.2, б)***, розмір пор звичайно вказується маркіруванням на зовнішній частині фільтра. У випадку великих об'ємів для відділення кристалічних осадів і для прискорення процесу використовують лійку Бюхнера (***рис. 2.3***); на її дно з множинними отворами вміщують фільтр, вирізаний за діаметром лійки. Лійку вставляють у товстостінну колбу Бунзена, що має бічний відросток для сполучення за допомогою шлангу з ручним насосом Комовського або водоструминним насосом. Розрідження, створюване в колбі роботою насоса, сприяє прискореній фільтрації.

У лабораторній практиці для охолодження пари розчинника і її конденсації використовують холодильники (***рис. 2.4, а-г***). Низхідний, або прямий холодильник Лібіха (***рис. 2.4, а***) застосовується для перегонки рідин, його також можна використовувати і як зворотний у випадках, якщо конденсат надходить знову в колбу з киплячою реакційною сумішшю або при екстракції за допомогою екстрактора Сокслета або насадки Тілепапе ***(рис. 2.6)***. В останніх прикладах як низхідний холодильник використовують ефективні змієвикові холодильники (***рис. 2.4, в***). Кулькові холодильники (***рис. 2.4, б***) завжди використовують як зворотні, тобто для нагрівання і кип'ятіння рідин з поверненням конденсату назад до посудини, що нагрівається; їх відрізняє висока охолоджувальна здатність за рахунок кульових розширень. Повітряні холодильники (***рис. 2.4, г***) застосовують нечасто, тільки для висококиплячих розчинників, оскільки повітря за охолоджуючою дією поступається воді.

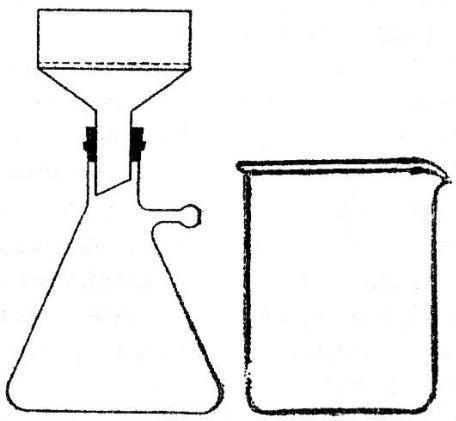


Рис. 2.3. Посуд для фільтрування: колба Бунзена з фарфоровою лійкою Бюхнера і хімічна склянка

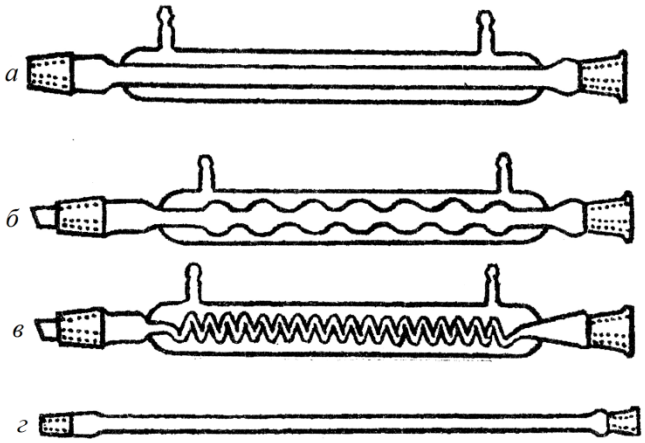


Рис. 2.4. Холодильники:
низхідні *а* – Лібіха, *в* – змієвиковий;
зворотні: *б* – кульковий, *г* – повітряний

Плоскодонний посуд – колби, стакани, склянки (***рис. 2.3, 2.5 в***), слугують для різних лабораторних цілей: збереження рідин, схову розчинів, перекристалізації, фільтрування, нетривалого нагрівання реакційних сумішей.

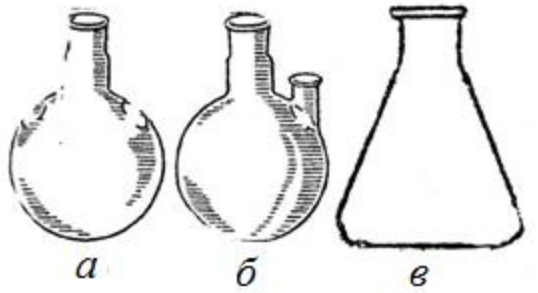


Рис. 2.5. Колби: *а* – круглодонна одногорла; *б* – круглодонна двугорла; *в* – плоскодонна конічна (колба Ерленмейєра)

Круглодонні колби (***рис. 2.5 а, б***) використовують для синтезу, різних видів перегонки і відгону розчинників, тривалого кип'ятіння, екстракції (разом з перколятором або апаратом Сокслета, ***рис. 2.6, а***), а також як приймачі, ***рис. 2.16***. Спеціальні прилади для екстракції твердих речовин – це апарат Сокслета і насадка Тілепапе (***рис. 2.6***). Перед екстракцією речовину в пакеті з фільтрувального паперу вміщують в екстракційну гільзу насадки Тілепапе, розчинник-екстрагент заливають в круглодонну колбу і нагрівають до кипіння. Пакет безперервно промивається гарячим розчинником, що конденсується і стікає з холодильника. При тривалому кип'ятінні відбувається витягування цільового продукту зі збагаченням екстракту.

Мірний посуд у хімічній лабораторії представлений

- мірними піпетками (пипетки Мора) до 50 мл або градуйованих на десяті частки мілілітра (мікропіпетки) (***рис. 2.7, а***), а також градуйованими *бюретками* (***рис. 2.7, б***);

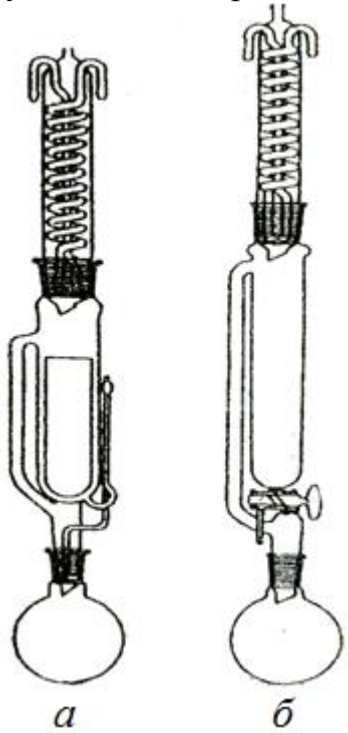


Рис. 2.6. Прилади для багаторазової екстракції: *а* – апарат Сокслета; *б* – насадка Тілепапе

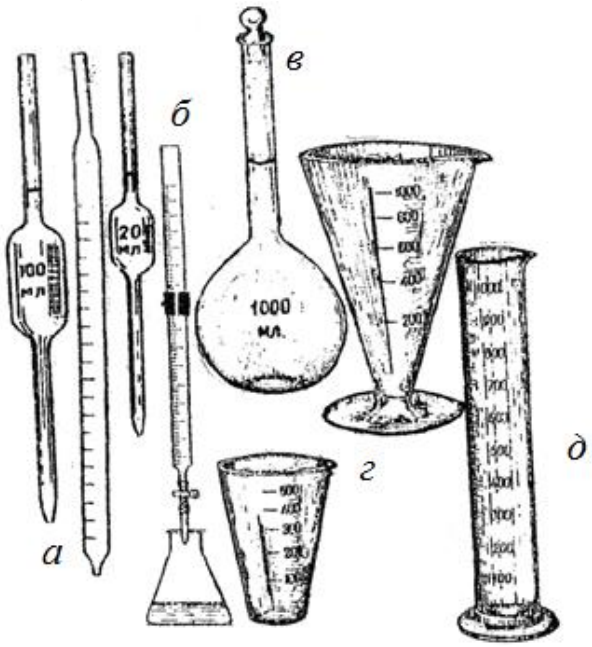


Рис. 2.7. Мірний посуд: *а* – піпетки, *б* – бюретка, *в* – колба мірна, *г* – мензурка, *д* – циліндр

- *мірними колбами,* які відрізняються вузькими горлами з рискою об’єму (***рис. 2.7, в***);
- *мензурками і циліндрами* різних об'ємів (зазвичай від 5 мл до 2 л) з градуйованою шкалою на стінці циліндра або мензурки, ***рис. 2.7, г, д***.

Найменш точний вимірювальний посуд – це циліндри і мензурки, найточніший – бюретки, піпетки і мірні колби.

При роботі з *піпетками* необхідно користуватися гумовими грушами і не затягувати рідину в піпетку ротом; при цьому потрібно стежити, щоб нижній кінець піпетки був постійно занурений у рідину, у протилежному випадку може відбутися засмоктування рідини, що набирається, у грушу.

Необхідно пам'ятати, що якщо піпетка не градуйована шкалою, то після витікання рідини з піпетки її виймають без видування, витрушування і інших прийомів, спрямованих на повне спорожнення кінчика піпетки, заповненого краплею рідини ~ 0,4 мл, врахованою при нанесенні мітки.

Бюретки – це довгі вузькі градуйовані скляні трубки, що закінчуються звуженим носиком і мають замикаючий пристрій у вигляді крана або затискача. Місткість бюреток від 25 до 100 мл, ціна поділок 0,1-0,2 мл дозволяє вимірювати об'єми з точністю до 0,05 мл. Бюретки закріплюють на штативах, встановлюють рівень розчину на нульовій поділці (від верху), фіксують відсутність бульбашок повітря і при відліках дотримуються правила відповідності рівня ока експериментатора і меніска рідини.

Принцип роботи екстрактора Сокслета аналогічний, його відмінність полягає в тому, що апарат Сокслета має бічний сифон, через який екстракт зливається в колбу, як тільки рідина в екстракційній гільзі досягне верхнього вигину. Таким чином, на відміну від насадки Тілепапе, екстрактор Сокслета не є приладом безперервної дії.

Рідини екстрагують звичайно в ділильних лійках різної форми (***рис. 2.8***). Верхній отвір ділильної лійки закривається пробкою, а внизу передбачений кран для зливу нижнього шару рідини. Основні правила роботи з ділильною лійкою:

1. Співвідношення водного розчину і екстрагенту зазвичай становить 4 **:** 1.
2. Рекомендоване заповнення лійки – не більш 2/3 її об'єму.
3. При закритих нижньому крані і верхній пробці енергійно збовтують вміст лійки, тримаючи її двома руками, контролюючи герметичність крана і пробки. Час від часу лійку перевертають краном вгору і, відкривши його, випускають пару, що утворюється. Ігнорування цього прийому може призвести до вибивання пробки і розбризкування вмісту.
4. Для поділу шарів рідин лійку закріплюють на штативі і відокремлюють після розшарування: нижній шар (важчий) зливають через кран до досягнення межі поділу незмішуваних рідин, а верхній (легший) – через верхній отвір.

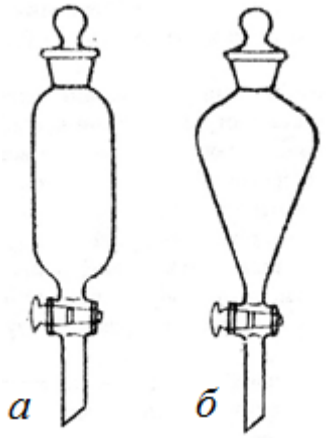


Рис. 2.8. Ділильні екстракційні лійки: *а* – циліндрична, *б* – конічна.

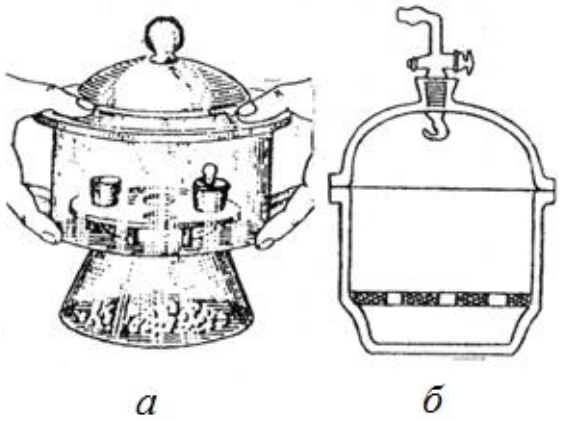


Рис. 2.9. Ексикатори: *а* – звичайний, *б* – вакуумний.

Доцільно для повноти витягування екстракцію проводити кілька разів, використовуючи від 3 до 5 порцій екстрагента-розчинника.

Важливим приладом лабораторії є *ексикатор* (***рис. 2.9 а, б***) – це герметична товстостінна посудина для висушування і зберігання в ізольованих умовах хімічних речовин. Ексикатор складається з двох частин: звужена нижня призначена для осушувачів, водовіднімаючих речовин, наприклад, туди наливають концентровану сульфатну кислоту, засипають прожарений кальцій хлорид, фосфор пентаоксид, натронне вапно, інші вологопоглиначі; верхня широка циліндрична частина відокремлюється від нижньої частини фарфоровою перетинкою з отворами, на яку вміщають бюкси, тиглі, чашки з речовинами, які висушують або охолоджують. Щільно притерта, шліфована скляна кришка ексикатора надійно захищає вміст від довкілля і вологи. Ексикатори поділяються на звичайні (***рис. 2.9 а***). і вакуумні (***рис. 2.9 б***). Останні мають шліфований кран у кришці, за допомогою якого ексикатор з'єднується з насосом для створення в ньому вакууму, після чого кран закривають.

При відкриванні ексикатора, що перебуває під вакуумом, потрібне дотримування правил безпеки: спочатку відкривають кран для зрівняння тиску повітря усередині і поза ексикатором, а тільки потім зрушують кришку у горизонтальному напрямку. У вакуум-ексикаторах шліфовані краї кришки змащують спеціальним вакуумним змащенням, у звичайних ексикаторах для досягнення герметичності використовують вазелін.

Для деяких операцій при аналізі об'єктів довкілля є незамінним фарфоровий посуд (***рис. 2.10***): *випарувальні чашки, тиглі, склянки, ступки, човники* для мікрокількостей речовини, згадана вище *лійка Бюхнера* (***рис. 2.3***). Фарфорові чашки, човники і тиглі використовують при прожарюванні речовин у муфельній печі, оскільки їхня термостійкість і міцність значно вищі ніж у скла. Ступки і товкачики необхідні для розтирання і подрібнення твердих речовин з метою досягнення їх однорідності

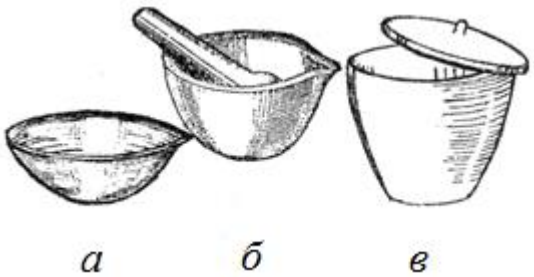


Рис. 2.10. Фарфоровий посуд: *а* – чашка, *б* – ступка з товкачиком, *в* – тигель.

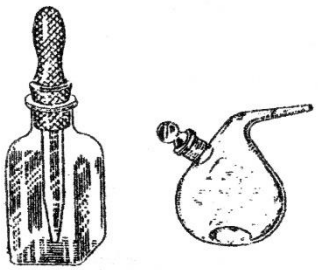


Рис. 2.11. Крапельниця для індикаторів.

Для розчинів індикаторів, а також для реактивів, які додають в невеликих кількостях, використовують спеціальні *крапельниці*, ***рис. 2.11***.

2.2. Електричне обладнання

Необхідними для хімічної лабораторії є такі електричні прилади, як колбонагрівачі, електроплити, сушильна шафа і муфельна піч (***рис 2.12 а, б***), дистилятор для отримання дистильованої води, оскільки водопровідна вода з її підвищеною твердістю не придатна для приготування розчинів і проведення різноманітних прийомів очистки.

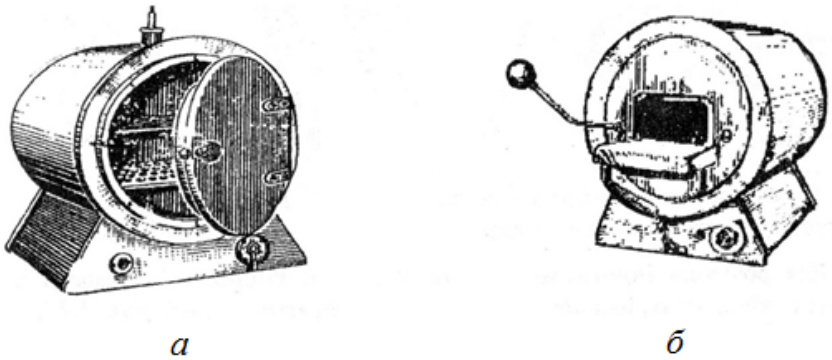


Рис. 2.12. Електричні: *а*) сушильна шафа і *б*) муфельна піч.

2.3. Основні операції і прийоми лабораторної роботи

2.3.1. Температурний режим. Більшість лабораторних операцій в органічній хімії включає нагрівання, охолодження або точне дотримання температурного режиму. Наприклад, такий метод очищення, як перегонка, одночасно включає і нагрівання, і охолодження. Нагрівання застосовують при перекристалізації, сублімації, сушінні, видаленні води з біосубстратів, проведенні гарячого фільтрування, деяких аналітичних якісних реакцій, тощо.

Вимір температури здійснюють за допомогою термометра, ртутна кулька якого повинна повністю бути зануреною в рідину або в розплав.

Нагрівання. У залежності від оснащення лабораторії, нагрівання здійснюється газовими пальниками (небезпека відкритого полум'я обмежує їх застосування), електричними приладами або водяною парою.

Відомий зі шкільної лави спиртовий пальник через неекономічність застосовується все рідше. Основними нагрівальними приладами є електроплитки із закритою спіраллю, колбонагрівачі, сушильні шафи і різного роду бані, які розташовують на тренозі і нагрівають за допомогою газового пальника або на електроплиті. Дуже зручні в лабораторній практиці електрокип'ятильники, найбільш сучасними є інфрачервоні лампи.

Бані для нагрівання реакторів бувають: масляні, піщані, водяні, гліцеринові, повітряні, металеві, парафінові – у залежності від теплопровідного наповнювача, яким заповнюють металеву ємність. Перевага бань складається, передусім, в досягненні рівномірного обігрівання всього об'єму реактора і можливості регулювання температури або нагрівання при строго визначеній температурі кипіння (т. кип.), напр., води, або топлення (т. топл.), напр., сплаву Вуда (т. топл. 71 °С) або сплаву Розе (т. топл. 94 °С). Найзручнішими визнані рідинні бані: водяні при нагріванні до 100°, гліколеві – до 200°, масляні і парафінові – до 250°. Висока теплопровідність і сталість температури топлення роблять металеві бані з легкоплавких сплавів універсальними.

При роботі з нагрівальними приборами треба дотримуватися правил техніки безпеки: робота в витяжній шафі, захисні окуляри, екрани, неприпустимість попадання крапель води в розігріту олію або металевий сплав; використання "кипілок" – шматочків пористої цегли, неглазурованої порцеляни, коротких скляних капілярів для забезпечення рівномірного кипіння всього об'єму рідини, що кип'ятять або переганяють. Кипілки додають на початку процесу *в холодну* рідину (у противному випадку неминуче скипання, розбризкування і втрати реактиву або розчиннику).

Процеси, що вимагають точної підтримки температурного режиму на рівні градусів і навіть десятих часток градуса, проводять у *термостатах*, обладнаних спеціальними терморегуляторами.

Охолодження. В якості охолоджувальних засобів застосовують воду, лід, сніг, спеціальні суміші і т. зв. "сухий лід".

Для охолодження до кімнатної температури використовується вода, що має найвищу теплоємність серед рідких і твердих речовин (крім рідкого аміаку) і найвищу з усіх молекулярних рідин теплопровідність. Для сильнішого охолодження (0 ºС) використовують дрібно наколотий лід і "кашу" з льоду і води. Додаючи в лід натрій хлорид, досягають охолодження до -20 °С, а кальцій хлорид – до -50 °С. Найнижчу температуру дає "сухий лід" (CO_2 у твердому стані) – до -70 °С. Подальше зниження температури до -72 ÷ -78 °С досягають сумішами "сухого льоду" з етиловим спиртом, ефіром, ацетоном. Подібні суміші готують у посудинах Дьюара – ємностях типу термоса. Найефективнішими охолоджувачами є рідкі інертні гази й азот (до -196 ºС).

2.3.2. Осушення й осушувачі. Процес сушіння являє собою звільнення речовини, що знаходиться в рідкому, твердому або газуватому стані, від рідких домішок органічних розчинників і, у більшості випадків, води. Головна вимога до осушувача – це його інертність відносно речовини, що висушується.

Найбільш розповсюджені осушувачі: рідинні, напр., концентрована H_2SO_4; тверді: гігроскопічна вата, зневоднений купрум сульфат, $CuSO_4$; кальцій хлорид, $CaCl_2$; натронне вапно, $Ca(OH)_2$+NaOH; NaOH, KOH; негашене вапно, CaO; силікагель, SiO_2; ангідрон $Mg(ClO_4)_2$ (магній перхлорат); фосфор пентаоксид, P_2O_5; молекулярні сита – натрій і кальцій алюмосилікати $NaAlSi_4$, $Ca(Al_2Si_2O_8)$.

Гази висушують пропусканням через склянки Дрекселя або осушувальні колонки . Їх заповнюють як твердим осушувачем, так і рідким (концентрованої H_2SO_4). Ефективним способом сушіння газів є їх виморожування – пропущення газів, що містять конденсовані домішки, через охолоджену «пастку», у якій вода заморожується. Від атмосферної вологи прилади екранують хлоркальцієвою трубкою з гранульованим $CaCl_2$.

Рідини висушують тільки твердими осушувачами, додаючи їх безпосередньо до осушуваної рідини і струшуючи час від часу в процесі осушення. Після висушування рідину фільтрують і переганяють; зберігають збезводнений реактив під парафіном або під спеціальною вологонепроникною плівкою.

Тверді речовини сушать у сушильних шафах (***рис. 2.12, а***), ексикаторах (***рис. 2.9***), спеціальних вакуумних приладах. Ефективність осушувача визначається величиною пружності водяної пари над осушувачем; вона є тим більшою, чим меншою є величина пружності.

2.3.3. Фільтрування. Відокремлення осаду від рідини (фільтрату) можна зробити двома способами:

- *декантацією* – простим зливанням рідкої фази відстояного розчину в іншу посудину, по можливості повніше зберігаючи осад;
- *фільтрацією* – пропусканням розчину з завислими частками через пористу перегородку: фільтрувальний папір (паперовий фільтр) або пористу скляну пластинку (фільтр Шотта, ***рис. 2.2, б***).

У першому випадку неминуче попадання дрібних завислих часток до фільтрату, і поділ буде неповним. Фільтрацією з добре підібраним фільтром вдається досить повно відокремити осад від фільтрату, який пройшов через пори. Якщо цінність являє собою фільтрат, то він не повинен бути каламутним – у протилежному випадку повторюють фільтрування на фільтрі з меншим розміром пор. Якщо важливо одержати чистий осад, його на фільтрі промивають розчинником, висушують і зважують.

Прилад для фільтрування простий: штатив з кільцем і лійкою, у яку вставлений простий або складчастий фільтр; шийка лійки торкається

склянки-приймача, куди стікає фільтрат. Для кристалічних осадів зазвичай застосовують вакуум-відсмоктування через паперовий фільтр у лійці Бюхнера та колбу Бунзена (***рис. 2.3, 2.13***), останню приєднують до насосу Комовського або водоструминному насосу (***рис. 2.13***).

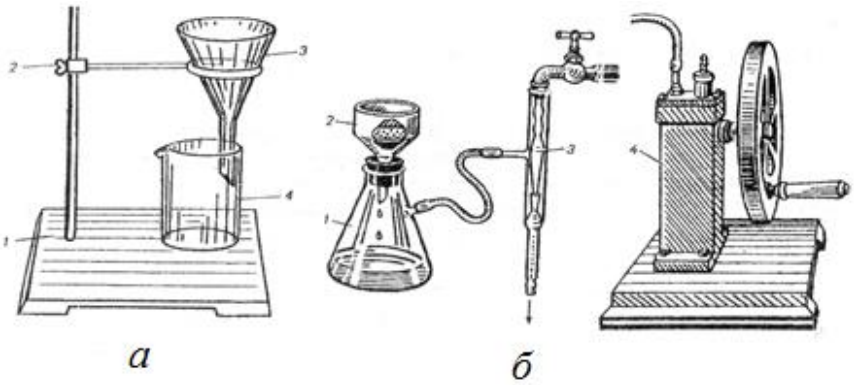


Рис. 2.13. Установки для фільтрування

а) фільтрування при звичайному тиску: 1 – штатив; 2 – затискач з кільцем; 3 – лійка з фільтром і розчином, що фільтрується; 4 – склянка з фільтратом;

б) фільтрування при зниженому тиску: 1 – колба Бунзена; 2 – лійка Бюхнера; 3 – водоструминний насос; 4 – ручний лабораторний насос Комовського.

У випадку тонкодисперсних осадів, які забивають пори фільтрів Шотта і проходять через паперові фільтри, аби звести втрати осаду до мінімуму, застосовують *центрифугування* – поділ неоднорідних систем на фракції за допомогою відцентрових сил, що ущільнюють осад у центрифуговій пробірці так, що він міцно утримується на дні. Наступна операція зводиться до декантації рідини з осаду й відділення розчинника фільтрувальним папером. Мокрий осад висушують, відкачують залишки розчинника водоструминним або вакуумним насосом. Центрифугування здійснюють в апаратах, що названі *центрифугами і ультрацентрифугами*.

2.3.4. Прожарювання. Прожарювання зразків біосубстратів, напр., при визначенні органічної речовини в рослинній або тваринній біомасі, ін. аналізах, виконують у муфельних пічках (***рис. 2.12, б***) з використанням фарфорових чашок, тиглів, металевих (платинових) бюксів, попередньо прожарених до сталої маси; потім охолоджують посуд з речовиною в ексикаторі і зважують з повторенням операції до досягнення сталої маси.

2.3.5. Перемішування. Для найшвидшого отримання гомогенної системи, кращого змішування компонентів в гетерогенних системах і зростання швидкості реакції реакційну суміш перемішують за допомогою різноманітних скляних або металевих (неіржавіюча сталь) мішалок (плоских, пропелерних, лопатних) вручну або з’єднують їх з електромотором. Також використовують спеціальні магнітні мішалки.

Магнітна мішалка складається з магніту, який вмонтований в підставку і обертається за рахунок мотора при включенні в електромережу, і залізного осердя в тефлоновій або скляній оболонці, який вміщують в посудину з реакційною сумішшю, і він рухається під впливом магніту.

2.4. Методи поділу й очищення

Основні методи очищення і поділу речовин: перекристалізація, сублімація, екстракція, перегонка і хроматографія.

2.4.1. Перекристалізація – процес розчинення забрудненої речовини у відповідному, нагрітому до кипіння розчиннику з наступним фільтруванням гарячого розчину від завислих і нерозчинених механічних домішок і охолодженням фільтрату за кімнатних умов або в холодильнику.

Аналітична хімія, що вивчає осади і умови їхнього утворення, розділяє їх за структурою і візуально (от лат. *vizualis* - зоровий). Візуальна характеристика, або оцінка за допомогою мікроскопа узагальнює зовнішній стан осаду:

Драглистий, напр., H_2SiO_3	Пластівчастий, напр., $Al(OH_3)$
Сироподібний, напр., AgBr	Дзеркальний, напр., Ag
Золотавий, напр., PbI_2	Кристалічний, напр., C_6H_5COOH
Зернистий, напр., $PbSO_4$	Склоподібний, або перли, напр., $Cr(BO_3)_3$

До 1980 р. класифікація твердих речовин за їхньою структурою зводилася до 2 видів: аморфні і кристалічні.

- *Аморфні осади* являють собою високодисперсні тверді речовини, аж до колоїдного ступеня дисперсності, мають пухку структуру часточок невизначеної форми. Молекули аморфної речовини не утворюють кристалічних ґраток, безладно розташовані в просторі. Такі осади погано осаджуються, важко відокремлюються і створюють перешкоди в роботі експериментатора, наприклад, утворення суспензій утруднює проведення екстракції, тобто процесу не пов'язаного з утворенням і поділом осадів.
- *Кристалічні осади*, навпаки, приносять воістину насолоду експериментаторові: голчасті, кубічні, найвигадливішої форми, добре відокремлювані, блискучі – вони є предметом вивчення окремої науки – кристалохімії.

Властивості кристалів визначаються тривимірністю їхніх кристалічних ґраток, точним упорядкуванням часток, наявністю високого ступеня упакування і чіткою симетрією.

Очищення речовин перекристалізацією включає такі етапи:

1. Вибір розчинника за принципом «Подібне розчиняється в подібному», тобто речовини мають гарну розчинність у хімічно і структурно подібному з ним розчиннику в поєднанні з поганою розчинністю речовин на холоді і гарною – при нагріванні. При перекристалізації домішки повинні мати високу або незначну розчинність, а розчинник по можливості мати високу точку кипіння. Хімічну взаємодію розчинника з речовиною, яку очищують, необхідно відключити.

2. Проведення кристалізації. Для цього в круглодонну колбу вміщують речовину в невеликому об'ємі розчинника, встановлюють

зворотний холодильник, через який при необхідності додають розчинник, і нагрівають на плитці до повного розчинення речовини. При наявності забарвлюючих домішок використовують адсорбенти, наприклад, активоване вугілля, кізельгур або дрібні шматочки фільтрувального паперу, після кип'ятіння з ними розчин втрачає забарвлення, стає безбарвним і прозорим, потім його відфільтровують гарячим від домішок і адсорбенту.

Посудину з фільтратом закривають і охолоджують при кімнатній температурі або, при необхідності, в холодильнику. Умови охолодження впливають на розмір кристалів: швидке охолодження викликає випадання безлічі дрібних кристалів, що утруднює фільтрування; повільне – призводить до утворення великих кристалів, недоліком яких є включення маточного розчину. Найбільш оптимальний варіант – помірне охолодження.

3. Відокремлення осаду. Після повного випадання осаду, його відокремлюють на лійці Бюхнера або фільтрі Шотта при зниженому тискові. Вимикнувши вакуум, промивають осад чистим розчинником і знову вмикають насос. Перекристалізовану і промиту речовину висушують у залежності від її властивостей: на повітрі, в ексикаторі або сушильній шафі при температурі на 20-50 градусів нижче за її температуру плавлення.

Перевірка чистоти твердої очищеної речовини полягає у вимірюванні її температури плавлення: речовина, що містить домішки, має знижену температуру плавлення і потребує повторного очищення.

2.4.2. Сублімація (від лат. *sublimo* – підніматись), або “возгонка” – це перехід речовини до газуватого стану, минаючи стадію плавлення, тобто рідку фазу. Цей процес випарювання твердої речовини при нагріванні з наступною конденсацією пари у твердий стан застосовують при очищенні камфори, бензойної кислоти, нафталіну, йоду.

Сублімація – процес повільний, проводити його слід обережно, не припускаючи перегрівання, при температурі, нижчій за точку сублімації, щоб не припустити термічного розкладу речовини.

Прилад для сублімації дуже простий: нагрівають на плитці фарфорову чашку з речовиною, яка сублімується, закривають кружком фільтрувального паперу з отворами і зверху накривають лійкою, діаметр якої менший за діаметр чашки; трубочку лійки затикають ватним тампоном, а зверху охолоджують вологою тканиною. Сублімат конденсується на охолоджуваній поверхні лійки у вигляді кристаликів.

2.4.3. Екстракція, або екстрагування – це добування речовини з твердофазної суміші або з розчину (рідкої фази) за допомогою відповідного *розчинника-екстрагента*.

Екстракція буде ефективною, якщо розчинність даної сполуки в екстрагенті є вищою, ніж у фазі вихідного розчину, а коефіцієнт розподілу (K) значно відрізняється від одиниці. Встановлено, що при $K < 100$ однієї екстракції недостатньо, якщо $K > 100$, екстракція легко здійснюється.

Таким чином, *екстракція* – це перехід речовини з однієї фази до іншої, більш близької їй хімічно і структурно, а *екстракт* – це екстрагент із захопленим з розчину (часто водного) суспензії або твердої речовини цільовим, (що добувається) продуктом. Основні прилади для екстракції див. ***рис. 2.6 і 2.8***. Якщо речовину екстрагують з водної фази розчинниками, які легші за воду (діетиловий етер, гексан, бензен), то екстракт буде у верхньому шарі ділильної лійки після розшарування рідин. У випадку, якщо екстрагент важчий за воду (хлороформ, тетрахлорометан), то екстракт буде під водою в нижньому шарі.

Після промивання від сторонніх домішок (кислот, основ, розчинників, захоплених при екстракції) екстракт висушують відповідним осушувачем, відфільтровують і відганяють розчинник.

2.4.4. Перегонка. Одним з важливих і поширених методів виділення й очищення рідких речовин є перегонка.

Найпростіший вид перегонки – проста прямоточна перегонка, тобто нагрівання рідини до кипіння, конденсація нагрітої пари у холодильнику й одержання дистиляту – чистого продукту в приймачі.

Таку перегонку застосовують звичайно для рідин з інтервалом температур кипіння 40-150°С. Ці межі пояснюються тим, що рідини, які киплять при низьких температурах (т. кип. < 40 °С) не можна переганяти в звичайних перегінних приладдях без втрат, а верхня межа температурного інтервалу пов'язана з помітним *розкладанням* багатьох сполук при перегонці у звичайних умовах понад 150°. Цей процес відбувається у приладді, ***рис. 2.14***, який при перегонці у вакуумі ускладняється введенням капіляра в перегінну колбу. Створення вакууму в приладді знижує температуру кипіння речовини і виключає розкладання речовини.

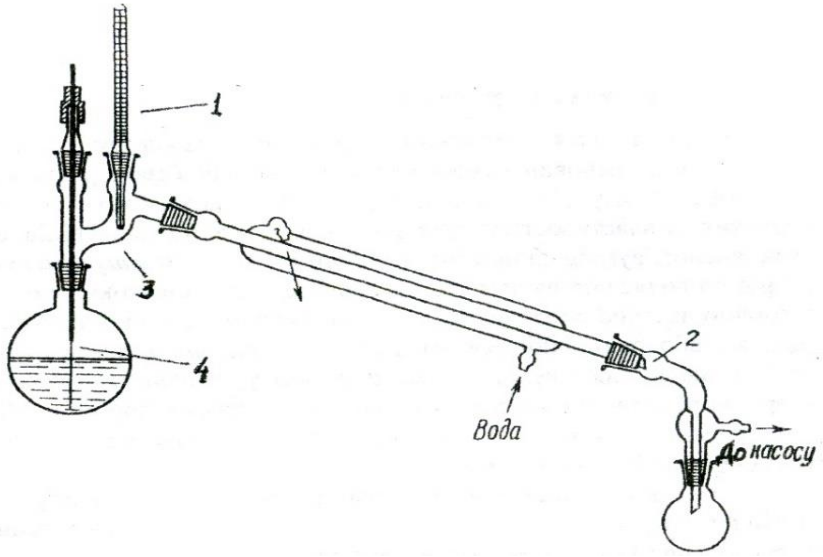


Рис. 2.14. Приладдя для перегонки

1 – термометр, *2* – алонж, *3* – насадка Кляйзена, ввід для трубки від пароутворювача при перегонці з водяною парою або для капіляра *4* при перегонці у вакуумі.

Для з'єднання перегінної колби з холодильником застосовують насадку Вюрця (***рис. 2.1, в***) або при перегонці у вакуумі насадку Кляйзена (***рис. 2.14)***. Приймач з холодильником з'єднують алонжем, що має бічне відгалуження, до якого приєднують захисну (від вологи повітря) хлоркальцієву трубку з осушувачем або сполучний шланг насоса при перегонці під зниженим тиском.

2.4.5. Хроматографічний аналіз. Хроматографія – сучасний і ефективний метод поділу, очищення і аналізу суміші речовин – своїм народженням зобов'язана російському ученому М.С. Цвєту (1903 р.). Метод дозволяє аналізувати сполуки дуже близьких за властивостями речовин, напр., ізотопів, лантанідів, актинідів, амінокислот, вуглеводнів.

Суть ***адсорбційного хроматографічного*** аналізу, що дозволяє поділити мікрокількості речовин, висококиплячі рідини або термічно нестійкі сполуки, полягає у тому, що досліджуваний розчин (суміш) у рідкому або газуватому стані, що називають *адсорбат*, пропускають через вузьку високу колонку, наповнену твердим *адсорбентом*, речовиною, на поверхні якої відбувається адсорбція – поглинання адсорбату адсорбентом в залежності від їх спорідненості з вибірковим захопленням компонентів.

При промиванні колонки розчинником – *елюентом* відбувається розподіл розчинених речовин за товщою адсорбенту, та їх поступове вимивання – *елюювання,* тобто пересування вниз за шляхом руху елюенту зі швидкістю, що залежить від адсорбційної здатності кожного компоненту суміші, що підлягає хроматографуванню. Елюент захоплює з колонки речовини в порядку від меншої до більшої міцності їхнього зв'язку з адсорбентом. Відносно адсорбенту – нерухомої фази, компоненти суміші, що зонально розподіляються і рухаються під впливом елюенту, є рухливою фазою. Розчин, що виходить з колонки, збагачений на одну з речовин суміші, називають *елюатом*.

Хроматограма – це результат зонального розподілу компонентів суміші різної сорбції (рухлива фаза) по нерухомій фазі шару адсорбенту.

У залежності від техніки проведення поділу в хроматографії існують *колонкова, паперова, капілярна, тонкошарова хроматографія (ТШХ)* та ін.

У *колонковій рідинній хроматографії* компоненти суміші розділяються за рахунок різної адсорбції з розчину твердим сорбентом при проходженні через колонку рідини – рухливої фази.

У *капілярній хроматографії* використовують капілярні колонки із внутрішнім діаметром 0,1-1 мм. Сорбент у таких колонках нанесений на стінки, а центральна її частина є порожньою. Такі колонки відрізняються ефективністю поділу, швидкістю масообміну, зменшенням витрати рухливої фази; їх використовують у *газорідинній хроматографії* (*ГРХ*).

Паперова хроматографія та ТШХ дозволяють працювати з мікрокількостями речовин, вона виконується на спеціальному фільтру-

вальному папері з чистої целюлози, що характеризується рівномірною щільністю.

У ТШХ як носій тонкого шару адсорбенту використовують металеві, пластмасові, скляні пластини з нанесеним на них покриттям із замішаних в інертному розчиннику алюміній оксиду, силікагелю або суміші адсорбенту з гіпсом, що виконує роль зв'язуючої речовини, а також силуфолові пластини з алюмінієвої фольги і силікагелевим покриттям (виробництва Чехії).

На пластини наносять досліджувані об’єкти – забруднені сполуки або природні речовини, які вміщують декілька компонентів. Після занурення пластин в спеціально підібрані розчинники або їх суміші, окремі речовини в залежності від здатності адсорбуватися на поверхні твердої фази сорбенту розподіляються на площі пластини. Після висушування досліджуваний об’єкт визначають у вигляді кольорових плям, а у випадку відсутності забарвлення речовини їх плями спостерігають в УФ світлі або при обробці спеціальними індивідуально підібраними проявниками. На практиці зазвичай порівняння проводять з “мітчиками”, або “свідками”– індивідуальними сполуками заздалегідь відомого складу і будови.

Запитання для самостійного контролю знань

1. Які різновиди мірного посуду ви знаєте?
2. Яка властивість речовин дозволяє здійснювати сублімацію?
3. Чи можна сушити етанол або гліцерин концентрованою H_2SO_4?
4. Що розуміють під центрифугуванням?
5. ***Виберіть правильну відповідь:***

Молекулярні сита служать для:

А) поділу молекул за розмірами Б) відділення полімерів від мономерів
В) осушення речовин Г) очищення речовини перед аналізом.

6. Які прилади використовують при проведенні екстракції?
7. Як класифікуються тверді речовини за структурою?
8. Чи всі рідини можна очищати перегонкою?
9. Екстрактор і ексикатор – це однаковий посуд чи різний?
10. Наведіть методи хроматографії в залежності від техніки поділу.
11. Що таке хроматограма, як її одержати? Назвіть першовідкривача хроматографії. Які нові напрямки в хроматографії ви знаєте?
12. Дайте пояснення термінам *елюат* і *елюент, адсорбат і адсорбент*.
13. В чому сутність тонкошарової хроматографії?
14. Наведіть приклади використання хроматографії в органічній хімії.
15. ***Виберіть правильну відповідь:***

Знайдіть посуд, що не відноситься до фарфорового посуду:

А) чашка Б) тигель В) лійка Бюхнера Г) алонж Д) ступка

3. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА
ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ОРГАНІЧНОЇ РЕЧОВИНИ В БІОМАСІ РОСЛИН

Мета роботи: засвоїти навички гравіметричного аналізу в органічній хімії; вивчити методику визначення органічної речовини біооб'єктів на прикладі рослин; навчитися робити розрахунки вмісту органічної речовини в біозразках будь-якої природи.

3.1. Теоретична частина

Основні джерела органічної речовини. Основний процес акумуляції органічної речовини і енергії на Землі – фотосинтез, тобто реакція взаємодії карбон(IV) діоксиду і води за участю хлорофілу та обов'язкової дії сонячного світла:

$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Органічна речовина на Землі утворюється і накопичується нерівномірно. Найбільшу її кількість утворюють тропічні ліси – гілеї (70 % Карбону), меншу – північні ліси та луки, помірну – степи і щонайменшу – тундра і пустелі.

В лісних екосистемах найбільша кількість органіки накопичується в деревині (90-99 % від сухої маси дерев), а в листі і корі – менша.

В ґрунті у виді гумусу утримується від 1 до 15 % органічної речовини, а літосфера є мільйонорічним сховищем енергії. Накопичення природного газу, нафти, торфу, сланців – це енергетичні запаси перетвореної органічної речовини за багатомільйонну історію її існування на планеті.

Поява органічних речовин <u>в атмосферному повітрі</u> – результат антропогенної діяльності людини, оскільки до складу атмосфери з органічних речовин входять тільки газоподібні гомологи метану, які потрапляють до неї з глибоких розломів літосфери, а також внаслідок вулканічних вивержень, землетрусів, болотних випарів. До шкідливих органічних речовин в повітрі відносяться бенз[а]пірен, фреони, вуглеводні природного газу і нафтопродуктів, ацетон, бензен, толуен, діетиловий етер, хлоровмісні вуглеводні та інші забруднюючі речовини, які надходять до атмосфери під час виробництва та експлуатації гуми, полімерів, барвників, синтетичних будівельних матеріалів.

Вміст органічної речовини <u>в природних водах</u> представлений такими класами органічних сполук, як вуглеводи, вільні амінокислоти, аміни, феноли, пестициди органічної природи, колоїдні розчини високомолекулярних сполук: білків, ДНК, РНК, гумінових і фульвокислот.

Джерела органічної речовини в гідросфері підрозділяються на *зовнішні* – з водозбірної площі і *внутрішні*, що утворюються безпосередньо у водоймі.

Внутрішнє джерело органіки – це жива речовина (рослини, риби, тварини, хемосинтетичні бактерії) і продукти її життєдіяльності та їх розкладу (непереварена їжа, екскременти), що зумовлена безперервними і одночасними процесами утворення первинної органічної речовини та її відмирання.

Ззовні джерела включають органіку (гумусові речовини), яку природні води вимивають з ґрунту та інші продукти розпаду і гуміфікації. Гумусові кислоти роблять воду агресивною до гірських порід, сприяють переносу мікроелементів. До цих джерел відносяться також промислові і стічні води.

Органічна речовина зазнає розкладу в результаті окиснення й дії бактерій, цей процес відомий під назвою *мінералізації.* Його важливе значення в тому, що у воду повертаються біогенні елементи, необхідні для живлення водних рослин і тварин, тобто має місце їх *регенерація.* Результатом мінералізації є кінцеві продукти розкладання: метан CH_4 і неорганічні речовини – CO_2, NH_3, H_2S, H_2O, H_3PO_4, FeS.

Вміст органічної речовини в природних чистих водах становить 1,98–5,42 мг/л, в річках – до 20 мг/л, у болотах сягає десятків мг/л.

Забруднення навколишнього середовища підвищує вміст в рослинній біомасі різноманітних полютантів, ослаблює процеси фотосинтезу і зменшує масову частку органічної речовини в рослинах.

Методи визначення. Для характеристики вмісту органічної речовини у воді та біооб'єктах існують такі методи:

Визначення окиснюваності води – кількісті міліграмів кисню, потрібного для окиснення органічних речовин, що містяться в 1 л води, мг O_2/л. Окиснення здійснюють у м'яких умовах калій перманганатом $KMnO_4$ у кислому середовищі (при цьому окиснюються лише легкоокиснювані органічні і неорганічні сполуки) – це *перманганатна окиснюваність* або калій дихроматом в концентрованій сульфатній кислоті (під час кип'ятіння окиснюються практично усі органічні сполуки, навіть важкоокиснювані) – це *дихроматна окиснюваність*.

Гравіметричний метод – метод визначення органіки в різних частинах рослин, який полягає в спалюванні сухого зразка в муфельній печі, зважування зольного залишку і визначення органічної речовини, яка розраховується у % до сухого зразка. Вміст органіки в рослинах різних типів наведено в ***табл. 3.1.***

При спалюванні рослинного матеріалу (або ґрунту) Карбон, Нітроген і Гідроген випаровуються в виді карбон(IV) оксиду – CO_2, нітроген оксидів – NO, NO_2 і водяної пари – це летка компонента органічної речовини. Нелеткий залишок (попіл, зола) містить елементи, які мають назву «зольних» (це Силіцій і метали, як саме біомаси, так і результату забруднення навколишнього середовища, де росте рослина). Різниця між масою всього сухого зразка і зольним залишком становить масу органіки.

Таблиця 3.1 – Порівняння вмісту золи і органічної речовини у рослин (за Б.А. Рубіним)

Трав'яні рослини			Деревні рослини		
Орган рослини	% золи	% орган. речовини	Орган рослини	% золи	% органічної речовини
Насіння	3	97	Стебло	3	97
Стебло	4	96	Деревина	1	99
Корінь	5	95	Кора	7	93
Листя	15	85	Листя	11	89

3.2. Експериментальна частина

Устаткування і реактиви: аналітичні терези, муфельна піч або електроплита з закритою спіраллю, фарфорові тиглі, препарувальна голка, ексикатор; спирт, кальцій хлорид, зразки деревини, кори, стебла, листя.

Хід аналізу

Гравіметричний (ваговий) метод визначення органічної речовини в біомасі рослин здійснюють наступним чином. В тигель, який попередньо прожарюють (в муфелі або на електроплитці), охолоджують і зважують, вміщують сухі подрібнені зразки певного органу рослини: листя, кори або коріння і т. д. і зважують на аналітичних терезах.

Потім тиглі ставлять в муфельну піч при температурі 400-450 °С (або продовжують спалювання на електроплиті під тягою) і спалюють 0,5-1 год до того стану, коли зола стане сіро-білою. Можливі такі варіанти кольору золи: червоно-бурий (в випадку великого вмісту в зразку оксидів заліза); зеленкуватий (у присутності марганцю). При спалюванні на електроплиті необхідно періодично перемішувати матеріал за допомогою препарувальної голки та збільшити час спалювання до 30-40 хв.

У випадку повільного спалювання треба охолодити тиглі, налити невелику кількість спирту і підпалити. В золі не повинно бути чорних часточок вугілля (це неспалений органічний Карбон). В цьому випадку треба зразок охолодити, обробити 1 мл дистильованої води, перемішати і повторно прожарювати до постійної маси. Після спалювання тиглі закривають кришкою, охолоджують в ексикаторі з осушувачем $CaCl_2$ і зважують.

Розрахунок накопичення органічної речовини рослинного матеріалу *X*, % виконують за формулою:

$$X = \frac{A - Z}{A - t} \cdot 100, \qquad (3.1)$$

$$Y = 100 - X \qquad (3.2)$$

де *Y* – масова частка золи; *A* – абсолютно суха маса біоматеріалу з тиглем; *Z* – маса золи біоматеріалу з тиглем; *t* – маса тигля.

Запис результатів аналізу представлено в ***табл. 3.2***:

Таблиця 3.2 – Аналіз зразка рослинної біомаси на вміст органічної речовини

Назва частини рослини	Маса, г				Масова частка, %	
	сухої наважки з тиглем	золи з тиглем	тигля	органічної речовини	органічної речовини	золи
	A	*Z*	*t*	*N = A – Z*	*X*	*Y*
Насіння						
Листя						
Коріння						
…						

Після заповнення таблиці та розрахунків треба зробити висновок, щодо одержаних результатів.

Висновок: оцінити вміст органічної речовини у досліджуваній частині рослини і порівняти з даними ***табл. 3.1.*** Зробіть висновок щодо екологічного стану місця збору зразків рослин.

3.3. Розрахунок масової частки елемента за хімічною формулою

Приклад 1. Обчисліть масову частку Карбону і Гідрогену в ацетатній кислоті CH_3COOH.

Розв'язання: 1. Визначимо відносну молярну масу (M_r) ацетатної кислоти, брутто формула якої $C_2H_4O_2$:

$$M_r(C_2H_4O_2) = 12\cdot2 + 1\cdot4 + 16\cdot2 = 60.$$

2. Визначимо ω(C) – масову частку Карбону в ацетатній кислоті (позначка A_r – це відносна атомна маса):

$$\omega(C) = \frac{A_r(C)\cdot n(C)}{M_r(C_2H_4O_2)} = \frac{12\cdot2}{60} = 0{,}4 \text{ або } 40\ \%.$$

3. Визначимо масову частку Гідрогену в ацетатній кислоті:

$$\omega(H) = \frac{A_r(H)\cdot n(H)}{M_r(C_2H_4O_2)} = \frac{1\cdot4}{60} = 0{,}067 \text{ або } 6{,}7\ \%.$$

3.4. Методика рішення задач за складом біооб'єктів

Приклад 1. При озоленні тканини шкіри вихід золи становив 1 %. Яка маса тканини шкіри до озолення, якщо було одержано 3 г золи?

Розв'язання: 1. Нехай зразок тканини, узятої для озолення, має масу 100 г, тоді за умовами задачі маса золи у такому зразку становить 1 г.

2. Якщо було одержано 3 г золи, можна скласти пропорцію:

100 г шкіри – 1 г золи

m г шкіри – 3 г золи, тобто

маса тканини шкіри дорівнює: m (шкіри) = $\frac{100\ г\cdot3\ г}{1\ г}$ = 300 г.

Приклад 2. Свіже листя берези містить 0,38 % елемента Фосфору, висушене листя – 2,51 %. Скільки відсотків становить втрата маси в результаті видалення води після висушування листя берези?

Розв'язання: Нехай масова частка води в листях берези – X, тоді при висушуванні листя масою m г видаляється mX г води й залишається (m – mX) г висушеного листя. За умовами задачі в m г невисушеного листя було 0,0038m г Фосфору. У висушеному листі масою (m – mX) г маса Фосфору становить 0,0251(m – mX) г.

Оскільки маса листя після сушки зменшилась за рахунок випаровування води, а маса Фосфору до і після сушки не змінилася, складаємо рівняння:

$0{,}0038m = 0{,}0251(m - mX)$, або $0{,}0038m = 0{,}0251m\,(1 - X)$.

Після скорочення лівої і правої частин рівняння на m та розкриття дужок одержуємо:

$0{,}0038 = 0{,}0251 - 0{,}0251X$

$0{,}0251\,X = 0{,}0251 - 0{,}0038$

$0{,}0251\,X = 0{,}0213$

$X = \frac{0{,}0213}{0{,}0251} = 0{,}8486$, або 84,86 %,

отже, втрата маси листя за рахунок випаровування води становила 84,86 %.

Домашні завдання для самостійного контролю знань

1. Яка масова частка Нітрогену в амінокислоті гліцині $NH_2–CH_2–COOH$?
2. Водорість, масою 30 г і вмістом H_2O 89 %, висушили до сталої маси і озолили, отримав 0,13 г попелу. Визначити масову частку органічної речовини.
3. Відомо, що для синтезу 1 г органічної речовини рослина втрачає 400 г води. Джерелом якого елемента в органічній речовині є вода і скільки його вміщується в органічній речовині, типу вуглеводу $C_6H_{12}O_6$, якщо рослина втратила 5 кг води?
4. Скільки води має поглинати рослина для синтезу 5 г органічної речовини, якщо на синтез 1 г органіки йде у середньому 400 г води, але тільки 0,2 % одержаної води витрачається на фотосинтез? Куди йде решта волога? Яка маса поглиненої вологи піде на фотосинтез?
5. Якщо об'єм океанів планети становить 1341 млн км^3 води, розрахуйте швидкість вилучення води з органічних решток організмами-деструкторами. Відомо, що час їх дії, за який фотосинтетики розкладають всю воду океанів, дорівнює 5 млн років, а ρ (океанічної води) = 1,02 г/мл.
6. Розрахуйте масову частку кожного елемента в сечовині $H_2N–CO–NH_2$ і порівняйте вміст Карбону в ній з вмістом Карбону у метані.
7. Після спалювання в муфельній печі 250 г сухого листя вміст органічної речовини становив 80 %. Яку масу попелу одержано?
8. Який вміст (%) Карбону і Гідрогену в а) цукрозі $C_{12}H_{22}O_{11}$; б) глюкозі?

Завдання до захисту лабораторної роботи

1. Яким є елементний склад рослин? Які органічні речовини входять до їх складу? Що відбувається з речовинами при прожарюванні? Напишіть рівняння розкладання органічної речовини (вуглеводня, глюкози, спиртів).
2. Після спалювання зразка трав'янистої рослини масою 2 г маса золи становила 0,133 г. Розрахувати масову частку органічної речовини. Який орган рослини досліджували, якщо визначення приблизно відповідає стандарту?
3. До трав'янистих чи деревних порід належить викопна рослина, якщо при аналізі 1,5 г абсолютно сухої наважки, маса золи становила 0,245 г?
4. Після аналізу органічної речовини масою 10 г об'єм карбон(IV) оксиду становив 7,98 л за н. у. Методом сухого озолення тієї ж маси встановлено масову частку золи – 5 %. Якою є масова частка Карбону в зразку?
5. Визначить масову частку магнію в зразку рослини, якщо після спалювання сухого листя в 0,25 г золи (ω = 5,3%) знайдено $5{,}2 \cdot 10^{-3}$ г магнію.
6. У організмі людини міститься 18% Карбону. Скільки кг Карбону міститься в організмі людини масою 80 кг?
7. При озоленні тканини печінки і кісткової тканини риб вихід золи відповідно становить 2 % та 25 %. Знайти маси тканини печінки і кісткової тканини перед озоленням, якщо було отримано відповідно 0,4 і 2 г золи.

4. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА
ВИЗНАЧЕННЯ ЗАБРУДНЮЮЧИХ ДОМІШОК НАФТИ У ВОДІ

Мета роботи. Набути і систематизувати знання про склад, властивості і забруднюючу дію нафти. Закріпити основні операції органічного практикуму (які? перелічити) та засвоїти методику визначення нафти у воді, методи розподілу і очищення (які? назвати) з перспективою використання одержаних знань і умінь в діяльності спеціаліста з водних біоресурсів та аквакультури.

4.1. Теоретична частина

Знаходження Карбону в природі. На нашій планеті Карбон міститься в атмосфері, воді і ґрунті у вигляді різних сполук: карбон(IV) оксиду і насичених вуглеводнів – в повітрі; гідрокарбонат-іонів HCO_3^- і органічної речовини гідробіонтів – у воді; гумусу і гумінових речовин – у ґрунті. Число органічних сполук в десятки разів перевищує число неорганічних сполук усіх хімічних елементів разом узятих. Крім основних класів органічних речовин, до їх числа відносяться усі біологічно активні речовини: білки, ліпіди, вуглеводи, вітаміни, токсини, нуклеїнові кислоти, ферменти, віск, озокерит, а також каучук, барвники, антибіотики.

Як продукт розкладання органічних речовин колишніх геологічних епох Карбон зустрічається у вигляді покладів різних копалин: нафти, вугілля (бурого і кам'яного, антрациту, сапропелітів), горючих сланців, торфу, газових родовищ (природного і сланцевого газів). Методами спектрального аналізу встановлено, що в космічному просторі Карбон існує у вигляді двохатомного радикалу $C_2\cdot$. У 2007 р. з'явилося повідомлення, що американські астрономи відкрили існування вуглеводневих річок і озер на супутнику Сатурну – Титані, дуже схожим на Землю на початку її еволюції.

У природі Карбон зустрічається у вигляді ізотопів ^{12}C (98,89 %) і ^{14}C (1,11 %). Загальний вміст С у земній корі – 0,1 %. У чистому вигляді він відомий у 4-х алотропних модифікаціях: алмаз, графіт, карбін і фулерен, що відрізняються кристалічною ґраткою: кубічною в алмазі, гексагональною в графіті. Карбін має ланцюжкову будову $(–C\equiv C–C\equiv C-)_n$. Фулерен – це полікарбонатна молекула C_{60} у формі порожньої кулі.

В царстві мінералів Карбон перебуває у вигляді карбонатів – солей карбонатної кислоти H_2CO_3; його найважливіші мінерали: магнезит $MgCO_3$, сода $Na_2CO_3\cdot 10H_2O$, доломіт $MgCO_3\cdot CaCO_3$, вітерит $BaCO_3$, пірсонит $Na_2CO_3\cdot MgCO_3\cdot 2H_2O$, а також шпати: вапняний, мангановий, цинковий, залізний, відповідно, $CaCO_3$, $MnCO_3$, $ZnCO_3$, $FeCO_3$.

Електронна будова атома Карбону і хімічний зв'язок в сполуках.

Чисельність і розмаїтість сполук Карбону зв'язані з його винятковими властивостями і здатністю утворювати хімічні зв'язки один з одним з формуванням лінійних, розгалужених і замкнених структур, різноманіття яких не має аналогів серед інших елементів.

Електронна формула атома Карбону $^{12}_{6}C$ в основному стані має вигляд: $1s^2 2s^2 2p^2$, або $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$. Через два неспарених електрони, С виявляє ступінь окиснення (СтОк) +2, утворюючи неорганічну сполуку карбон(II) оксид СО. В результаті збудження електрона, що знаходиться на *2s*-підрівні, і наступної sp^3-гібридизації виникають вже чотири неспарених електрони, й атом Карбону переходить до збудженого стану, який помічений зіронькою: $^{12}_{6}C^*$ $1s^2 2s^1 2p^3$, або $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, і одержує можливість знаходиться в чотиривалентному стані зі СтОк +4 або –4, що характерно для таких його сполук, як вуглекислий газ CO_2 і метан CH_4, відповідно.

Поняття **гібридизації** було введене Л. Полінгом у 1931 р. як квантово-механічний спосіб опису перебудови орбіталей атома в молекулі в порівнянні з вільним атомом. *Гібридизація атомних орбіталей* (АО) – спосіб утворення гібридних орбіталей шляхом комбінування (складання, або змішування) первісних АО *s*-, *p*- або *d*-типу. Під гібридизацією слід розуміти вирівнювання електронних хмар і за формою, і за енергією, тобто, наприклад, при утворенні молекули метану: сферична форма *s*-електронної хмари і гантелеподібна трьох *p*-хмар видозмінюються, вони

деформуються, стають усі однакової асиметричної форми, витягнувшись в одному напрямку зі збільшенням в ньому електронної густини, тобто утворюються чотири однакові грушоподібні sp^3-гібридні орбіталі.

Це і пояснює енергетичну рівноцінність усіх зв'язків у метані та інших вуглеводнях цього ряду, незважаючи на те, що вони утворюються електронами з різними орбіталями. Стан sp^3-гібридизації – тетраедричний (тетрагональний) з кутом 108°28’ між С–Н-зв’язками, характерний для алканів (***схема 4.1***).

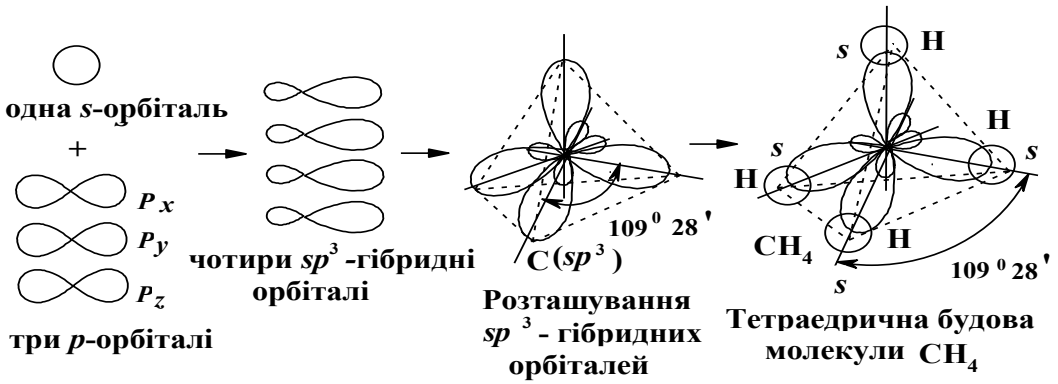


Схема 4.1. Утворення sp^3-гібридних орбіталей і σ-зв’язків в метані

Стан sp^2-гібридизації – плоский, тригональний, з кутом 120° характерний для алкенів, що мають подвійний зв’язок, ***схема 4.2***:

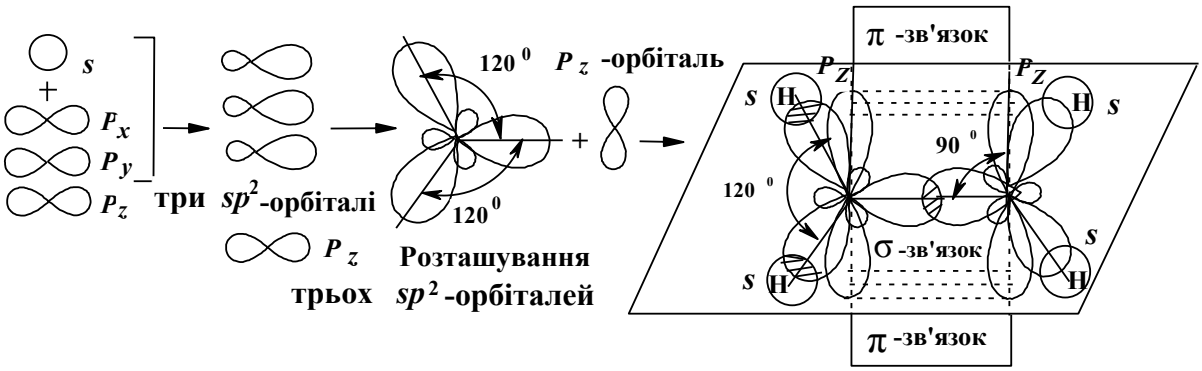


Схема 4.2. Утворення sp^2-гібридних орбіталей, σ- і π-зв’язків в етені

Стан *sp*-гібридизації має лінійне просторове розташування з кутом 180° і належить алкінам – сполукам з потрійним зв’язком, ***схема 4.3***.

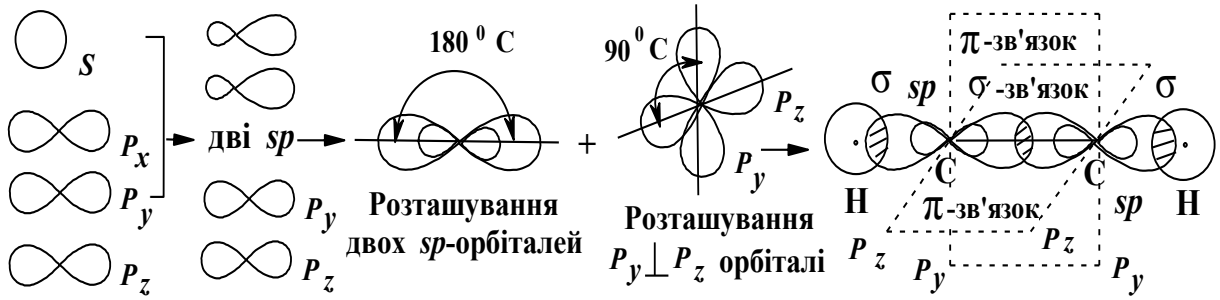


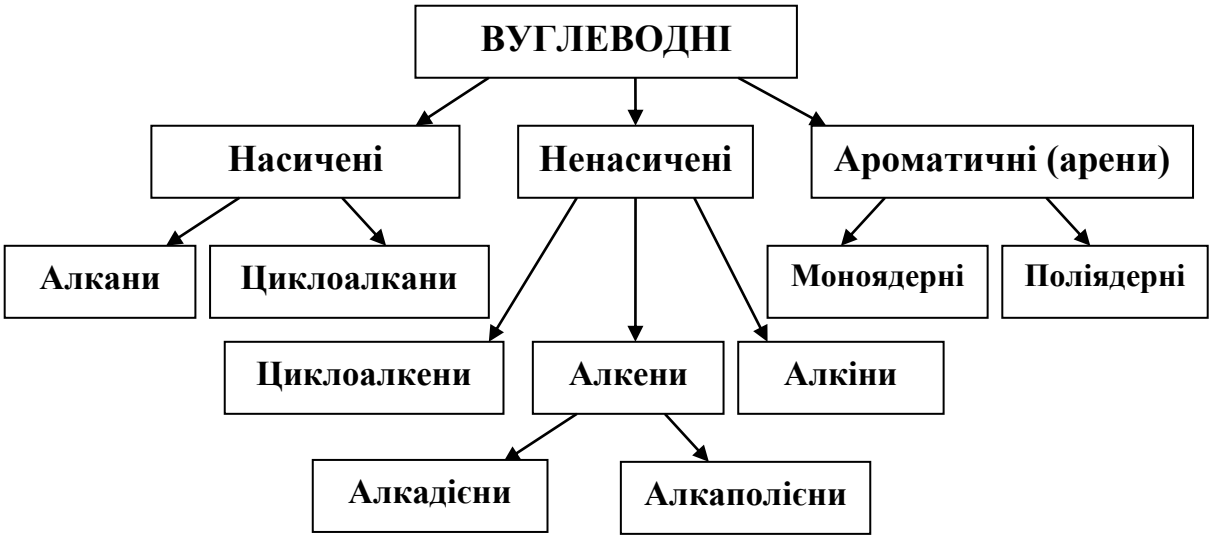
Схема 4.3. Утворення потрійних зв’язків в етині (ацетилені)

Асиметрична форма гібридних орбіталей приводить до більшої міцності утворених ними зв'язків за рахунок досягнення більшої площі перекриття гібридизованих електронних хмар.

Зв'язок, утворений перекриванням *s*-, *p*- і *d*- гібридних орбіталей вздовж осі, що з'єднує ядра двох атомів має назву **σ-зв'язку**.

σ-Зв'язок має одну ділянку перекривання орбіталей, тобто це одинарний зв'язок, на відміну від **π-зв'язку,** який утворений латеральним (бічним) перекриванням *p*-орбіталей перпендикулярно площині σ-зв'язку.

4.1.1. Класифікація вуглеводнів



Кожен клас вуглеводнів є гомологічним рядом. **Гомологами** називаються сполуки, що мають подібні хімічні властивості, відповідають одній загальній формулі і формують гомологічний ряд, в якому сусідні члени розрізняються один від одного на гомологічну різницю CH_2.

Залишок алкану, що утворюється після відокремлення від молекули атома Гідрогену, називають алкілом, або радикалом і позначають Alk або R–. (Не плутати з радикалом як найреакційнішою частинкою! Це просто омоніми.). Назва подібних первинних залишків утворюється шляхом заміни суфікса *–ан* алканів на *–іл (ил), див.* ***табл. 4.1***.

Таблиця 4.1 – Гомологічний ряд алканів і деякі дані про інші вуглеводні

Назва	Формула	$T_{кип.}$	$T_{топ.}$	Назва і формула первинного радикала	Кількість ізомерів
1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**
Метан	CH_4	-161,5	-184,0	Метил CH_3–	1
Етан	C_2H_6	-88,3	-172,0	Етил C_2H_5–	1
Пропан	C_3H_8	-42,2	-189,9	Пропіл C_3H_8–	1
Бутан	C_4H_{10}	-0,5	-135,0	Бутил C_4H_9–	2
Пентан	C_5H_{12}	36,2	-131,0	Пентил C_5H_{11}–	3
Гексан	C_6H_{14}	69,0	-94,3	Гексил C_6H_{13}–	5

1	2	3	4	5	6
Гептан	C_7H_{16}	98,4	-90,5	Гептил C_7H_{15}–	9
Октан	C_8H_{18}	125,8	-56,5	Октил C_8H_{17}–	18
Нонан	C_9H_{20}	150,8	-53,7	Ноніл C_9H_{19}–	35
Декан	$C_{10}H_{22}$	174,0	-30…-32	Децил $C_{10}H_{21}$–	75
Ундекан	$C_{11}H_{24}$	195,8	-26,5	Ундецил $C_{11}H_{23}$–	159
Додекан	$C_{12}H_{26}$	214,5	-12,0	Додецил $C_{12}H_{25}$–	355
Тридекан	$C_{13}H_{28}$	234,0	-6,2	Тридецил $C_{13}H_{27}$–	802
Тетрадекан	$C_{14}H_{30}$	252,5	5,5	Тетрадецил $C_{14}H_{29}$	1858
Пентадекан	$C_{15}H_{32}$	270,5	10,0	Пентадецил $C_{15}H_{31}$	4347
Ейкозан	$C_{20}H_{42}$	205,0[1]	36,8	Ейкозил $C_{20}H_{41}$–	366319
Гектан	$C_{100}H_{202}$	-	115,4	Гектил $C_{100}H_{201}$–	$5{,}921\cdot10^{40}$
Етен	$CH_2{=}CH_2$	-165 (газ)	-	Вініл $CH_2{=}CH$–	-
Пропен	$CH_2{=}CH\text{-}CH_3$	-47,8(газ)	-	Аліл $CH_2{=}CH\text{-}CH_2$–	-
Етин	$CH{\equiv}CH$	-83,8(газ)	-	Етиніл $CH{\equiv}C$–	-
Бензен	C_6H_6	80,1 (рід)		Феніл C_6H_5–	-

[1] при 15 мм рт. ст.

Чисельність органічних сполук, їх різноманіття пояснюється явищем **ізомерії** – можливістю існування сполук однієї брутто-формули у декількох структурних формулах. **Ізомерами** називаються сполуки, що відповідають однаковому якісному і кількісному складу, але відрізняються будовою і тому мають різні фізичні та хімічні властивості, наприклад, бутан і изобутан – внутрішньокласові структурні ізомери, а етиловий спирт і диметиловий етер – міжкласові ізомери:

$CH_3–CH_2–CH_2–CH$ ***н*-Бутан**

$CH_3–CH(CH_3)–CH_3$ **2-Метилпропан (ізобутан)**

C_2H_5OH **Етиловий спирт**

$CH_3–O–CH_3$ **Диметиловий етер**

4.1.2. Номенклатура алканів. Принципи складання назв алканів засновані на замісниковій номенклатурі IUPAC: 1) пошук найдовшого ланцюга; 2) правильна його нумерація у випадку розгалужених алканів, а саме початок нумерації визначається тим кінцем алкану до якого ближче розгалуження; 3) у випадку симетричних однакових замісників, алкан нумерують з того кінця структурної формули, де більше розгалужень;

$$\overset{7}{H_3C}—\overset{6}{CH_2}—\overset{5}{CH_2}—\overset{4}{CH_2}—\overset{3}{CH}(CH_3)—\overset{2}{CH_2}—\overset{1}{CH_3}$$

3-Метилгептан

(нумерацію визначає положення замісника)

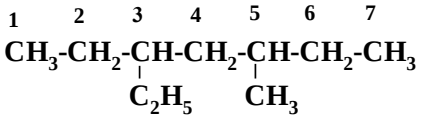
$$\overset{7}{CH_3}\text{-}\overset{6}{CH}(I)\text{-}\overset{5}{CH_2}\text{-}\overset{4}{CH_2}\text{-}\overset{3}{CH}(CH_3)\text{-}\overset{2}{CH}(I)\text{-}\overset{1}{CH_3}$$

2,6-Дііодо-3-метилгептан

(нумерацію визначає кількість радикалів)

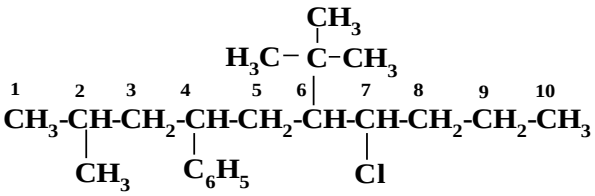
4) Перелічення кількох замісників в назві відбувається за абеткою.

5) якщо різні алкільні радикали знаходяться на однаковій відстані від кінців головного ланцюга, то вибір початку нумерації визначає радикал, назва якого перша за абеткою:



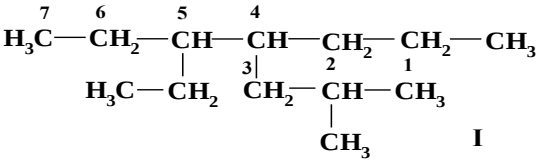
3-Етил-5-метилгептан

Назву алкану утворюють **локанти**, що вказують номери атомів С, що містять замісники, **префікси** з назвами замісників (радикалів), які перелічуються за абеткою і, безпосередньо, **назва** основного вуглеводня, що відповідає найдовшому пронумерованому ланцюгу. Префікси можуть мати такі додаткові назви, як *н-* (нормальний, тобто нерозгалужений), *втор-* (вторинний радикал, наприклад, *втор*-бутил), *трет-* (третинний), нео- (його використовують для вуглеводня неопентану складу $C(CH_3)_4$, тобто 3,3-диметилпропану); ізо- – для ізомерних замісників. Префікси ізо- і нео- пишуть разом, всі інші – через дефіс (рисочку) і *курсивом*. Номенклатура IUPAC рекомендує використовувати **правило найменших локантів**, тобто вибирати ланцюг таким чином, щоб локанти замісників були найменшими. Назва алкана закінчується суфіксом ***–ан***.



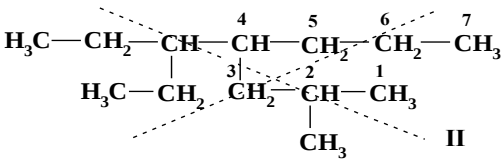
6-*трет*-Бутил-2-метил-4-феніл-7-хлородекан

При однаковій довжині можливих головних ланцюгів обирають той, що містить більше розгалужень (тобто більше замісників), наприклад:



I

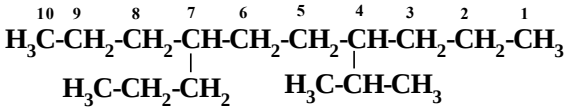
5-етил-2-метил-4-*н*-пропілгептан (I)
(3 замісника, назва правильна)



II

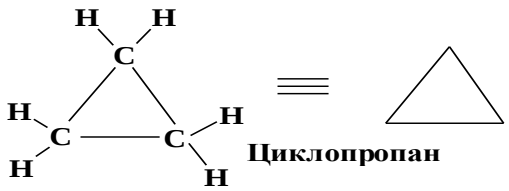
4-(1-етилпропіл)-2-метилгептан (II)
(2 замісника, невірна нумерація і назва)

При рівній кількості атомів Карбону в радикалах і симетричного їх розташування вибір початку нумерації ланцюга визначає більша розгалуженість радикала:

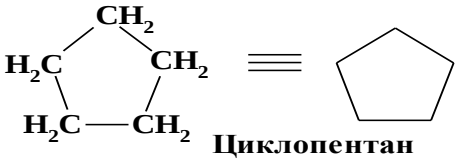


4-Ізопропіл-7-пропілдекан

4.1.3. Номенклатура циклоалканів. Назви моноциклоалканів утворюються від відповідних алканів з додаванням префіксу *цикло-*. Для спрощення прийнято зображати циклоалкани у вигляді геометричних фігур, тобто трикутника (циклопропан), квадрата (циклобутан), п'яти-, шести-, семикутників, розуміючи, що в їхніх кутах розташований атом С, сполучений з двома атомами Гідрогену, тобто угруповання – $>CH_2$.

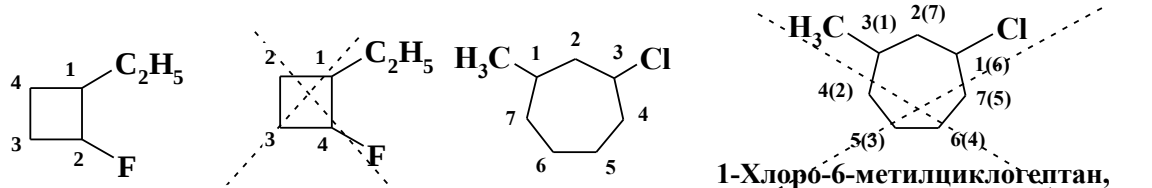


Циклопропан



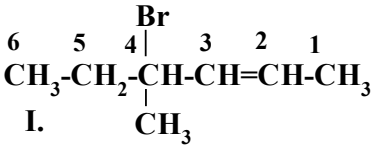
Циклопентан

Наявність замісників у циклі визначає нумерацію циклу безпосередньо від атома С, що має замісник; наявність кількох замісників вимагає застосування правила найменших локантів, а нумерація і перелічення замісників у назві сполуки відповідає їх послідовності за абеткою:



1-Етил-2-флуоро-циклобутан **1-Етил-4-флуоро-циклобутан** **1-Метил-3-хлоро-циклогептан** **1-Хлоро-6-метилциклогептан, або 1-хлоро-3-метилциклогептан, або 6-хлоро-1-метилциклогептан**

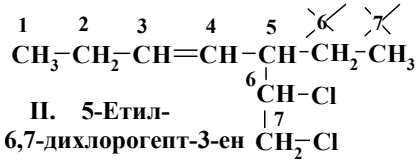
4.1.4. Номенклатура алкенів. Наявність у молекулі подвійного зв'язку є пріоритетною і визначає головний ланцюг і початок його нумерації (формула I), незважаючи на наявність замісників. Вибір головного ланцюга повинний задовольняти вимоги його найбільшої довжині та розгалуженості. Назва алкену складається з вказівкою локантів атомів С, що мають замісники, назв самих замісників, з урахуванням їх кількості (формула II) та назви головного ланцюга із суфіксом ***–ен*** з обов'язковою вказівкою положення подвійного зв'язку <u>перед суфіксом</u> назви. У випадку кількох подвійних зв'язків їх кількість вказують після локантів грецькими чисельниками ди- (два), три- , тетра- (чотири) і т. д.



I.

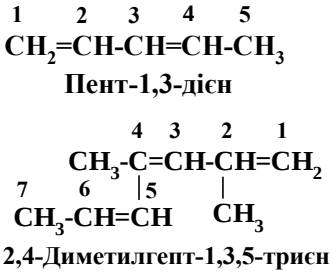
4-Бромо-4-метилгекс-2-ен

(а не 3-бромо-3-метилгекс-4-ен, якщо нумерувати ланцюг зліва)



II. **5-Етил-6,7-дихлорогепт-3-ен**

(але не 5-(1,2-дихлороетил)-гепт-3-ен, де замісник тільки один)



Пент-1,3-дієн

2,4-Диметилгепт-1,3,5-триєн

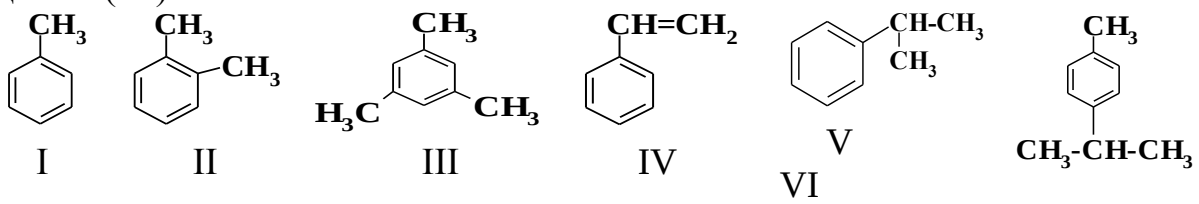
4.1.5. Номенклатура алкінів. Наявність у молекулі потрійного зв'язку є пріоритетною і визначає головний ланцюг і початок його нумерації, незважаючи на наявність замісників. Назви алкінів утворюються із заміною суфікса ***–ан*** відповідних алканів на ***–ін*** (пропін) або ***–ин*** (бутин) з вказівкою <u>перед суфіксом</u> назви найменшого локанта атома С, між якими розташований потрійний зв'язок.

Бут-1-ин **3-Хлоропропін**

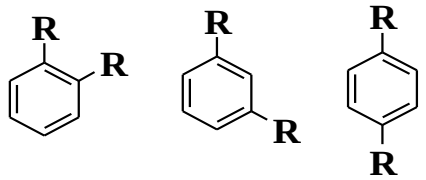
Назви радикалів утворюються, як і звичайно, доданням до назви алкіну суфікса ***–іл***: **–C≡CH** – етиніл; **–C≡C–CH$_3$** – проп-1-ініл. Якщо в сполуці є подвійний і потрійний зв'язки, то шукають і нумерують найдовший ланцюг з обома зв'язками за правилом <u>найменших</u> <u>номерів</u>. При симетричному розташуванні найменші локанти належать атомам >C=C< зв'язку з вказівною спочатку суфікса *-ен*, а потім – *-ін*:

$H_3\overset{1}{C}-\overset{2}{C}H=\overset{3}{C}H-\overset{4}{C}H_2-\overset{5}{C}\equiv\overset{6}{C}-\overset{7}{C}H_3$ – гепт-2-ен-5-ін, але несиметричність зв'язків не дає переваги подвійному зв'язку в нумерації, зберігаючи її в назві: $H\overset{1}{C}\equiv\overset{2}{C}-\overset{3}{C}H=\overset{4}{C}H-\overset{5}{C}H_3$ – пент-3-ен-1-ін.

4.1.6. Номенклатура аренів. Згідно з правилами IUPAC і УНКоХіТерН для гомологів бензену та його похідних слід застосовувати назву родоначальника ряду аренів *бензен,* напр., 1,3-диметилбензен, 1,4-динітробензен; також рекомендовані тривіальні назви із закінченням ***-ен,*** наприклад, толуен (I), ксилен (II), мезитилен (III), стирен (IV), кумен (V), цимен (VI).



Тільки для двозаміщених бензенів використовують префікси *орто-* (положення 1, 2-), *мета-* (положення 1, 3), *пара-* (положення 1, 4-), які застосовують для його трьох типів ізомерів:



орто- ***мета-*** ***пара-***

Назви поширених ненасичених радикалів і радикала бензену *див.* у ***табл. 4.1***.

4.1.7. Склад і фізичні властивості нафти. Більшість вуглеводнів вищевказаних класів мають природне походження. Одним із важливих джерел їхнього одержання є нафта.

Нафта (від тюрк. neft) – масляниста на дотик, майже чорного кольору з буруватим відливом рідина, легша за воду, ρ = 0.79–0.97 г/см^3, нерозчинна у воді, має слабку флуоресценцію.

За хімічним складом *нафта – складна суміш вуглеводнів* (98 %) різної молекулярної маси (від C_5 до C_{70}), головним чином рідких вуглеводнів, у яких розчинені тверді і газоподібні. Зазвичай це:

- **насичені вуглеводні ряду метану** (алкани), лінійні або розгалужені;
- **циклоалкани** (нафтени);
- **ароматичні вуглеводні** – ненасичені циклічні сполуки ряда бензолу, загальної формули C_nH_{2n-6} ; а також:
- алкени – їх знаходження незначної кількості відмічене у нафті тільки окремих родовищ, тобто відсотковий вміст дуже малий;
- оксигеновмісні сполуки – нафтенові кислоти, феноли, асфальто-смолисті речовини;

- сульфуровмісні сполуки – гідрогеносульфур, меркаптани, тіофени, сульфіди;
- нітрогеновмісні гомологи гетероциклічних сполук, наприклад, піридину, хіноліну;
- розчинені в нафті гази, вода і мінеральні солі – це теж її компоненти.

Елементний склад нафти: C = 80–85 %; H = 10–14 %; S = 0,01–7 %; N = 0,01 %; O = 0–7 %.

Залежно від географічного розташування родовищ нафта має різне співвідношення компонентів, її склад не може бути постійним. Якщо переважає алкановий компонент, нафта має назву парафінової, (Грозний, Росія; Борислав, Україна; Пенсільванія, США; Кувейт); ароматичний – ароматичною (Урал, Росія); аліциклічний – циклопарафіновою, або циклоалкановою (Баку, Азербайджан; Каліфорнія, США).

Переробкою нафти отримують цінні нафтопродукти.

Переробка нафти. Первинна переробка нафти полягає в її перегонці. Перегонку здійснюють на нафтопереробних заводах після видалення попутних газів (т. кип. до 40°), газова фракція містить нормальні і розгалужені алкани C_1–C_4. При перегонці нафти утворюються світлі нафтопродукти:

- *петролейний ефір*, або газолін (50-70 °C), що містить вуглеводні C_5– C_7;
- *бензин* (70-120 °C) з складом вуглеводнів C_6- C_9;
- *лігроїн* (120-150 °C), що містить C_{10}- C_{11};
- *гас* (150 -230 °C), складу C_{11} – C_{12};
- *газойль* (230-300 °C), що містить C_{13} - C_{17};
- *солярові олії* (> 300 °C), C_{18} – C_{38};
- *мазут,* що переганяють під зниженим тиском для запобігання розкладанню і виділяють *мастила – веретенне, машинне, циліндрове*. З мазуту деяких сортів і з мастильних масл одержують *вазелін і парафін*.
- *Залишок – нафтовий пек*, або гудрон використовують для асфальтового покриття.

Вторинна переробка нафти полягає у зміні структури вуглеводнів, що входять до складу нафти, це – ***крекінг*** (розщеплення) різних видів вуглеводнів.

Тут найбільше значення мають пірогенетичний розклад нафти, або *термічний і каталітичний крекінг*, а також *риформінг* і *піроліз*.

Крекінг проводиться для підвищення виходу бензину, а саме його складової – ізооктану: $C_{16}H_{34} \rightarrow C_8H_{16}$ + ізо-C_8H_{18}.

Термічний крекінг, відкритий російським інженером В.Г. Шуховим (1881), проводиться при високій температурі ~ 540-550 °C і p = 2–7 МПа, процес відбувається повільно і утворюються нерозгалужені вуглеводні.

Бензин термічного крекінга поряд з насиченими вуглеводнями містить багато алкенів і тому має більшу детонаційну стійкість, ніж бензин

прямої перегонки. До його недоліків відноситься менша стійкість при зберіганні, що пояснюється легкістю окиснення і полімеризації алкенів.

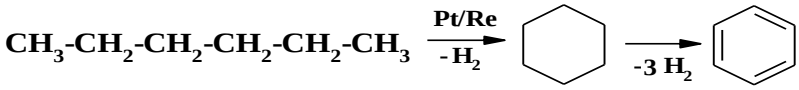
Каталітичний крекінг – це розщеплення молекул вуглеводнів при більш низькій температурі (~450 °С) і атмосферному тиску у присутності каталізаторів, звичайно, алюмосилікатів. Швидкість цього процесу значно більша, ніж термічного, причому цей вид крекінгу супроводжується ізомеризацією, тобто утворенням розгалужених вуглеводнів, які підвищують детонаційну стійкість бензину. Оскільки вміст алкенів у бензині каталітичного крекінгу менший, він більш стійкий при зберіганні:

$$C_{22}H_{46} \rightarrow C_6H_{10} + 2C_8H_{18}.$$

Піроліз – термічне розкладання при температурі 700-1000 °С, в результаті якого одержують так звані «м'які алкени» – етен, пропен і ароматики за реакціями: $C_4H_{10} \rightarrow CH_2{=}CH_2 + C + H_2 + CH_4$;

$C_5H_{12} \rightarrow CH_2{=}C(CH_3){-}CH_3 + CH_4$;; $C_4H_{10} \xrightarrow{1000^\circ C} HC{\equiv}CH + 3H_2$.

Риформінг – термічне розкладання важких фракцій нафтопродуктів в присутності каталізаторів Pt або Mo з одержанням ароматичних продуктів за рахунок ароматизації циклопарафінів і алканів:



$$\underset{\text{гептан}}{C_7H_{16}} \rightarrow \underset{\text{толуен}}{C_6H_5{-}CH_3} + 4H_2.$$

Забруднення навколишнього середовища нафтою. Будучи безцінною сировиною для хімічної, полімерної, нафтопереробної і паливної промисловості, необхідною для сучасного транспорту, більш того – лікувальним препаратом (знаменита нафталанова нафта), нафта є небезпечним полютантом довкілля. Забруднення водойм нафтою веде до загибелі риб і птахів, збідненню флори і фауни, знижує вміст розчиненого кисню і pH води, змінює газовий і температурний режим водойм, призводить до накопичення токсичних нафтенових кислот. Встановлено токсичний і, деякою мірою, наркотичний вплив нафти на організм, враження серцево-судинної та нервової систем, а також канцерогенний ефект конденсованих вуглеводнів типу бенз[а]пірену.

Нафтопродукти перебувають у природних водах у різних міграційних формах: розчиненій, емульгованій, сорбованій на твердих частинках завислих речовин і донних відкладеннях, у вигляді плівки на поверхні. В результаті міграції нафти проходить перерозподіл між основними формами міграції і зменшення її вмісту в плівці в результаті випаровування, хімічного, біохімічного, а також мікробіологічного окиснення.

Відомо більш як 200 видів бактерій і грибів, які з різною швидкістю і вибірковістю утилізують вуглеводні, окиснюючи їх у процесі метаболізму до CO_2 і H_2O. З частиною забруднюючих воду нафтопродуктів океан

справляється самостійно за рахунок процесів самоочищення: випаровування, емульгування, розчинення, окиснення під дією ультрафіолетового випромінювання або каталізаторів, наприклад, ванадію, утворення нафтових агрегатів, седиментації; однак це потребує тривалого часу і неминучих жертв – мешканців водойм.

Відомо, бензин повністю випаровується з поверхні впродовж 6 год; половина сирої нафти – впродовж трьох тижнів; нафта розчинюється і осаджується на завислих часточках, переміщується з пухирцями, емульгується, а також руйнується під впливом бактеріальної деградації і зовнішніх чинників, швидкість якої значно вище хімічного руйнування.

Методи визначення нафти. Оцінка забруднення нафтою берегів і водойм є дуже важливою. Зараз розроблені методи аналізу, що дозволяють оцінити нафтове забруднення. До них відносяться диференційні (мас-спектрометрія, газорідинна хроматографія) та інтегральні методи (ультрафіолетова й інфрачервона спектроскопії, люмінесценція, рефрактометрія, гравіметрія). В лабораторних умовах успішно застосовують гравіметрію для кількісного визначення із чутливістю 0.3 мг/л.

ГДК нафти у воді – 0,3 мг/л, багатосірчистої – 0,1 мг/л;
для вод рибогосподарського використання – 0,05 мг/л;
нафтенових кислот – 0,3 мг/л; нафтопродуктів – 0,1-0,3 мг/л.

4.2. Експериментальна частина

Гравіметричний метод визначення нафти у воді включає застосування декількох методів поділу речовин: екстракцію, перегонку, колонкову адсорбційну хроматографію (***див. 1.3***) і основні лабораторні операції – нагрівання, висушування, фільтрування і зважування.

Посуд і реактиви: аналітичні терези; алонж, бюкс, конічна колба об'ємом 100 мл, скляна лійка, круглодонна колба об'ємом 100 мл, колонка хроматографічна, холодильник, ділильна лійка з фільтром, насадка Вюрця; проба забрудненої нафтою води; алюміній оксид Al_2O_3, прожарений 6 год при 500° безводний; натрій сульфат Na_2SO_4, прожарений; гексан, х. ч.

Хід аналізу

1 етап роботи – екстракція нафти із забрудненої води. Для цього до проби води, об'ємом 0,5 л, у плоскодонній колбі, об'ємом 1 л, доливають **екстрагент** – гексан (із розрахунку 20 мл на 0,5 л води). Закривши колбу пробкою, протягом 2-3 хв ретельно збовтують вміст, переливають у ділильну лійку, закривають пробкою і знову збовтують, періодично випускаючи пару, що утворилася, через кран, одночасно перевертаючи ділильну воронку, потім дають відстоятися. Спостерігають поділ водного і гексанового шарів. Відокремлюють нижній водний шар, зливаючи через кран ділильної лійки у колбу. Верхній гексановий шар виливають через верхній отвір ділильної лійки до чистої колби місткістю 100 мл з

притертою пробкою. Екстракцію повторюють три рази, після чого водний шар відкидають, а гексановий екстракт сполучають з гексаном, яким обмили стінки ділильної лійки і колби, шо містила пробу.

2 етап – висушування гексанового екстракту прожареним осушувачем Na_2SO_4 (із розрахунку 1 г Na_2SO_4 на 50 мл рідини) не менш як 12 год.

3 етап – фільтрування екстракту через паперовий фільтр у круглодонну колбу, яку в наступному етапі будемо використовувати для відгонки розчинника. Невеликою кількістю гексану споліскують осушувач, і розчин відфільтровують у ту ж колбу.

4 етап – перегонка розчину екстракту з метою відгонки розчинника і його концентрування. Перегонку здійснюють на водяній бані доти, поки у перегінній колбі не залишиться 3-4 мл екстракту, який охолоджують при кімнатній температурі.

5 етап – визначення маси порожнього бюкса P_T. Порожній бюкс без кришки зважують на аналітичних терезах. Результат зважування фіксують в протоколі лабораторної роботи у лабораторному зошиті.

6 етап – хроматографічне очищення екстракту. Приступають до хроматографічного поділу характерних для нафти неполярних сполук від полярних домішок. Процес здійснюють методом колонкової хроматографії, використовуючи як *адсорбент* (нерухому фазу) – Al_2O_3, а як *елюент*, тобто розчинника для вимивання (елюювання) заданої речовини або суміші речовин однакової природи, як в нашому випадку – гексан. У верхню частину колонки на поверхню сорбенту виливають нафтовий екстракт, обмивають колбочку гексаном по 2 мл 3 рази і також заливають в колонку. Після всмоктування адсорбентом екстракту вливають елюент, стежачи, щоб поверхня сорбенту була постійно вкритою гексаном (відсутність елюенту призводить до розтріскування адсорбенту, проникнення повітря всередину адсорбенту і порушення хроматографічного поділу). Безбарвний елюат з колонки збирають у попередньо зважений бюкс і залишають для випаровування гексану до наступного заняття.

7 етап – зважування бюкса з вуглеводневим вмістом після випаровування розчинника. Після випарювання гексану, підсушування в ексикаторі його залишку до досягнення постійної маси, бюкс із залишком зважують на аналітичних терезах і встановлюють його масу – P_E.

Розрахунок вмісту вуглеводнів (X, мг/л) виконують за формулою:

$$X = \frac{P_E - P_T}{V}, \text{ мг/л} \qquad (4.1),$$

де P_E – маса бюкса з нафтовим залишком, мг; P_T – маса порожнього бюкса; V – об'єм взятої проби води, л.

Висновок. Порівняйте результат аналізу з величиною ГДК нафти і зробіть висновок відносно забруднення проби води нафтою і екологічного стану водного об’єкта, з якого відбиралась проба.

Після закінчення роботи привести в порядок робоче місце.

4.3. Встановлення формули органічної речовини методом розрахунку за даними кількісного аналізу

Як відомо з курсу аналітичної хімії для встановлення формули органічної сполуки окрім якісного аналізу здійснюють кількісний аналіз. Для його проведення використовують спеціальні установки, наприклад, спеціальний прилад для визначення Карбону і Гідрогену за методом Ю. фон Лібіха, а також аналізатори і автоматичні апарати. Для кількісного аналізу використовують гравіметричний і титриметричний методи, а також розрахункові формули. За одержаними даними кількісного елементного визначення або визначення мас осадів нерозчинних солей і гідроксидів, води або об'ємів газоподібних речовин розраховують можливу формулу аналізованої сполуки органічної природи. Розберемо декілька прикладів подібних розрахунків.

Приклад 1. Відомо, що наважка органічної речовини, яку брали до аналізу, важила 0,1542 г, її відносна густина за воднем дорівнює 15. Після її спалювання отримали 0,2257 г CO_2 і 0,0927 г H_2O. Встановіть молекулярну формулу досліджуваної речовини.

Розв'язання: 1. Встановимо відносну молярну масу досліджуваної речовини за даними аналізу. Для цього користуємось наслідком із закону Авогадро, за яким молекулярна маса дорівнює відносній густині речовини за воднем (або іншим газом) помноженій на молекулярну масу водню (або ін. газу): $D_{H_2} = \frac{M_{дослід.}}{M_{H_2}}$, тобто $M_{дослід.} = D_{H_2} \cdot M_{H_2} = 15 \cdot 2$ г/моль = 30 г/моль.

2. Для встановлення формули речовини визначимо кількість речовини (ν) CO_2 і H_2O:

$\nu(CO_2) = \frac{0{,}2257\ г}{44\ г/моль} = 0{,}005$ моль, $\nu(H_2O) = \frac{0{,}0927\ г}{18\ г/моль} = 0{,}005$ моль,

3. Визначимо масу Карбону і Гідрогену в молекулі органічної речовини:

а) За формулою CO_2: $\nu(CO_2) = \nu(C) = 0{,}005$ моль, отож

$$m(C) = \nu(C) \cdot M(C) = 0{,}005моль \cdot 12\ г/моль = 0{,}06\ г.$$

б) За формулою H_2O: $\nu(H) = 2(H) \cdot \nu(H_2O) = 0{,}01$ моль, отож

$$m(H) = \nu(H) \cdot M(H) = 0{,}01моль \cdot 1\ г/моль = 0{,}01\ г$$

4. Сума мас Карбону і Гідрогену складає (0,06 + 0,01) = 0,07 г, що не відповідає масі досліджуваної речовини (0,1542 г), тобто в речовині присутній третій елемент, ймовірно – Оксиген, маса якого визначається як різниця мас досліджуваної речовини і розрахункової суми мас Карбону та Гідрогену:

$m(O) = 0{,}1542 - 0{,}07 = 0{,}0842$ г, а кількість речовини Оксигену дорівнює:

$$\nu(O) = \frac{0{,}0842\ г}{16\ г/моль} = 0{,}0052 \text{ моль.}$$

5. Таким чином, кількості речовин елементів, які складають досліджувану органічну речовину відносяться як:

$$\nu(C) : \nu(H) : \nu(O) = 0{,}005 : 0{,}01 : 0{,}005;$$

якщо найменше число (0,005) приймемо за одиницю, то відношення буде мати вигляд: $\nu(C) : \nu(H) : \nu(O) = 1 : 2 : 1$, а формула речовини – CH_2O, що відповідає метаналю (за тривіальною назвою – формальдегіду); це легко перевірити, визначивши молекулярну масу за формулою:
$M_r(CH_2O) = 12 + 1\cdot2 + 16 = 30$, і порівнявши її з розрахунковою в 1-й дії задачі $M_{дослід} = 30$ г/моль.

Приклад 2. Згідно даним елементного аналізу газоподібна органічна речовина відповідає складу ω(C) – 85,7 % і ω(H) – 14,3 %. Відносна густина речовини за воднем дорівнює 14. Знайдіть формулу речовини.

Розв'язання: В зразку, масою 100 г, маси елементів складають за даними масових часток $m(C) = 85{,}7$ г і $m(H) = 14{,}3$ г, відповідно.

Отже, відношення кількостей речовин елементів складають:

$$\nu(C) : \nu(H) = \frac{85{,}7\ г}{12\ г/моль} : \frac{14{,}3\ г}{1\ г/моль} = 7{,}14 \text{ моль} : 14{,}3 \text{ моль} = 1 : 2,$$

а найпростіша емпірична формула органічної речовини буде CH_2.

2. Визначимо молярну масу речовини за даними умови завдання:

$$D_{H_2} = \frac{M_{дослід.}}{M_{H_2}}. \text{ тобто } M_{дослід.} = D_{H_2}\cdot M_{H_2} = 14\cdot2 \text{ г/моль} = 28 \text{ г/моль}.$$

3. Щоб одержати молекулярну масу 28 г/моль потрібно молекулярну масу 14 за емпіричною формулою помножити на 2, оскільки:

$$M(CH_2) = 14 \text{ г/моль, а } n\ (CH_2) = 28 \text{ г/моль} : 14 \text{ г/моль} = 2,$$

якщо M (C_xH_y) = 28 г/моль, x і y у формулі, відповідно: $x = 1\cdot2 = 2$ (атоми); $y = 2\cdot2 = 4$ (атоми), а формула буде C_2H_4 –це етен (етилен).

Приклад 3. Дієновий вуглеводень масою 5,4 г повністю прореагував за н. у. з 4,48 л хлороводню. Знайдіть молекулярну формулу сполуки.

Розв'язання: 1. Загальна формула дієнових вуглеводнів: C_nH_{2n-2}, отже рівняння реакції приєднання HCl буде: $C_nH_{2n-2} + 2HCl \rightarrow C_nH_{2n}Cl_2$.

5,4 г 4,48 л

Оскільки відповідно наслідку із закону Авогадро 1 моль газоподібної речовини за н. у. (н. у. 0°С або 273 К та 1 атм або 101,3 кПа) займає об'єм 22,4 л, об'єм 2 моль HCl за рівнянням реакції дорівнює 2·22,4 л = 44,8 л, тоді складаємо пропорцію для знаходження молярної маси C_nH_{2n-2}:

5,4 г C_nH_{2n-2} – 4,48 л HCl

M_r (C_nH_{2n-2}) – 44,8 л HCl , отож $M(C_nH_{2n-2}) = \frac{5{,}4\cdot44{,}8}{4{,}48} = 54$ г/моль

2. Оскільки $A_r(C) = 12$ г/моль, а $A_r(H) = 1$ г/моль, складаємо рівняння для молекулярної маси досліджуваної речовини C_nH_{2n-2}: $12n + 2n - 2 = 54$, тобто $14n = 56$, тоді $n = 4$, тобто формула речовини C_4H_6 – бутадієн.

Приклад 4. При спалюванні 1 моль алкіну за н. у. було витрачено 89,6 л кисню. Встановіть формулу алкіну.

Розв'язання: 1. Напишемо рівняння реакції згоряння алкіну і розставимо коефіцієнти: $C_nH_{2n-2} + \frac{3n-1}{2} O_2 = n\,CO_2 + (n\text{-}1)\,H_2O$.

2. Визначимо кількість речовини кисню, що брала участь в реакції, виходячи з наслідку закону Авогадро: 1 моль будь якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л, тобто:

$$\nu(O_2) = 89{,}6 \text{ л} : 22{,}4 \text{ л/моль} = 4 \text{ моль}.$$

3. Оскільки за умовами задачі на спалювання 1 моль алкіну витрачено 4 моль кисню, а за рівнянням реакції на 1 моль алкіну йде $\frac{3n-1}{2}$ моль кисню, то можна скласти і рішити рівняння: $\frac{3n-1}{2} = 4$ або $3n - 1 = 8$, тоді: $3n = 9$, тобто $n = 3$, що відповідає формулі C_3H_4 (пропін).

Домашні завдання для самостійного розв'язання задач

1. Встановіть молекулярну формулу органічної сполуки, якщо за даними кількісного аналізу досліджуваної газуватої речовини масою 0,2510 г встановлено маса CO_2 – 0,4830 г і маса води – 0,2730 г, відносна густина пари за воднем дорівнює 23.
2. Внаслідок спалювання 5,6 л органічної речовини утворилось 16,8 л карбон(IV) оксиду (н. у.) і 18 г води. Відносна густина пари речовини за CO_2 дорівнює 1. Встановіть молекулярну формулу речовини.
3. При спалюванні вуглеводню масою 4,4 г утворилось 0,3 моль карбон(IV) оксиду і вода. Ця речовина масою 0,11 г займає об'єм 56 мл (н. у.). Встановіть молекулярну формулу сполуки.
4. На спалювання 0,2 моль ароматичного вуглеводню витрачається 2,1 моль кисню. Встановіть формулу арену.
5. При спалюванні вуглеводню об'ємом 15,68 л утворилось 78,4 л карбон(IV) оксиду і 75,6 г води. Виведіть формулу речовини, якщо відносна густина пари речовини за повітрям дорівнює 2,483.
6. Етиленовий вуглеводень масою 16,8 г приєднує 6,72 л бромоводню (н. у.). Знайдіть молекулярну формулу сполуки.
7. Яка формула дієну, що масою 3,4 г прореагував з 2,24 л HCl (н. у.)?
8. При спалюванні 0,93 г органічної речовини виділився азот, 0,672 л карбон(IV) оксиду, 1,35 г води (н. у.). Відносна густина речовини за воднем дорівнює 15,5. Виведіть формулу речовини.
9. Виведіть молекулярну формулу вуглеводню, масова частка Карбону в якому 85,7 %, а відносна густина за воднем дорівнює 21.
10. При згорянні 4,8 г органічної речовини утворюється 3,36 л карбон(IV) оксиду (н. у.) і 5,4 г води. Виведіть формулу речовини, якщо відносна густина парів сполуки за метаном дорівнює 2.

11. Виведіть формулу вуглеводню, якщо масова частка Карбону – 82,8 %, а маса 1 л цього газу (н. у.) дорівнює 2,59 г.
12. Знайдіть молекулярну формулу газоподібного вуглеводню, якщо при спалюванні 5,6 л (н. у.) цієї речовини утворюється 33 г карбон(IV) оксиду та 13,5 г води.
13. При згорянні 0,1 моль органічної речовини утворюється 0,5 моль карбон(IV) оксиду і 10,8 г води. Встановіть формулу речовини.
14. На спалювання 1 моль алкену витрачається 3 моль кисню. Встановіть формулу сполуки.
15. Після спалювання сухого зразка рослинної біомаси масою 50 г утворилось 7 г попелу. Визначити масову частку органічної речовини.
16. Кількість речовини кисню, необхідного до спалювання 1 моль вуглеводню з подвійним зв'язком більша від кількості речовини карбон(IV) оксиду, що є продуктом цієї реакції, на 1,5 моль. Встановіть формулу сполуки.
17. Порівняйте вміст елемента Хлору у хлороформі, хлоробензені і гексахлороциклогексані.
18. Алкен, масою 7 г приєднує бромоводень, об'єм якого однаковий з об'ємом метану масою 2 г (н. у.). Визначте формулу алкену.
19. Яка формула вуглеводню з подвійним зв'язком, якщо відомо, що 14 г його знебарвлюють 180 г бромної води з масовою часткою брому 20 %?
20. На спалювання 1 моль насиченого вуглеводню витрачається 78,4 л кисню (н. у.). Який це вуглеводень?

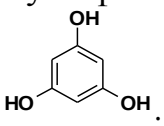
Завдання до захисту лабораторної роботи

1. Які вуглеводні входять до складу нафти? Чи є склад нафти сталим?
2. В чому біогенне значення елемента Карбону і його винятковість, і чи має він аналоги за значущістю в природі серед інших елементів?
3. Які джерела Карбону в природі ви знаєте?
4. Природний газ одного з родовищ складається з 85 % метану, 8 % етану, 2 % пропану, 2 % азоту і 3 % CO_2. Розрахуйте об'єм повітря, необхідний для спалювання 2 $м^3$ цього газу. Вміст кисню у повітрі 20 об. % .
5. У чому сутність парникового ефекту і які гази відносяться до парникових?
6. Чому є небезпечним забруднення водойм нафтою?
7. Чи вуглеводні утворюються у водоймах? Якщо "так" наведіть приклади.
8. Які механізми самоочищення вод існують у поверхневих водоймах?
9. Які складові зумовлюють токсичність нафти і нафтопродуктів?
10. Назвіть причини негативного впливу нафти на життєдіяльність гідробіонтів.
11. Визначить вміст Карбону в а) декані, б) 1,3-диметилциклогексані; в) етилбензені; г) 2,4,6-триметилгептані; д) 1,4-дихлорпент-2-ені; е) 3-етил-4-хлоропент-1-ині; ж) *мета*-дибромобензені; з) 1,2,4-триетилциклооктані;

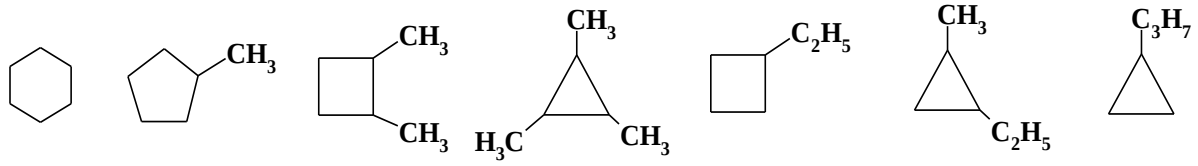
и) 3,4,5,6-тетраметил-1,3-дифлуорононані; к) 2,3,3-трихлорогекс-1,4-дієні.

12. Напишіть формули таких вуглеводнів, як: 2,2,4-триметилпентан, 3-метилгекс-2-ен; 2,4-диметил-3-етилгексан, 2-метил-2,3,6-трихлорогепт-3-ен; 2,2-диметил-3-хлорокт-3-ен; бут-1-ен-3-ін; 1,4-дибромобут-1,3-діен; 1,2,3-триметилциклопентан; *орто*-дибромобензен; 1,1,2-трифлуороциклопропан; *пара*-етилхлоробензен. Які з цих вуглеводнів містяться у нафті?

13. Що таке ізомерія? Напишіть формули й назвіть всі ізомери а) 1-хлоробутану, б) пентану, б) гексану, в) гептану,



14. Назвіть наступні вуглеводні за номенклатурою IUPAC: а) $Br–CH_2–CH_3$; б) $CH_3–C(CH_3)_2–CH_3$; в) $CH_3–C(CH_3)_2–CH_2–C(CH_3)_2–CH_3$; г) $CHCl_3$; д) C_2H_5I; е) C_3H_7Br; є) $HC≡C–C(Cl)_2–(CH_2)_3–CH_3$; ж) $H_2C=CF_2$; з) $H_2C–CH=CH_2$; і) $CH_3–CH_2–CH_2–CHI–CH_3$; ї) $CHCl_2–CH_2–CH(CH_3)–CH_3$; й) $CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–C≡C–CH(Cl)–CH_3$; к) $F-CH_2–C(CH)_3–C≡C–CH_3$.



л) м) н) о) п) р) с)

4.4. Теми для виконання індивідуального завдання з розділу «Органічна хімія»

1. Забруднення природних вод органічними речовинами: наслідки й шляхи вирішення проблеми чистоти водойм.
2. Біоіндикаційні методи встановлення забруднення природних вод антропогенними полютантами органічної природи.
3. Незвичайні структури хімічних сполук: вузли, ротоксани, катенани.
4. Сучасні макроциклічні комплексони – краун-етери: історія відкриття, синтез, властивості, перспективи використання.
5. Біотестування гідробіонтів при антропогенному забрудненні водойм токсичною органікою.
6. Синтез і властивості макроциклічних криптандів і криптатів.
7. Каліксарени: відкриття, синтез, властивості, застосування.
8. Використання гідробіонтів як біоіндикаторів водойм на певні органічні забруднювачі.
9. Небезпечні органічні речовини, їх роль і наслідки дії на біоту в антропогенному забрудненні довкілля.
10. Вплив органічних токсикантів на фітопродуктивність водойм.
11. Іменні реакції в органічній хімії.

ФІЗИЧНА ХІМІЯ

5. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА
ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОВОГО ЕФЕКТУ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Метою роботи є знання енергетики хімічних реакцій, оволодіння правилами термохімічних розрахунків, спираючись на закон Гесса та набування вмінь визначення ентальпії реакції нейтралізації.

5.1. Теоретична частина

5.1.1. Основні поняття та параметри термодинаміки. Енергетичні процеси поглинання або виділення енергії, світла, електрики супроводжують всі хімічні реакції. Енергетичні процеси, що обмежуються виділенням або поглинанням тепла вивчаються хімічною термодинамікою.

Термодинаміка – це наука про макросистеми. Вона дозволяє визначити теоретично принципіальну можливість або неможливість будь-якого процесу.

Термодинамічна система – це тіло (речовина) або група тіл (речовин), що взаємодіють між собою, і подумки відокремлених від оточуючого середовища. Системи поділяються на **ізольовані,** у яких цілком є відсутнім обмін енергією та речовиною з оточуючим середовищем, **замкнені** (закриті), у яких відбувається обмін лише енергією (але не речовиною) з оточуючим середовищем, **відкриті**, що обмінюються з оточуючим середовищем як енергією, так і речовиною (це найбільш складні системи).

Будь-яка система характеризується **термодинамічними параметрами**, такими, як температура (T), тиск (p), мольний об'єм (V), густина (ρ), концентрація (c) і має певний запас енергії, який називається **внутрішньою енергією** и позначається літерою U, одиниці вимірювання кДж/моль.

Внутрішня енергія (U) системи складається з енергії поступового та обертального руху молекул, енергії внутрішньомолекулярного коливального руху атомів і атомних груп, енергії ядр атомів, енергії міжмолекулярної взаємодії. Внутрішня енергія системи є повним диференціалом, вона не залежить від шляху процесу, його проміжних стадій, а залежить тільки від вихідного і кінцевого станів системи, вона безперервна та скінчена, U не має абсолютного значення, визначають тільки її зміну – ΔU.

Основними формами передачі енергії, що стосуються процесів, є теплота (Q) і робота (позначка W).

Теплота є кількісною мірою передачі енергії безладного руху молекул, наприклад, налита в сосуд гаряча вода передає тепло матеріалу посудині (металу, фарфору, склу), тобто шляхом теплообміну.

Робота, на відміну від теплоти, є кількісною мірою передачі впорядкованого руху, це макроскопічна форма передачі енергії в результаті подолання зовнішніх сил, наприклад, в процесі розширення пари через її нагрівання відбувається робота поршня.

В термодинаміці прийнято вважати, що теплота, одержана системою, є позитивною $+Q$, а робота, вироблена системою, є негативною.

При хімічних реакціях спостерігається як поглинання енергії, так і виділення її в різних формах. Деякі реакції використовуються спеціально для одержання енергії. Існують реакції, в яких витрата енергії (нагрівання, стиснення, електроліз) або відведення енергії (охолодження, розширення) необхідні з метою одержання певних продуктів.

Кількість теплоти, що виділяється або поглинається в процесі хімічної реакції називається **тепловим ефектом цієї реакції**. За тепловим ефектом розрізняють **ендотермічні** та **екзотермічні** реакції.

Ендотермічні реакції відбуваються з поглинанням теплоти (+Q), що супроводжується збільшенням внутрішньої енергії системи ($+U$).

Екзотермічні реакції відбуваються з виділенням теплоти ($-Q$), що супроводжується зменшенням внутрішньої енергії системи ($-U$).

Якщо треба охарактеризувати енергетичний ефект реакції, то використовують термодинамічні рівняння, в яких, крім, безпосередньо, хімічної реакції вказують 1) агрегатний стан речовин, що беруть участь в реакції та утворюються в результаті її: г. – газ, р. – рідина, т. – твердий стан; 2) тепловий ефект реакції, наприклад для екзотермічної реакції:

$$CO_2(г.) + 4H_2(г.) = CH_4(г.) + 2H_2O\ (р.) + 252{,}7\ кДж, \qquad (6.1)$$

для ендотермічної реакції:

$$CaCO_3(т.) = CaO(т.) + CO_2(г.) - 179{,}2\ кДж. \qquad (6.2)$$

Якщо йдеться про тепловий ефект утворення 1 моль складної речовини з простих речовин, то його називають **теплотою утворення**, наприклад, теплота утворення 1 моль PCl_5 становить 374,9 кДж:

$$P(т.) + 5/2Cl_2(г.) = PCl_5(г.) + 374{,}9\ кДж; \qquad (6.3)$$

якщо розглядають тепловий ефект реакції згоряння 1 моль речовини, тоді кажуть про теплоту згоряння, наприклад, теплота згоряння метану дорівнює 74,6 кДж:

$$CH_4(г.) + 2O_2(г.) = CO_2(г.) + 2H_2O\ (р.) + 74{,}6\ кДж \qquad (6.4)$$

5.1.2. Закони і правила термодинаміки. І закон термодинаміки, введений Джоулем, відноситься до закону збереження енергії. Разом із законом збереження маси (ваги) М.В. Ломоносова вони складають Всесвітній закон збереження матерії і енергії.

Теплота, що накопичується або витрачається системою йде на зміну внутрішньої енергії та виконання нею роботи.

Математична формула цього закону:

$$Q = \Delta U + W. \qquad (6.5)$$

За умов ізобаричного процесу ($p = const$):

$$Q = \Delta U + p \cdot \Delta V. \qquad (6.6)$$

Закон Гесса є наслідком І закону термодинаміки й має визначення:

«Тепловий ефект хімічної реакції (віднесений до 1 моль речовини) не залежить від шляху її перебігу, а залежить від складу та стану реагуючих речовин та продуктів реакції».

Закон Гесса дозволяє визначати теплоти тих хімічних реакцій, які неможливо провести безпосередньо. За цим законом визначається тепловий ефект будь-якої реакції з встановленням ендо- або екзоефекту без проведення реакції у лабораторних умовах.

Із закону Гесса є 2 основні наслідки:

1. Закон Лавуаз'є-Лапласа: **«Теплота прямої хімічної реакції дорівнює за абсолютним значенням теплоті оберненої хімічної реакції, але протилежна за знаком, тобто $Q_{прям.} = - Q_{обер.}$, або**

$$\Delta H^{\circ}_{298}(\text{прям.}) = - \Delta H^{\circ}_{298}(\text{обер.})$$

Окремий випадок: «**Теплота утворення сполуки дорівнює теплоті її розкладання, але з протилежним знаком»**.

2. Правило Гесса: **Тепловий ефект хімічної реакції за участю сполук як реагентів дорівнює різниці між сумами теплот утворення продуктів реакції та її реагентів, або алгебраїчний сумі теплот утворення усіх сполук, що беруть участь у реакції:**

$$\boldsymbol{Q_{x.p.} = \sum \nu_i \Delta H^{\circ}_{298}(\text{прод.}) - \sum \nu_i \Delta H^{\circ}_{298}(\text{реаг.}),}$$

де ν_i – стехіометричні коефіцієнти, що беруть зі знаком (+) для продуктів і зі знаком (–) – для реагентів.

5.1.3. Термодинамічні функції стану системи. В термодинаміці функції, що залежать від вихідного і кінцевого станів системи і НЕ залежать від шляху проходження процесу, називають термодинамічними функціями стану, вони є повними диференціалами, до них відносяться **внутрішня енергія (*U*), ентальпія (*H*), ентропія (*S*) та вільна енергія Гіббса (G)**.

Функції, які залежать від вихідного, кінцевого станів системи і від шляху проходження процесу, НЕ є функціями стану, НЕ є повними диференціалами, до них відносяться теплота *Q* і робота *W*.

Для ізобаричного процесу ($p = const$) виконання системою роботи характеризується рівнянням: $W = p(V_2 - V_1)$, тоді рівняння І закону термодинаміки приймає вигляд: $Q = \Delta U + p(V_2 - V_1)$, або $Q = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1)$.

Отже, кількість теплоти, поданої системі для здійснення роботи при постійному тиску можна виразити рівнянням:

$$Q = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Введемо функцію *H* – це тепловміст системи, що має назву ентальпія і визначається рівнянням:

$$H = U + pV.$$

Таким чином, теплота процесу за умов $p = const$ дорівнює зміні ентальпій кінцевого і вихідного станів системи: $Q = H_2 - H_2, = \Delta H$.

Ентальпія – це функція стану системи, що визначає енерговміст системи, її одиницями вимірювання є кДж.

Ентропія (позначка S, $\frac{\text{Дж}}{(\text{моль}\cdot\text{К})}$) є мірою невпорядкованості, хаосу системи, вона характеризує рух частинок речовини, тому навіть у простої речовини ентропія має численні значення і не дорівнює нулю.

Зменшення ентропії спостерігають при упорядкуванні речовини: процесах конденсації, отвердіння, замерзання, стиску, кристалізації, полімеризації. Збільшення твердості речовини, перехід від газуватого стану до рідкого і твердого свідчить про зменшення ентропії.

Ентропія склоподібної та аморфної речовини більша, ніж кристалічної; ентропія зростає при нагріванні, випаровуванні, плавленні, розчиненні речовин.

Вільна енергія Гіббса (позначка G, кДж/моль) характеризує принципову можливість будь-якої хімічної реакції. За умов $p = const$ і $T = const$, якщо $\Delta G > 0$, реакція неможлива, навпаки, можливість реакції визначається умовами $\Delta G < 0$.

Для термодинамічних розрахунків у термохімії потрібні стандартні величини термодинамічних функцій стану, віднесені до 1 моль речовини у стандартному стані системи.

Стандартний стан індивідуальної речовини – це стійка форма речовини за умов T = 298,15 К і p = 101,3 кПа. У випадку стандартного стану суміші газів ураховують парціальний тиск кожного газу 101,3 кПа; у випадку стандартного стану розчинів ураховують концентрації усіх розчинів 1 моль/л за стандартних умов тиску і температури.

Стандартні величини функцій відмічаються символом «°», тобто для ентальпії – H°_{298}; одиниці вимірювання ентальпії – кДж/моль, наприклад, $H^{\circ}_{298}(NO_г)$ = 90,4 кДж/моль, H°_{298} $(H_2O_{р.})$ = -285,8 кДж/моль.

За аналогією і для інших функцій стану стандартні величини позначаються аналогічно: G°_{298}, кДж/моль і S°_{298} , $\frac{\text{Дж}}{(\text{моль}\cdot\text{К})}$.

Запам'ятати: 1) стандартні ентальпії та стандартні вільні енергії Гіббса простих речовин дорівнюють нулеві;

2) стандартні ентальпії, ентропії та вільні енергії Гіббса для складних речовин є довідковими величинами та наводяться у спеціальних довідникових таблицях. деякі з них поміщені у таблиці Додатку 4 наприкінці методичних вказівок;

3) ентальпія (тепловміст) хімічної реакції, в якій тепло поглинається ($Q > 0$), збільшується, тобто $\Delta H_{х.р.} > 0$ – це ендотермічний процес;

4) ентальпія (тепловміст) хімічної реакції, в якій тепло виділяється ($Q < 0$), зменшується, тобто $\Delta H_{х.р.} < 0$ – це екзотермічний процес;

5) стандартні ентропії простих речовин НЕ дорівнюють нулеві.

5.2. Експериментальна частина

Посуд, прилади і реактиви: склянка на 250 мл, ступка з товкачиком, мірні циліндри на 50 і 100 мл, фільтрувальний папір, скляні палички для перемішування; аналітичні терези з рівновагами, термометр з поділкою 0,1 °С, секундомір; 0,2 М розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), 0,2 М розчин натрій гідроксиду (NaOH), сіль кристалогідрат натрій карбонат ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$), сіль кристалогідрат натрій тіосульфат ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$), дистильована вода.

ДОСЛІД №1. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Хід роботи

1 етап. Відмірити циліндром на 100 мл 0,2 М розчин H_2SO_4 об'ємом 75 мл, ρ = 1,012 г/см^3, вилити у склянку та виміряти початкову температуру розчину t_0 за допомогою термометра, зануреного в розчин.

2 етап. Відмірити циліндром на 50 мл 0,2 М розчин NaOH об'ємом 25 мл, ρ = 1,044 г/см^3, увімкнути секундомір і вилити луг у склянку з розчином H_2SO_4, обережно та постійно перемішуючи скляною паличкою суміш розчинів.

3 етап. Кожні 10 секунд вимірювати температуру проходження реакції нейтралізації, аж до досягнення найвищого її значення. Падіння температури є сигналом припинення спостереження за температурою. Отримані результати досліду занести у ***табл. 5.1***.

Таблиця 5.1 – Результати досліду №1 (№2)

τ, с	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110	120	130	…
t, °С															

4 етап. За даними таблиці на міліметровому папері побудувати графік залежності температури від часу, тобто $t° = f(\tau)$.

Рекомендації: 1) шкалу координат на осі *Y* вибирати так, щоб початкова температура була на початку осі ординат;

2) до опуклої початкової та опуклої кінцевої ділянок графіку провести дотичні прямі, на перетині цих дотичних і визначається кінцева (найвища) температура реакції нейтралізації або найнижча температура реакції або розчинення солі-кристалогідрату;

3) не слід плутати кінцеву температуру (найвищу температуру) із температурою закінчення досліду.

5 етап. Занести в ***табл. 5.2*** експериментальні дані.

ПРИМІТКА. Похибки вимірювання, що зазначені грецькою літерою δ до різних параметрів визначаються ціною поділу циліндрів, термометра, а у випадку зважування – похибкою технохімічних терезів.

Таблиця 5.2 – Експериментальні дані досліду №1

Дані розчину H_2SO_4				Дані розчину NaOH				Дані температури, °С			
V, мл	δ*V*, мл	*c*, *моль/л*	ρ г/см^3	*V*, мл	δ*V*, мл	*c*, *моль/л*	ρ г/см^3	t_0	$t_к$	$\Delta t = t_к - t_0$	δ*t*

6 етап. Розрахувати величину теплоти та ентальпії реакції нейтралізації за формулами:

$$Q\,\frac{\text{кДж}}{\text{моль } H_2SO_4} = -C_p\,(\rho_{H_2SO_4}\cdot V_{H_2SO_4} + \rho_{NaOH}\cdot V_{NaOH})\,\frac{\Delta t}{c_{H_2SO_4}\cdot V_{H_2SO_4}};$$

$$\Delta H_{\text{експ.}}\,\frac{\text{кДж}}{\text{моль } H_2SO_4} = -\,\frac{C_p\,([\rho(H_2SO_4)\cdot V(H_2SO_4) + \rho(NaOH)\cdot V(NaOH)]\cdot \Delta t}{c(H_2SO_4)\cdot V(H_2SO_4)},$$

де C_p – питома теплоємність, що дорівнює 4,18 Дж/(г · К).

7 етап. Розрахувати абсолютну похибку ентальпії, що визначили експериментальним шляхом, за формулою:

$$\delta(\Delta H)\ \text{кДж/моль } H_2SO_4 = |\Delta H_{\text{експ.}}|\cdot\left(\frac{\delta V(H_2SO_4)}{V(H_2SO_4)} + \frac{\delta V(NaOH)}{V(NaOH)} + \frac{2\delta t}{\Delta t}\right)$$

8 етап. Перевірити коректність досліду через виконання нерівності: $|\Delta H_{\text{табл.}} - \Delta H_{\text{експ.}}| \le \delta(\Delta H)$, якщо $\Delta H_{\text{нейтр.}} H_2SO_4\,(\text{табл.}) = 114{,}7\,\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$. Записати результат досліду з вказівкою похибки у формі:

$$\Delta H_{\text{нейтр.}}(H_2SO_4) = \Delta H_{\text{експ.}} \pm \delta(\Delta H).$$

9 етап. Зробіть висновок, в якому вказати термохімічний характер виконаної реакції (екзо- або ендотермічність) та коректність виконання досліду, виходячи з його похибки. Привести в порядок робоче місце.

ДОСЛІД №2. Визначення ентальпії розчинення кристалогідрату

Хід роботи

1 етап. Ретельно розтерти сіль-кристалогідрат ($Na_2S_2O_3{\cdot}5H_2O$ або $Na_2CO_3{\cdot}10H_2O$) товкачиком у ступці.

2 етап. Зважити 5 г розтертої солі (m_c) на технохімічних терезах.

3 етап. За допомогою циліндра на 100 мл відмірити 50 мл дистильованої води, налити її до склянки, об'ємом 250 мл, і виміряти термометром початкову температуру води – t_0.

4 етап. Ввести наважку солі в стакан з водою. В момент початку внесення увімкнути секундомір та при безперервному перемішуванні розчину скляною паличкою відзначати зміну температури кожні 10 секунд. Спостереження проводити аж до досягнення найнижчої температури розчинення солі. Результати занести у табл. 5.1.

5 етап. За даними табл. 5.1. на міліметровому папері побудувати графік залежності зміни $t°$ від часу спостереження, тобто графік $t° = f(\tau)$.

6 етап. На точці перетину прямих, проведених у початковій та кінцевій ділянках графіку, знайти кінцеву температуру розчинення солі $t_к$., при побудові цих дотичних *див. рекомендації п.2 на с. 50*.

7 етап. Дані маси солі, об'єму води, одержані експериментальні величини початкової t_0 і кінцевої $t_к$ температур, розрахункові похибки вимірювання занести в ***табл. 5.3***:

Таблиця 5.3 – Вихідні та експериментальні дані досліду №2

Дані H_2O			Дані солі			Дані температури, °С			
V, мл	δV, мл	ρ г/см^3	m_c, г	δm, г	M, *г/моль*	t_0	$t_к$	$\Delta t = t_к - t_0$	δt

Для визначення похибок *див. примітку в етапі 5* попереднього досліду №1.

8 етап. Розрахувати експериментальну величину теплоти розчинення кристалогідрату (кДж/моль) за формулою:

$$Q_p = \frac{C_p}{1000}\,(m_{H_2O} + m_c) \cdot \frac{M \cdot \Delta t}{m_c},$$

де C_p – питома теплоємність розчину, що дорівнює 4,18 Дж/(г·К);
M – молярна маса кристалогідрату, г/моль.

Визначити ентальпію розчинення солі, оскільки $\Delta H_{\text{експ.}} = -Q_p$

9 етап. Розрахувати похибку експериментальної величини ентальпії розчинення солі за формулою:

$$\delta(\Delta H)\ \text{кДж/моль} = |\Delta H_{\text{експ.}}| \cdot \left(\frac{\delta V(H_2O)}{V(H_2O)} + \frac{\delta m(\text{солі})}{m(\text{солі})} + \frac{2\delta t}{\Delta t}\right)$$

та перевірити коректність виконання досліду №2 через дотримання нерівності: $|\Delta H_{\text{табл.}} - \Delta H_{\text{експ.}}| \leq \delta(\Delta H)$,
якщо $\Delta H_{\text{розч..}} Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O\ (\text{табл.}) = 47{,}2\,\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$,
а $\Delta H_{\text{розч..}} Na_2CO_3 \cdot 10H_2O = 66{,}6\,\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

10 етап. Кінцевий результат досліду №2 записати з урахуванням похибки ентальпії у формі: $\Delta H_{\text{розч.}} = \Delta H_{\text{експ.}} \pm \delta(\Delta H)$, зробіть висновок щодо характеру розчинення кристалогідрату у воді (екзо- або ендотермічність реакції) та коректності проведення досліду.

5.3. Методика розв'язання задач з термохімії

Приклад 1. Визначити ентальпію утворення 2 кг ферум (III) оксиду.

Розв'язання: 1. Визначимо кількість речовини (ν) 2 кг Fe_2O_3:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{2000\ \text{г}}{160\frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 12{,}5\ \text{моль}.$$

2.За даними таблиці ентальпій утворення: $\Delta H^{\circ}_{298}(Fe_2O_3) = -322{,}2$ кДж/моль, тоді $\Delta H^{\circ}_{\text{утвор.}} = \nu \cdot \Delta H^{\circ}_{298} = 12{,}5 \cdot (-322{,}2) = -4027{,}5$ кДж.

Приклад 2. Визначити стандартну ентальпію хімічної реакції та встановіть її термохімічний характер:

$$CO_2\ (г.) + 4H_2\ (г.) \rightarrow CH_4\ (г) + 2H_2O\ (р.).$$

Розв'язання: 1. Стандартні ентальпії утворення простої речовини H_2 дорівнюють нулеві; за таблицею знаходимо стандартні ентальпії утворення

реагентів і продуктів реакції, що є складними речовинами, з урахуванням їх агрегатного стану: CO_2 (г.) + $4H_2$ (г.) → CH_4 (г) + $2H_2O$ (р.).

ΔH°_{298}, кДж/моль: -393,5 0 -74,6 -285,8

2. За правилом Гесса: $\Delta H^{\circ}_{х.р.} = \Delta H^{\circ}_{298}\ CH_4 + 2\Delta H^{\circ}_{298} H_2O - \Delta H^{\circ}_{298} CO_2$,

$\Delta H^{\circ}_{х.р.} = -74{,}6 + 2\cdot(-285{,}8) - (-393{,}5)$;

$\Delta H^{\circ}_{х.р.} = -253{,}7$ кДж/моль.

3. Оскільки $\Delta H^{\circ}_{х.р.} < 0$, реакція є екзотермічною.

Домашні завдання до самостійного контролю знань

Варіант	Завдання 1		Завдання 2
	Розрахувати ΔH утворення або розкладу певної маси (*m*) даної речовини		Визначити стандартну ентальпію даної хімічної реакції $\Delta H^{\circ}_{х.р.}$
	Маса *m*	Речовина	
1	30 г	Al_2O_3 (т.)	CH_4 (г.) + CO_2 (г.) → 2CO (г) + $2H_2$ (г.)
2	4 кг	CH_4 (г.)	H_2O (р.) + CO (г.) → H_2 (г.) + CO_2 (г.)
3	25 кг	C_2H_4 (г.)	CCl_4 (г.) + O_2 (г.) → CO_2 (г) + $2Cl_2$ (г.)
4	5 кг	C_2H_2 (г.)	C_2H_4 (г.) + $3O_2$ (г.) → $2CO_2$ (г) + $2H_2O$ (г.)
5	60 г	C_6H_6 (р.)	4HCl (г.) + O_2 (г.) → $2H_2O$ (г) + $2Cl_2$ (г.)
6	70 г	CH_3OH (р.)	CH_4 (г.) + H_2O (г.) → CO (г) + $3H_2$ (г.)
7	12 кг	C_2H_5OH (р.)	$2H_2S$ (г.) + $3O_2$ (г.) → $2H_2O$ (г.) + $2SO_2$ (г.)
8	10 кг	CO (г.)	2Fe (т.) + Al_2O_3 (т.) → Fe_2O_3 (т.) + 2Al (т.)
9	50 г	CO_2 (г.)	$3NO_2$ (г.) + H_2O (г.) → NO (г) + $2HNO_3$ (г.)
10	80 г	$CaCO_3$ (т.)	$2FeS_2$ (т.) + $5{,}5O_2$ (г.) → $4SO_2$ (г.) + Fe_2O_3 (т.)

Завдання до захисту лабораторної роботи

1. Що називається системою в хімічній термодинаміці?
2. Які величини відносяться до параметрів системи?
3. Які умови характеризують стандартний стан системи?
4. Назвіть функції стану термодинамічної системи.
5. Назвіть умови ізохорного, ізобарного та ізотермічного процесів.
6. Що називається тепловим ефектом хімічної реакції? Як класифікують реакції за тепловим ефектом?
7. Сформулюйте закон Гесса.
8. Які наслідки із закону Гесса ви знаєте? Напишіть їх математичні вирази.
9. Назвіть умову самодовільного процесу.
10. Що відображає ентропія системи?
11. Чи відносяться внутрішня енергія та ентальпія до функцій стану системи? Відповідь поясніть.
12. У чому виражається сутність ентальпії? Чому дорівнює ентальпія для екзо- та ендотермічних процесів?
13. Чому дорівнює ентальпія та ентропія простої речовини? Як знайти відомості про числові значення функції стану речовин?

6. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА
ВПЛИВ ЗОВНІШНІХ ФАКТОРІВ НА ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ І ХІМІЧНУ РІВНОВАГУ

Метою роботи є вивчення впливу різних факторів і зовнішніх умов на швидкість хімічної реакції та зсунення рівноваги хімічних реакцій. Досліди проводяться для експериментального підтвердження закону діючих мас К.М. Гульберга і П.Вааге (1867 р.) та принципу Ле Шательє (1884 р.).

6.1. Теоретична частина

6.1.1. Хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій та їх механізм вивчається в розділі фізичної хімії за назвою «Кінетика».

Якщо хімічна реакція відбувається в одній фазі, то вона відноситься до **гомогенної**; у випадку коли спостерігають перебіг реакції на межі розділу фаз, тоді її відносять до **гетерогенної**.

Швидкістю хімічної реакції називається зміна певного параметра у часі, зазвичай таким параметром обирають концентрацію реагуючих речовин, остання виражається кількістю речовини ν в одиниці об'єму V, тобто $c = \nu/V$, моль/л.

Отже, якщо на початку реакції в момент часу t_0 концентрація реагенту була c_0, а через деякий час t її величина – *с моль/л*, тобто відбулася її зміна за проміжок часу Δt на величину Δc, то рівняння швидкості можна записати для гомогенної реакції: $V = \frac{c_0 - c}{t_0 - t} = -\frac{\Delta c}{\Delta t} = \pm\frac{dc}{dt}$,

для гетерогенної: $V = -\frac{\Delta c}{\Delta t \cdot S} = \pm\frac{dc}{dt \cdot S}$, з урахуванням площі поверхні розділу фаз S.

На швидкість реакції впливають такі фактори:

1. Природа реагентів. Згідно теорії активації реагують між собою лише активовані молекули, що мають енергію активації – $E_{акт.}$, яка здатна спочатку послабити, а потім і розірвати зв'язки між атомами в молекулах-реагентах. В залежності від величини $E_{акт.}$ встановлюється певна швидкість реакції – мала, якщо $E_{акт.}$ є великою величиною і, навпаки, при малій $E_{акт.}$ швидкість буде великою.

2. Концентрація реагентів. Для реакції газуватих або розчинених речовин загального вигляду: aA + bB = cC + dD, швидкість реакції визначається **законом діючих мас** К.М. Гульберга і П.Вааге: «**При сталій температурі швидкість хімічної реакції дорівнює добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях чисел стехіометричних коефіцієнтів цих речовин у рівнянні реакції»**. Математичний вираз закону має вигляд:

$$\boldsymbol{v = k[A]^a \cdot [B]^b},$$

де k – константа швидкості реакції, тобто швидкість реакції за умов, коли концентрації реагентів дорівнюють 1 моль/л; [A] і·[B] – концентрації реагентів; a і b – стехіометричні коефіцієнти реагентів.

Для реакції: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$, в якій беруть участь газуваті речовини, швидкість визначається формулою:

$$v = k[H_2]^2 \cdot [O_2].$$

У випадку участі в реакції твердої речовини, концентрація якої є сталою величиною і входять до константи швидкості, то швидкість від неї не залежить, наприклад, для реакції: $2Fe + 3O_2 – 2Fe_2O_3$,

$$v = k[const]^2 \cdot [O_2]^3. = K \cdot [O_2]^3.$$

3. Температура реакції. Оскільки нагрівання сприяє швидкості руху молекул, то збільшення температура призводить до зростання швидкості реакції. Приблизно оцінити швидкість реакції в залежності від температури можна за **правилом Вант-Гоффа**: **«При підвищенні температури на 10 °С (10 К) швидкість реакції збільшується у 2-4 рази».**

Математичний вираз правила Вант-Гоффа має вигляд:

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \text{ або } V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

де V_{T_1} і V_{T_2} – швидкості реакції до і після підвищення температури, γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції, що визначає у скільки разів збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури в реакційній суміші на 10 °С.

Більш складна залежність константи швидкості реакції від температури визначається **рівнянням Арреніуса**:

$$K = Z \cdot e^{-\frac{E_{акт}}{RT}},$$

де K – константа швидкості реакції; $E_{акт.}$ – енергія активації; Z – фактор частоти зіткнень; R – універсальна газова стала; T – температура.

4. Тиск. Деякі реакції потребують збільшення тиску, тому для повноти їх проходження або для збільшення швидкості використовують запаяні ампули, або герметичні капсули. Певні реакції можуть відбуватися або прискорюватися тільки за умов розрідженого стану повітря

5. Механічне роздрібнювання твердих реагентів, перемішування реакційної суміші. В гетерогенній реакції швидкість реакції визначається найповільнішою стадією, для гомогенної – швидкістю дифузії. Швидкість реакції збільшується при перемішуванні та підвищенні ступеня дисперсності (роздрібнення) реагуючих речовин.

6. Дія каталізаторів. Ідеєю каталізу є зменшення енергії активації реагуючих речовин. Каталізатори – це речовини, що впливають на швидкість реакції, але не беруть участі в ній та залишаються без змін наприкінці реакції.

Каталізатор, що прискорює реакцію – це дія позитивного каталізу. Інгібітор реакції це теж каталізатор, але на відміну від позитивного він є негативним і сповільнює реакцію. Для реакцій, що потребують присутність каталізатора або інгібітора їх спеціально підбирають, з урахуванням певної природи, структури, напрямку дії.

6.1.2. Хімічна рівновага. Більшість хімічних реакцій є необоротними, тобто такими, які відбуваються в двох протилежних напрямках и не йдуть до кінця, тобто такі, <u>в яких швидкості прямої та оборотної реакції є рівними</u>.

Цю ситуацію можна уявити як одночасний процес утворення продуктів реакції та їх взаємодію між собою з одержанням вихідних реагентів, при цьому зміни вільної енергії Гіббса не відбувається: $\Delta G_{p,T} = 0$.

Наприклад, для гомогенної реакції: $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$, швидкості прямої та зворотної реакції зображуються формулами зі стрілками напрямків реакцій: $\vec{V} = k_{\text{пр.}}\,[H_2] \cdot [I_2]$ та $\overleftarrow{V} = k_{\text{зв.}}\,[HI]^2$.

Стан рівноваги характеризується рівнянням: $\vec{V} = \overleftarrow{V}$, а концентрації реагентів і продуктів реакції у стані хімічної рівноваги залишаються сталими.

Для рівноважної системи **кількісною характеристикою є константа рівноваги**, наприклад, для реакції: : aA + bB = cC + dD, константа рівноваги *для гомогенних систем* записується формулою:

$$K_{\text{р}} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Таким чином, відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів до добутку рівноважних концентрацій реагентів у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів є сталою величиною за даною температурою і називається константою рівноваги.

Константа рівноваги *для гетерогенних систем* не залежить від концентрації речовини у твердому стані, тому вираз для константи рівноваги гетерогенної реакції: $CaCO_{3\ \text{тв.}} \leftrightarrow CaO_{\text{тв.}} + CO_{2\ \text{газ}}$, зміниться та буде мати вигляд:

$$K_{\text{р}} = \frac{[const] \cdot [CO_2]}{[const]}, \text{ тобто } K_{\text{р}} = [CO_2].$$

Зсув хімічної рівноваги здійснюється за умов зміни зовнішніх умов згідно з принципом Ле Шательє: **«При зміні в системі, що знаходиться у стані рівноваги, концентрації речовин або зовнішніх умов – тиску чи температури, рівновага зсунеться у бік процесу, що протидіє цій зміні».**

<u>1-й випадок</u>: **зміна концентрації реагентів**. Для рівноважній гетерогенної реакції: $CO_{\text{газ.}} + C_{\text{тв.}} \leftrightarrow CO_{2\ \text{газ.}}$, збільшення концентрації CO сприяє зсуву реакції праворуч, тобто [CO]↑, зсув рівноваги →. Оскільки C знаходиться у твердому стані зміна його концентрації не впливає на стан рівноваги. Навпаки, збільшення концентрації CO_2 буде сприяти зворотній реакції, яка протидіє збільшенню CO_2, і рівновага зміститься ліворуч: $[CO_2]$↑, зсув рівноваги ← .

Отже, **надлишок будь-якої речовини в рівноважній реакції зміщує рівновагу бік зменшення її концентрації**.

2-й випадок: **зміна температури реакції у стані рівноваги**. Розглянемо реакцію: $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$, $\Delta H_{пр.} < 0$, тобто пряма реакція супроводжується виділенням тепла й є екзотермічною. Зворотна реакція, навпаки, є ендотермічною, йде з поглинанням тепла й $\Delta H_{пр.} > 0$.

Таким чином, збільшення температури (T) реакції буде сприяти ендотермічному процесу, тобто зворотній реакції, яка протидіє підвищенню температури, а відвід тепла, охолодження системи буде сприяти екзотермічній реакції, тобто зсуву рівноваги у бік прямої реакції.

Цей висновок для даній реакції можна записати схемою: T↑, зсув рівноваги ←; : T↓, зсув рівноваги →.

Підвищення температури зміщує рівновагу у бік ендотермічної реакції, а зниження температури – у бік екзотермічної реакції.

3-й випадок: **вплив тиску на зсув рівноваги реакції.** Вплив тиску, насамперед, пов'язаний зі зміною об'єму газуватої системи у стані рівноваги, а на останній впливає кількість речовини кожного реагенту і продуктів (моль) реакції, тобто якщо кількість речовин ДО і ПІСЛЯ реакції є однаковою, то зміна тиску не впливає на стан рівноваги. Для реакції:

$$2NO_{газ.} + Cl_{2\ газ.} \leftrightarrow 2NOCl_{\ газ.},$$

вплив тиску зі зсувом реакції праворуч є очевидним, оскільки в процесі реакції кількість речовин зменшується з 3-х моль (2 моль NO +1 моль Cl_2) до 2 моль NOCl.

Оскільки зменшення кількості речовини сприяє зменшенню об'єму, то зростання тиску буде зсувати реакцію праворуч у бік прямої реакції.

Навпаки, зменшення тиску надає системі можливість збільшити об'єм, і тоді більша кількість речовин зможе поміститися у цьому об'ємі, тобто рівновага зміститься у бік зворотної реакції, ліворуч.

Отже, висновок для цієї реакції відповідає схемі:
p↑, зсув рівноваги →; p↓, зсув рівноваги ←.

Рівновага зміщується у бік меншої кількості речовин при збільшенні тиску, навпаки при зменшенні тиску рівновага зсунеться у бік більшої кількості речовин.

6.2. Експериментальна частина

Посуд і прилади: 2 термостати або 2 склянки на 200-300 мл з кришками, в яких є 3 отвори для термометра на 50 °С і 2-х дослідних пробірок, 3 бюретки на 25 мл, ступка з товкачиком, пробірки, скляні палички, секундомір.

Реактиви: кальцій карбонат (шматочки крейди); 1 н і 0,5 н розчини натрій тіосульфату $Na_2S_2O_3$; 2 н розчин сульфатної кислоти H_2SO_4, хлоридна кислота HCl (ρ = 1,19 г/см^3); 0,5 н розчин калій перманганату $KMnO_4$; 1 н розчин купрум(II) сульфату $CuSO_4$; 0,5 н розчини ферум(III) хлориду $FeCl_3$ та калій роданіду KCSN; дистильована вода.

ДОСЛІД №1. Вивчення впливу концентрації реагентів на швидкість реакції в гомогенній системі.

Хід роботи

1 етап. Заповніть бюретки розчинами $Na_2S_2O_3$, H_2SO_4 і H_2O.

2 етап. Заповніть 3 пробірки сульфатною кислотою, об'ємом 5 мл.

3 етап Заповніть 3 пробірки розчином $Na_2S_2O_3$ і дистильованою водою відповідно рекомендаціям ***табл. 6.1***.

4 етап. У 3 пробірки з розчином $Na_2S_2O_3$ різної концентрації одночасно влити розчин H_2SO_4 з попередньо відміряними однаковими об'ємами і негайно увімкнути секундомір.

5 етап. Спостерігати хід реакції взаємодії $Na_2S_2O_3$ і H_2SO_4 в пробірках за рівнянням:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = S + Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O. \qquad (6.1)$$

Зафіксувати час від початку реакції у кожній пробірці до перших ознак появи сірки и записати результати спостереження часу реакції у секундах у ***табл. 6.1*** для кожної пробірки.

Таблиця 6.1 – Дані експерименту та розрахунку швидкості реакції

№ пробірки	Об'єм реагентів і всього розчину, мл				Відносна конц-ція $Na_2S_2O_3$ (c)	Час до появи осаду сірки, с	Відносна швидкість $V = 1/\tau$	$V \cdot 1000$
	H_2SO_4	$Na_2S_2O_3$	H_2O	V				
1	5	5	10	20	1c			
2	5	10	5	20	2c			
3	5	15	-	20	3c			

6 етап. Зробіть необхідні розрахунки відносної швидкості V і величини $V \cdot 1000$ (див. ***табл. 6.1***) та побудувати графік залежності швидкості реакції ($1000V$) від відносної концентрації Na_2S_2O (вісь абсцис): $V = f(C)$.

7 етап. Зробіть висновок відносно залежності швидкості реакції від концентрації реагентів дослідної реакції та справедливості закону діючих мас Гульберга та Вааге.

ДОСЛІД №2. Вивчення впливу температури на швидкість реакції в гомогенній системі. Досліджується вплив температури на швидкість ***реакції 6.1***.

Хід роботи

1 етап. Встановити у наповнені на 2/3 водою кімнатної температури два термостати або в три склянки об'ємом 250 мл з кришками з отворами для термометрів і пробірок, що відіграють роль термостатів, підготовлені для лабораторної роботи термометри (на 50 °С), кінчики яких занурені у воду термостатів (склянок).

2 етап. В три пробірки налити обережно піпеткою невеликий об'єм 2 н розчину H_2SO_4, залишити піпетку у пробірці та встановити кожну з них в отвори кришок усіх склянок-термостатів.

3 етап. У три інші пробірки налити піпеткою 10 крапель 1 н розчину $Na_2S_2O_3$ і встановити кожну з них в отвори кришок тих же склянок-термостатів.

4 етап. Закрити склянки кришками, зафіксувати показники термометрів у склянках (це однакова кімнатна температура) і записати виміряну температуру в ***табл. 6.2*** (графа 2, п/п №1).

Таблиця 6.2 – Вплив температури на зміну швидкості реакції

№ п/п	Температура досліду, °С	Час реакції, с	Швидкість реакції $V = 1/\tau$
1	2	3	4
1			
2			
3			

5 етап. Підігріти воду в 2-му і 3-му стаканах на 10 °С і 20 °С, відповідно, записати температурні показники в ***табл. 6.2*** (графи 2, п/п 2 і 3). Піддержувати температуру 10-15 хвилин.

6 етап. В усі пробірки з розчином $Na_2S_2O_3$ усіх термостатів додати піпеткою 1 краплю H_2SO_4 з пробірки, що знаходиться у тому ж стакані-термостаті, одночасно увімкнути секундомір.

7 етап. Час появи опалесценції сірки (момент, коли реакційна суміш покаламутнішає) тобто початок реакції у с (секундах) зафіксувати та відмітити в ***табл. 6.2*** (графи 3, п/п 1, 2 і 3).

8 етап. Розрахувати швидкість реакції за формулою $V = 1/\tau$ та записати результати в ***табл. 6.2***.

9 етап. Зробіть висновок щодо впливу температури на швидкість реакції та справедливість правила Вант-Гоффа. Розрахувати середню величину температурного коефіцієнта даної реакції.

ДОСЛІД №3. Вивчення впливу концентрацій реагентів на зсув рівноваги реакції: $Fe\,Cl_3 + 3NH_4SCN = [Fe(SCN)_3] + 3NH_4Cl$.

криваво-червоний

Щодо принципу Ле-Шательє: якщо до реакційної суміші додавати надлишок реагенту, то рівновага зсунеться в бік зменшення концентрації цього реагенту, тобто в бік прямої реакції. Навпаки, при додаванні продукту реакції рівновага зсунеться в бік реагентів, тобто в бік зворотної реакції. Вплив концентрації речовин на зсув рівноважної реакції утворення ферум(III) роданіду $[Fe(SCN)_3]$ червоного кольору будемо спостерігати за зміною інтенсивності забарвлення реакційної суміші.

Хід роботи

1 етап. У 4 пробірки ввести 5-10 крапель приготовлених розчинів $FeCl_3$ і NH_4SCN, перемішати суміші, пробірки установити в штатив. Першу пробірку оставити для порівняння. Написати рівняння для константи рівноваги даної реакції.

2 етап. У другу пробірку додати ферум(III) хлориду $FeCl_3$, визначити зміну інтенсивності забарвлення щодо кольору реакційної суміші в контрольній пробірці. Результати занести в ***табл. 6.3***.

3 етап. У третю пробірку додати розчин NH_4SCN, визначити зміну інтенсивності забарвлення щодо кольору реакційної суміші в контрольній пробірці. Результати спостереження занести в ***табл. 6.3***.

4 етап. У четверту пробірку додати кристалік NH_4Cl і порівняти інтенсивність забарвлення щодо пробірки 1 з контрольною реакцією. Результати спостереження занести в ***табл. 6.3***.

5 етап. Зробіть висновок про зсув рівноваги в рівноважній реакції при додаванні різних реагентів та відповідність результатів досліду принципу Ле Шательє.

Таблиця 6.3 – Вплив концентрації речовин на зсув рівноваги

№ пробірки	Речовина, що додається для збільшення концентрації реагентів або продукту реакції	Результат спостереження зміни кольору реакційної суміші	Напрямок зсуву рівноваги у бік реагентів ← або у бік продуктів →
1	– (контрольна пробірка)		
2	$Fe\ Cl_3$		
3	NH_4SCN		
4	NH_4Cl		

6.3. Методика розв'язання задач з хімічної кінетики

Приклад 1. При збільшенні концентрації SO_2 у 3 рази встановити швидкість прямої реакції:

$$2SO_2 + O_2, \leftrightarrow 2SO_3 \qquad (6.2)$$

Розв'язання: 1. За законом діючих мас швидкість прямої реакції 6.2 дорівнює: $V = k[SO_2]^2[O_2]$, після збільшення концентрації SO_2 у 3 рази рівняння швидкості прийміть вигляд:

$$V' = k[3SO_2]^2[O_2], \text{ тоді } V' = 9k[SO_2]^2[O_2].$$

2. Співвідношення $V' / V = 9k[SO_2]^2[O_2] / k[SO_2]^2[O_2] = 9$.

Таким чином, після підвищення концентрації SO_2 у 3 рази швидкість реакції 6.2 зросте у 9 разів.

Приклад 2. Як зміниться швидкість прямої та зворотної реакції, якщо тиск у ***реакції 6.2*** збільшити у 3 рази?

Розв'язання: 1. За законом діючих мас швидкість прямої ***реакції 6.2*** дорівнює: $V_{пр.} = k[SO_2]^2[O_2]$, після збільшення тиску в 3 рази об'єм

реакційної суміші зменшиться у 3 рази, а концентрації реагентів зростуть у 3 рази, тобто рівняння швидкості прийміть вигляд: $V_{пр.}' = k[3SO_2]^2[3O_2]$, тоді: $V_{пр.}' = 27k[SO_2]^2[O_2]$.

2. Співвідношення швидкостей реакції після збільшення тиску до початкової швидкості дорівнює:

$$V_{пр.}' / V_{пр.} = 27k[SO_2]^2[O_2] / k[SO_2]^2[O_2] = 27.$$

Отже, через збільшення тиску в гомогенній системі у 3 рази зростання швидкості прямої реакції відбудеться у 27 разів.

3. Для зворотної реакції рівняння швидкості має вигляд: $V_{зв.} = k_1[SO_3]^2$.

Після підвищення тиску у 3 рази швидкість зміниться через зменшення об'єму в 3 рази і збільшення у стільки ж разів концентрації SO_3: $V_{зв.}' = k_1[3SO_3]^2 = 9k_1[SO_3]^2$.

4. Співвідношення швидкостей реакції має вигляд:
$V_{зв.}' / V_{зв.} = 9k_1[SO_3]^2/k_1[SO_3]^2 = 9$; отже швидкість зворотної реакції збільшиться у 9 разів. Але в цілому зсув рівноваги відбудеться у бік прямої реакції, оскільки швидкість прямої реакції збільшується в порівнянні зі швидкістю зворотної – у 3 рази (27 : 9 =3).

Приклад 3. На скільки градусів треба підвищити температуру реакції, щоб швидкість реакції збільшилася в 625 разів при температурному коефіцієнті швидкості реакції рівному 5?

Розв'язання: 1. За правилом Вант-Гоффа: $\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$, тобто, з одного боку, за умовами задачі: $\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = 625$; а з іншого – $\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = 5^x$.

Отже, $5^x = 625$, тоді $x = 4$.

2. $x = \frac{T_2 - T_1}{10}$, або $x = \frac{\Delta T}{10}$, тоді $\Delta T = 10x$, тобто $\Delta T = 40$.

При підвищенні температури на 40 °С швидкість реакції збільшується у 625 разів.

6.4. Методика розв'язання задач з хімічної рівноваги

Приклад 1. При синтезі амоніаку у рівновазі знаходяться 0,1 моль/дм^3 N_2, 0,2 моль/дм^3 H_2 і 0,8 моль/дм^3 NH_3 . Визначить константу рівноваги та вихідні концентрації азоту і водню.

Розв'язання: Рівняння рівноважної реакції: $N_{2\ газ.} + 3H_{2\ газ.} \leftrightarrow 2NH_{3\ газ}$

0,1 0.2 0,8

1. $K_р = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\cdot[H_2]^3} = \frac{0{,}8^2}{0{,}1\cdot 0{,}2^3} = 800.$

2. Оскільки за рівнянням реакції з 1 моль N_2 одержують 2 моль NH_3, тоді 0,8 моль NH_3 одержано з 0,4 моль N_2, вихідна концентрація азоту складається з рівноважної $c(N_2)$ і тієї, що прореагувала по реакції (0,4 моль/дм^3), тобто $C(N_2)_{вих.} = c(N_2) + [N_2] = 0{,}1 + 0{,}4 = 0{,}5$ моль/дм^3.

3. Аналогічно знайдемо вихідну концентрацію водню, ураховуючи, що з 3 моль H_2 одержано 2 моль NH_3, тоді для отримання 0,8 моль NH_3

прореагує: $c(H_2)$ = 1,2 моль водню. Оскільки, $C(H_2)_{вих.}$ = $c(H_2)$ + $[H_2]$, то після підстановки числових значень концентрацій одержуємо:

$$C(H_2)_{вих.} = 0,2 + 1,2 = 1,4 \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 2. В яких напрямках слід чекати зсув рівноваги, якщо при синтезі амоніаку: $N_{2газ.} + 3H_{2газ.} \leftrightarrow 2NH_{3газ}$, ΔH = -92,4 кДж/моль, а) збільшити тиск; б) зменшити температуру; в) збільшити концентрацію N_2; г) зменшити концентрацію NH_3.

Розв'язання: а) при збільшенні тиску *p* (зменшенні об'єму) у системі рівноважної реакції: зі зменшенням кількості речовини продукту зсув рівноваги буде відбуватися в бік прямої реакції, оскільки меншій кількості молекул буде краще розміщуватися у зменшеному об'ємі, тобто підвищення тиску дозволить збільшити вихід NH_3.

Відповідь: $p\uparrow$, зсув рівноваги →;

б) оскільки реакція за величиною ентальпії ($\Delta H<0$) відноситься до екзотермічної, то при зменшенні температури (*T*) рівновага зсунеться у бік прямої реакції утворення NH_3. *Відповідь:* $T\downarrow$, зсув рівноваги →;

в) протидією при збільшенні концентрації реагенту N_2 буде інтенсифікація реагування вихідних речовин, що приведе до зсуву рівноваги у правий бік, тобто прямої реакції.

Відповідь: $c(N_2)\uparrow$, зсув рівноваги →;

г) зменшення концентрації NH_3, його відведення з реакції, сприятиме зсуву рівноваги в бік його синтезу. *Відповідь:* $c(NH_3)\downarrow$, зсув рівноваги →.

Завдання до захисту лабораторної роботи (хімічна кінетика)

№ варіанта	Завдання 1 Як зміниться швидкість прямої реакції, якщо при постійній температурі збільшити тиск у 4 рази?	Завдання 2 Визначити за правилом Вант-Гоффа невідомий фактор, помічений знаком запитання				
		V_1, *моль/с*	V_2, *моль/с*	t_1, °C	t_2, °C	Г
1	$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$	0,64	?	60	10	2
2	$FeO + CO \leftrightarrow Fe + CO_2$	0,00112	0,7	ΔT = ?		5
3	$3NO_2 + H_2O \leftrightarrow 2HNO_3 + NO$	V_1/V_2 = ?		80	20	2
4	$2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$	V_1,	$16V_1$	ΔT = ?		2
5	$N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$	V_1,	$9V_1$	15	35	?
6	$CO_2 + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O$	V_2/V_1 = ?		40	90	2
7	$C + CO_2 \leftrightarrow 2CO$	V_2/V_1 = ?		140	100	3
8	$4HCl + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2Cl_2$	V_1/V_2 = ?		30	70	3
9	$2Cl_2 + 2H_2O \leftrightarrow 4HCl$	V_2/V_1 = ?		400	350	2
10	$H_2O + CO \leftrightarrow CO_2 + H_2$	0,002	?	30	60	3

Завдання до захисту лабораторної роботи (хімічна рівновага)

Написати вираз для константи рівноваги K_P даної гомогенної або гетерогенної реакції та встановити бік зсуву рівноваги через зміну концентрацій реагентів або продуктів та за дією вказаних зовнішніх факторів							
Рівняння реакції	$\Delta H_{X.P.}$	[A]	[B]	[C]	[D]	T	P
1. $3A_{г.} + B_{г} \leftrightarrow 2C_{г.} + D_{г.}$	< 0	↓		↑		↑	↑
2. $2A_{г.} + B_{т.} \leftrightarrow 2C_{г.} + 3D_{г.}$	< 0		↓		↓	↓	↓
3. $3A_{г.} + 2B_{г.} \leftrightarrow 2C_{г.} + D_{г.}$	> 0	↓		↓		↑	↑
4. $A_{г.} + 3B_{г.} \leftrightarrow 2C_{т.} + 2D_{г.}$	< 0		↑	↑		↓	↓
5. $3A_{г.} + 2B_{г.} \leftrightarrow C_{г.} + 4D_{г.}$	> 0		↑		↑	↑	↑
6. $A_{г.} + 2B_{г.} \leftrightarrow C_{г.} + 3D_{г.}$	> 0		↑	↓		↓	↑
7. $3A_{т.} + 3B_{г.} \leftrightarrow C_{г.} + D_{г.}$	< 0	↓			↑	↓	↓
8. $3A_{г.} + 2B_{г.} \leftrightarrow 2C_{г.}$	> 0	↑		↓		↓	↓
9. $3A_{г.} \leftrightarrow 2C_{г.} + 2D_{г.}$	> 0	↓			↓	↑	↑
10. $3A_{г.} + B_{г.} \leftrightarrow 2C_{г.} + D_{т.}$	< 0	↓			↑	↑	↓

7. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА ОКИСНЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Метою роботи є оволодіння методом розрахунку ступенів окиснення елементів в складних сполуках, встановлення окисника та відновника в процесах відновлення та окиснення та складання окиснювально-відновних рівнянь методом напівреакцій.

7.1. Теоретична частина

7.1.1. Визначення та класифікація окиснювально-відновних реакцій (ОВР). Окиснювально-відновними реакціями називаються реакції, в яких відбувається зміна ступенів окиснення елементів, що складають реагенти та продукти реакції. ОВР класифікують як

- Міжмолекулярні, в яких окисник і відновник є різними речовинами, які можуть бути як простими, так і складними, наприклад:

$$\underset{\text{відновник}}{2\overset{0}{Zn}} + \underset{\text{окисник}}{\overset{0}{O_2}} = 2\overset{+2\ -2}{ZnO}.$$

- Внутрішньомолекулярні – такі, в яких окисник і відновник є атомами в одній і тій же молекулі, тобто атом з більшим значенням ступеня окиснення окиснює інший атом з меншим за величиною ступенем окиснення. Прикладом міжмолекулярної ОВР є:

$2\overset{+5\ -2}{NaNO_3} = 2\overset{+3}{NaNO_2} + \overset{0}{O_2}$, де в нітрат-іоні атоми N (ступінь окиснення +5) є окисниками, а атоми O (ступінь окиснення -2) є відновниками.

- Реакції диспропорціонування, або дисмутації – реакції, в яких один й той же елемент в молекулі реагенту є і окисником, і відновником. Зазвичай таким елементом є елемент у проміжному ступені окиснення, оскільки тоді він може і знижувати, і збільшувати ступінь окиснення. Прикладом такого типу ОВР є:

$$\overset{0}{Cl_2} + H_2O = \overset{+1}{HClO} + \overset{-1}{HCl},$$

де Cl_2 (ступінь окиснення дорівнює нулеві) є і відновником і окисником одночасно, оскільки підвищує ступінь окиснення до +1 в сполуці HClO як відновник і знижує її до – 1 у HCl як окисник.

7.1.2. Сутність поняття ступеня окиснення елемента та його розрахунок. Ступінь окиснення (СтОк) кількісно характеризує стан атомів в сполуках, це умовний або формальний заряд атома в молекулі, який визначають виходячи з припущення, що сполука складається тільки з йонів. Цей заряд рівний числу електронів, частково або повністю переданих от даного атома більш електронегативним атомам при утворенні з ними зв'язку (СтОк є позитивним) або прийнятих від менш електронегативних атомів, тоді СтОк є негативним. СтОк буває позитивним, негативним і нульовим (в молекулах простих речовин) та позначається знаком і цифрою над елементом в молекулі. Значення СтОк можуть бути не тільки цілими, але й дрібними, наприклад, у калій пероксиді KO_2, СтОк Оксигену дорівнює $-\frac{1}{2}$. Знання ступеня окиснення потрібні для того, щоб визначити належність реакції до ОВР і для швидкого їх складання.

Для розрахунки ступенів окиснення існують такі правила:

1. Зв'язки між однаковими атомами на ступінь окиснення не впливають, тобто СтОк простих речовин дорівнює нулеві.
2. У складних сполуках СтОк Оксигену дорівнює – 2, крім пероксидів (–O–O–), супероксидів зі СтОк = – 1 та оксиген флуориду OF_2, де СтОк = +2.
3. СтОк = – 1 у всіх галогенів (Флуору, Хлору, Брому, Іоду) у бінарних сполуках.
4. СтОк = +1 у Гідрогену в усіх сполуках. Виключення: сполуки Силіцію та гідриди металів, де СтОк = – 1.
5. СтОк = +1 у всіх лужних металів (елементи І-й групи); СтОк = +2 у всіх лужноземельних металів (елементи 2-й групи періодичної таблиці Д.І. Менделєєва).
6. Деякі елементи мають постійні СтОк, наприклад, СтОк Алюмінію дорівнює +3, СтОк Цинку = +2, СтОк Кадмію = +2.
7. Сума ступенів окиснення всіх елементів в молекулі дорівнює нулю.

У сполуках розрахунок перемінного СтОк визначається на основі цих правил, наприклад, для K_2CrO_4 відомими є СтОк (К) =+1 і СтОк (О) = –2, тоді для находження СтОк Хрому складаємо рівняння:

$1 \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0$.

Звідси: $x = 8 - 2$; $x = 6$.

Відповідь: СтОк (Cr) = +6.

7.1.3. Характеристика окисника та відновника. В ОВР зміна СтОк у реагентів і продуктів реакції відбувається через перехід електронів від одних атомів-відновників до інших – окисників.

Відновники – це атоми або йони , що віддають електрони і збільшують ступінь окиснення.

Процес віддачі електронів атомом, молекулою або йоном називається **окисненням**.

Окисники – це атоми або йони, що завжди приймають електрони та зменшують свій СтОк.

Процес приєднання електронів атомом, молекулою або йоном називається **відновленням**.

Окиснення і відновлення відбуваються одночасно, тобто окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки.

Отже, кількість відданих електронів відновником дорівнює кількості прийнятих електронів окисником.

Запам'ятати: молярна маса еквівалента окисника або відновника за позначкою $M_{екв.}$ дорівнює відношенню їх молярної маси (M) до кількості електронів, приєднаних окисником або відданих відновником в окиснювально-відновних нвпівреакціях: $M_{екв.} = M/n_{\bar{e}}$.

7.1.4. Методика складання ОВР. Для встановлення коефіцієнтів ОВР використовують метод напівреакцій або метод електронно-іонного балансу, що вивчався у середній школі.

Сутність методу напівреакцій полягає у послідовності виконання певних етапів, які наприкінці приводять до складання рівняння ОВР з правильними коефіцієнтами реагентів і продуктів.

Нехай схема рівняння ОВР має вигляд:

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O.$$

По-перше, визначимо СтОк елементів та підкреслимо ті, що його змінюють:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} \rightarrow \overset{+2}{Cu}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3})_2 + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

$$\underline{-} \qquad \underline{=} \qquad \underline{-} \qquad \underline{=}$$

Оскільки йонно-молекулярне рівняння реакції має вигляд:

$$Cu^0 + H^+ + NO_3^- \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^- + NO + H_2O,$$

$$\underline{-} \qquad \underline{=} \qquad \underline{-} \qquad \underline{=}$$

то напишімо напівреакції йонів, до яких входять елементи, що змінюють СтОк, та вкажемо умови, за яких такий перехід можливий, тобто кількість електронів відданих або прийнятих елементом або йоном:

$$Cu^0 - 2\bar{e} = Cu^{2+} \mid \text{відновник, процес окиснення}$$

$$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} = NO + 2H_2O \mid \text{окисник, процес відновлення}$$

По-друге, нагадаємо, що кількість відданих і прийнятих електронів є однаковою і помножимо перше рівняння на 3, а друге рівняння на 2, щоб кількість відданих і прийнятих електронів в обох випадках дорівнювала шести:

$$3 \mid \quad Cu^0 - 2\bar{e} = Cu^{2+} \quad \mid \text{відновник, процес окиснення}$$

$$2 \mid \quad NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} = NO + 2H_2O \quad \mid \text{окисник, процес відновлення.}$$

По-третє, перепишімо йонне рівняння спочатку ліву частину обох напівреакцій (вже без урахування електронів), потім після знаку «рівно» їхню праву частину, ураховуючи множники, які ми проставили попереду напівреакцій: $3Cu^0 + 2NO_3^- + 8H^+ = 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$.

Останнє, що залишилося зробіть, це записати рівняння у молекулярному вигляді з коефіцієнтами, які ми отримали в процесі застосування метода:

$$3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

Для відновника (міді) величина $M_{екв.}$ розраховується таким чином:

$$M_{екв.} = M(Cu)/\, n_{\bar{e}} = 64 : 2 = 32 \text{ г/моль;}$$

Для окисника (нітратної кислоти):

$$M_{екв.} = M\,(HNO_3)/n_{\bar{e}} = 63 : 3 = 21 \text{ г/моль.}$$

7.2. Експериментальна частина

Посуд і прилади: штатив з пробірками, мікрошпателі.

Реактиви: 2 н розчин хлоридної HCl і 2 н розчин сульфатної H_2SO_4, розведені розчини калій гідроксиду KOH, ферум(III) хлориду $FeCl_3$, калій іодиду KI, калій перманганату $KMnO_4$, амоній (або калій) роданіду NH_4SCN, гранули Al, солі $FeSO_4$ і Na_2SO_3 у кристалічному вигляді, розчин крохмалю, дистильована вода.

Лабораторне завдання: після виконання дослідів 1-6 необхідно для кожного досліду

- скласти рівняння ОВР методом напівреакцій за схемою даної у досліді;
- вказати окисник і відновник;
- розрахувати молярні маси еквівалентів окисника і відновника.

ДОСЛІД №1. Окиснення алюмінію йонами водню.

Хід роботи

До 2-3 мл розчину HCl у пробірці додати гранулу алюмінію. Після спостереження реакції окиснення металу:

$$Al + HCl \rightarrow Al^{3+} + \ldots,$$

і встановлення природи газу, який виділяється виконати лабораторне завдання (див. вище).

ДОСЛІД №2. Окиснення йодид-іонів йонами феруму(III).

Хід роботи

У пробірку з 2-3 мл розчину солі $FeCl_3$ додати 2-3 краплі розчину KI, записати зміну кольору реакційної суміші, додати дистильованої води для розбавлення і 1-2 краплі розчину крохмалю. Синє забарвлення свідчить про наявність продукту – вільного йоду за схемою реакції:

$$KI + FeCl_3 \rightarrow \underset{\text{Синій}}{I_2} + Fe^{2+} + \ldots$$

Виконайте лабораторне завдання.

ДОСЛІД №3. Окиснення катіонів Fe^{2+} калій перманганатом.

Хід роботи

До 2-3 мл розчину $KMnO_4$ у пробірці додати такий же об'єм 2 н розчину сульфатної кислоти та декілька кристаликів $FeSO_4$. Про що свідчить знебарвлення реакційної суміші?

Виконайте лабораторне завдання за схемою досліду №3:

$$KMnO_4 + H_2SO_4 + FeSO_4 \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+} + \ldots .$$

До одержаного розчину додати декілька крапель амоній роданіду або калій роданіду, поясніть нову зміну кольору реакційної суміші утворенням комплексної сполуки за рівнянням:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NH_4SCN = 2[Fe(SCN)_3] + 3(NH_4)_2SO_4$$

Чи відноситься остання реакція до ОВР? Відповідь поясніть.

ДОСЛІД №4. Вплив середовища на окиснювальну здатність $KMnO_4$.

Хід роботи

Окиснювальна здатність калій перманганату в нейтральному, кислому і лужному середовищі приводить до різних продуктів.

• <u>Нейтральне середовище</u>, pH = 7.

До 2-3 мл розчину $KMnO_4$, розведеного кількома мл дистильованої води, додати на кінчику шпателя кристалічного натрій сульфіту Na_2SO_3.

Спостерігати знебарвлення фіолетового кольору $KMnO_4$ і одночасне випадіння бурого осаду MnO_2 за схемою реакції:

$$\underset{\text{фіолетовий}}{KMnO_4} + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow \underset{\text{бурий}}{MnO_2\downarrow} + Na_2SO_4 + H_2O.$$

Виконати лабораторне завдання та зробіть висновок щодо ходу реакції у нейтральному середовищі.

• <u>Кисле середовище</u>, pH < 7.

Для створення кислого середовища до 2-3 мл розчину $KMnO_4$ додати декілька крапель сульфатної кислоти, а після підкислення ввести кристалики натрій сульфіту Na_2SO_3 до повного зникнення фіолетового кольору $KMnO_4$. Реакція відбувається за схемою:

$$\underset{\text{фіолетовий}}{KMnO_4} + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow \underset{\text{безбарвний}}{MnSO_4} + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Виконати лабораторне завдання та зробіть висновок щодо ходу реакції в кислому середовищі.

• Лужне середовище, pH > 7.

До 2-3 мл розчину $KMnO_4$ додати декілька крапель розчину лугу KOH, після створення лужного середовища ввести на кінчику шпателя кристалічну сіль натрій сульфіт Na_2SO_3.

Появу зеленкуватого забарвлення через відновлення перманганат-іонів до манганат-іонів пояснюємо схемою реакції:

$$\underset{\text{фіолетовий}}{KMnO_4} + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow \underset{\text{зеленкуватий}}{K_2MnO_4} + Na_2SO_4 + H_2O.$$

Виконати лабораторне завдання та зробіть висновок щодо ходу реакції у лужному середовищі.

Завдання до захисту лабораторної роботи

№ варіанту	Розставити коефіцієнти методом напівреакцій у рівняннях ОВР та визначити молярну масу еквівалента відновника
1	$MnO_2 + O_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + H_2O$
2	$ClO_2 + S + NaOH \rightarrow NaClO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
3	$Na_2MnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + NaNO_3 + NaOH$
4	$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
5	$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + H_2O$
6	$C + KNO_3 \rightarrow K_2CO_3 + CO_2 + N_2$
7	$SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HBr$
8	$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2S + H_2O$
9	$P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
10	$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

7.3. Теми для виконання індивідуального завдання з розділу «Фізична хімія»

1. Історія виникнення та розвитку фізичної хімії.
2. Закони газового стану в фізичній хімії.
3. Кінетична теорія в фізичній хімії.
4. Фізико-хімічний аналіз.
5. Хімічна термодинаміка: історія виникнення, засновники напряму, закони, зв’язок з життям.
6. Вчення про каталіз.
7. Теорія розведених розчинів.
8. Становлення та розвиток електрохімії.
9. Окиснювально-відновні реакції у техніці та житті.
10. Електроліз як окиснювально-відновний процес.
11. Значення окиснювально-відновних реакцій у колообігах хімічних елементів в природі.

КОЛОЇДНА ХІМІЯ

8. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА
ОДЕРЖАННЯ КОЛОЇДНИХ РОЗЧИНІВ, ЇХ МІЦЕЛЯРНА БУДОВА ТА ВИЗНАЧЕННЯ ПОРОГУ КОАГУЛЯЦІЇ

Метою роботи є вивчення методів одержання розчинів колоїдного ступеня дисперсності, їх будови та закономірностей їх коагуляції.

8.1. Теоретична частина

8.1.1. Загальні поняття та класифікації дисперсних систем. Колоїдна хімія вивчає дисперсні системи. На відміну від гомогенних істинних розчинів, дисперсні системи є гетерогенними і складаються з дисперсійного середовища (рідка фаза) та дисперсної фази – подрібнених твердих часточок. Але розміри останніх настільки мали, що чоловіче око сприймає такі системи як прозори розчини (морська або річкова вода) або однорідні суміші (запилене повітря).

В природі майже всі системи є колоїдними різного ступеню дисперсності, тому через їх різноманітність і поширеність вивчення колоїдної хімії є важливим і необхідним для розуміння природних явищ, стану і фізико-хімічних властивостей речовин й організмів на клітинному рівні.

Часточки фази можуть мати різну форму, загальноприйняте їх розмір визначати величиною діаметра (d), а мірою їх подрібнення є ступінь дисперсності (D *або* δ) – величина обернено пропорційна діаметру:

$$D(\delta) = \frac{1}{d}.$$

Отже, чим більше розмір часточок, тим меншою є ступінь дисперсності.

Системи з відносно крупними часточками відносяться до грубодисперсних, навпаки, системи з часточками дуже малих розмірів є тонкодисперсними. Класифікацію за ступенем дисперсності наведено в ***табл. 8.1***:

Таблиця 8.1 - Класифікація дисперсних систем за ступенем дисперсності

d	$10^{-3} – 10^{-5}$	$10^{-5} – 10^{-7}$	$< 10^{-8}$
D	$10^{3} – 10^{5}$	$10^{5} – 10^{7}$	$> 10^{8}$
pD* = lg*D	3 – 5	5 – 7	>8
Назва системи	Грубодисперсні системи	Колоїдні, або ультрамікрогетерогенні системи	Істинні розчини (молекулярний ступінь дисперсності)

Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом розрізняє системи з газуватим, рідким і твердим середовищем, див. ***табл. 8.2***:

Таблиця 8.2 - Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом середовища

Тип системи за дисперсійним середовищем	Клас за дисперсною фазою		Приклад системи в природі та синтетичні вироби
	Дисперсна фаза	Позначення	
1	2	3	4
Аерозолі (газове середовище, Г)	Газова	Г/Г	Суміш газів, через відсутність поверхні розділу це гомогенна система і не є дисперсною, приклад: чисте повітря.
	Рідка	Р/Г	Тумані, морська димка
	Тверда	Т/Г	Дими
Ліозолі (рідке середовище, Р)	Газова	Г/Р	Піни
	Рідка	Р/Р	Емульсії, креми, вода в нафті, молоко, кров.
	Тверда	Т/Р	Колоїдні розчини металів у воді, синтетичні латекси, суспензії.
Системи з твердим середовищем (Т)	Газова	Г/Т	Пемза, туфи, морська піна, сиве волосся, пінопласти, мікропористі ебоніти і гуми.
	Рідка	Р/Т	Капілярні системи, кристалогідрати, природні матеріали з рідкими включеннями, нітроцелюлоза.
	Тверда	Т/Т	Мінерали, сплави, чавун, сталь, кольорове скло, кришталь, перли.

8.1.2. Методи одержання дисперсних систем колоїдного ступеня дисперсності. Проміжне за розмірами часточок положення колоїдних розчинів дозволяє одержувати їх диспергуванням (через роздрібнювання) та конденсаційними методами (шляхом зрощення молекулярних агрегатів до часточок колоїдних розмірів).

Диспергування з утворенням великої поверхні часточок може бути *механічним* (природні процеси вивітрювання, застосування кульових млинів), *електричним* (конденсація пари речовини за рахунок іскрового розряду, дією вольтової дуги), *акустичним* (дією ультразвуку).

Конденсаційні методи фізичної конденсації засновані на зрощуванні молекулярних часточок у пересичених розчинах за різними зовнішніми умовами, методом заміни розчинника, через вирощування колоїдних мікрокристалів, шляхом конденсації пари в газуватому середовищі.

Хімічна конденсація передбачає проведення реакцій з утворенням осадів у розведеному середовищі розчинника з використанням стабілізаторів колоїдних розчинів, таких як поверхнево-активні речовини (ПАР), високомолекулярні сполуки (ВМС), електроліти.

8.1.3. Будова колоїдних міцел. Частинки дисперсної фази мають міцелярну будову. При утворенні малорозчинного електроліту (осаду) з розчину частина речовини знаходиться у колоїдно-дисперсному стані. Нехай утворюється малорозчинна речовина за рівнянням:

$$\underline{AgNO_3} + KI = AgI\downarrow + KNO_3,$$

причому: **а**) умовами утворення осаду є надлишок аргентум нітрату (підкреслений у рівнянні реакції). У ході реакції утворюються кристалічні **агрегати** з *m* структурних одиниць AgI. На поверхні агрегату *m*AgI, через надлишок йонів Ag^+, споріднених складу осаду, адсорбуються *n* цих йонів, що мають назву – **потенціаловизначаючі** йони, при цьому утворюється позитивне заряджене ядро $(m[AgI]\cdot nAg^+)^{n+}$. На позитивно заряджену поверхню ядра притягується деяке число (*n–x*) протилежно заряджених йонів NO_3^- (з надлишкового реагенту), їх менше через слабку адсорбційну здатність, це – **протиіони**. Потенціалутворюючі йони разом з протиіонами утворюють **адсорбційний шар**, агрегат разом з адсорбційним шаром утворює **гранулу** – заряджену частинку, <u>заряд якої визначається знаком заряду ядра або потенціаловизначаючих йонів</u>. Інші нітрат-іони залишаються у **дифузному шарі** – останньому шарі цього утворення. Гранула разом з дифузійним шаром утворює електрично нейтральний асоціат – міцелу такої будови:

$$\{[m(AgI)\cdot n\,Ag^+]^{n+}\cdot(n-x)\,NO_3^-\}^{x+}\cdot x\,NO_3^-$$

<table>
<tr><td rowspan="2">агрегат</td><td rowspan="2">потенціало-визначаючі йони</td><td colspan="2">протиіони</td></tr>
<tr><td rowspan="2">протиіони адсорбційного шару</td><td rowspan="2">протиіони дифузного шару</td></tr>
<tr><td colspan="2">я д р о</td></tr>
<tr><td></td><td colspan="2">адсорбційний шар, або шар Гельмгольця</td><td>дифузний шар</td></tr>
<tr><td colspan="3">Гранула, або колоїдна частинка</td><td></td></tr>
<tr><td colspan="4">М і ц е л а</td></tr>
</table>

б) умовами утворення осаду є надлишок калій йодиду. Тоді, як і у випадку **а**, утворюється осад AgI – кристалічні агрегати з *m* структурних

одиниць AgI. На поверхні агрегату mAgI, через надлишок KI і, як наслідок, надлишок споріднених агрегату йонів I^-, адсорбуються n цих йонів з утворенням негативно зарядженого ядра $(m[AgI]\cdot nI^-)^{n-}$. На негативно заряджену поверхню ядра притягується деяке число $(n–x)$ протилежно заряджених йонів K^+ численно менших, це – протиіони. Такий конгломерат утворює гранулу – у даному випадку вже негативно заряджену частинку. Інші йони калію xK^+ залишаються у дифузному шарі, при цьому утворюється електрично нейтральна міцела іншої будови:

$$\{[m(AgI)\cdot nI^-]^{n-}\cdot(n–x)K^+\}^{x-}\cdot xK^+$$

Отже, при складанні міцели для будь-якого колоїдного розчину потрібно **пам'ятати**: 1. Потенціаловизначаючими йонами є йони з надлишкового реагенту, споріднені (або однакові) до йонів складу агрегату-осаду.

2. Протиіонами є йони протилежного знаку надлишкового реагенту.

3. Гранула – це асоціативна заряджена частинка, заряд якої визначається зарядом ядра, або зарядом потенціаловизначаючих йонів.

4. Міцела – це молекулярно-іонний асоціат завжди електрично нейтральний.

8.1.4. Коагуляцією називається процес руйнування колоїдних систем через злипання частинок з появою візуальної поверхні розділу фаз і подальшим осадженням крупних агрегатів, тобто седиментацією. Причиною коагуляції є порушення агрегативної стійкості колоїдних систем, тобто стійкості проти з'єднання первинних часточок в агрегати.

Коагуляція відбувається під дією • електролітів, • неелектролітів, • зміни температури, • механічної дії, • зміни складу дисперсійного середовища, • світла та йонізуючого опромінювання, • електричного струму, • старіння з часом, • зміни концентрації дисперсної фази, • додавання колоїдного розчину з іншою будовою колоїдних частинок.

Коагуляція характеризується **порогом коагуляції**, позначка γ, це – найменша концентрація електроліту, що спричинює швидку коагуляцію золю за певний час, одиниці виміру зазвичай ммоль/л або кмоль/м^3 золю.

Швидкість коагуляції тим більша, чим більшою є концентрація електроліту. У дійсності коагулюючу дію спричинює не стільки електроліт, скільки йон електроліту, заряд якого є однойменним зі зарядом дифузного шару міцели або протилежним заряду гранули, тобто міцела з позитивно зарядженою гранулою буде коагулювати під дією аніонів, і навпаки.

Коагулююча здатність йона є тим більшою, чим більшим є його заряд. Багатозарядні йони спричинюють коагуляцію при значно менших концентраціях електроліту, тобто їхній поріг коагуляції буде меншим щодо порогу дво- або однозарядних йонів: $\gamma(Fe^{3+}) < \gamma(Ca^{2+}) < \gamma(Na^+)$.

Залежність порогу коагуляції від заряду йонів електроліту, заряджених протилежно до заряду гранул колоїдних міцел, відома як

емпіричне правило Шульце-Гарді. Поріг коагуляції γ визначається за формулою: $$\gamma = \alpha \frac{1}{Z^6},$$
де α – константа, що залежить від діелектричної проникності золю, заряду електрона, температури, сталої Больцмана та ін. параметрів; Z – заряд коагулюючого йона.

Таким чином, за правилом Шульце-Гарді пороги коагуляції для йонів різних за величиною зарядів змінюються обернено пропорційно шостому ступеню їх зарядів:

$$\gamma_{1+} : \gamma_{2+} : \gamma_{3+} = 1 : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : \frac{1}{64} : \frac{1}{729} = 729 : 11 : 1,$$

а коагулююча здатність тризарядних йонів в сотні разів, а двозарядних – у десятки разів більша, ніж однозарядних йонів.

Доведеними закономірностями також є такі **правила**:

1. <u>При однаковому заряді йонів коагулююча здатність тим більше, чим більшим є радіус коагулюючого йона</u>:

для катіонів: $Cs^+ > Rb^+ > K^+ > Na^+ > Li^+$; $Ba^{2+} > Sr^{2+} > Ca^{2+} > Mg^{2+}$;

для аніонів: $Cl^- > Br^- > NO_3^- > I^- > CNS^-$

2. <u>Коагулююча здатність органічних речовин вища, ніж неорганічних</u>.

3. Електростатична теорія коагуляції містить поняття критичний потенціал, вище за який система має порівнянну стійкість, а нижче – втрачає стабільність. Для більшості золів величина критичного ζ (дзета) потенціалу коливається навколо 0,03 В (≈ 30 мВ). Причиною втрати стійкості і коагуляції <u>не є зниження загального заряду</u> колоїдної системи, а саме зменшення величини ζ- потенціалу.

<u>При збільшенні концентрації електроліту електрокінетичний потенціал зменшується і сягає величини критичного, при цьому золь втрачає стійкість, і наступає коагуляція</u>.

4. Попередньою стадією коагуляції при додаванні коагулюючого йона є перехід міцел золю до ізоелектричного стану, наприклад, для міцел золю AgI: $\{[m(AgI)\cdot nI^-]^{n-}\cdot(n-x)K^+\}^{x-}\cdot xK^+$, додавання електроліту KNO_3 призводить до збільшення концентрації йонів K^+, які у більшій кількості входять до адсорбційного шару протиіонів і знижують заряд гранули до нулю <u>з фіксуванням ізоелектричного стану</u>: $\{[m(AgI)\cdot nI^-]^{n-}\cdot nK^+\}^0$. Перехід до ізоелектричного стану <u>послаблює агрегативну стійкість золю, останній руйнується, тобто відбувається стадія коагуляції</u> з відокремленням фаз системи й явною седиментацією – осадженням осаду твердої фази.

5. При змішуванні колоїдних розчинів, складених з гранул протилежного заряду, відбувається нейтралізація зарядів з наступною коагуляцією.

6. Відновлення золю після коагуляції можна зробити через зворотний процес **пептизації** – це процес руйнування агрегатів частинок осаду під дією рідкого середовища, наприклад, при промиванні осаду глини водою: при цьому молекули води взаємодіють з поверхнею глини з більшою

силою, ніж сила тяжіння частинок глини одна до одної, тоді зв'язки між частинками глини розриваються, і утворюється суспензія глини у воді.

Пептизацію можна здійснювати за допомогою електролітів-пептизаторів, наприклад, свіжий осад після коагуляції обробити електролітом, тоді речовина осаду перейде у колоїдний розчин. В обох випадках одержання золю стає можливим через набування частинками дисперсної фази заряду з утворенням гранул і збудуванням міцел.

8.2. Експериментальна частина

Прилади, посуд і реактиви: електроплитка, колба конічна на 200 мл, піпетка на 10 мл, 4 бюретки для розчинів електролітів і дистильованої води, штатив з 12 пробірками, циліндр на 100 мл; 2 % розчин $FeCl_3$, розчини таких електролітів: 1М розчин NaCl, 0,01М розчин Na_2SO_4 та 0001М розчин $K_3[Fe(CN)_6]$.

ДОСЛІД №1. Одержання золю ферум(III) гідроксиду.

Хід роботи

Відміряти 100 мл дистильованої води циліндром і вилити в конічну колбу на 200 мл. нагріти колбу з водою на електроплитці до кипіння. Піпеткою набрати 10 мл 2 % розчину $FeCl_3$ та повільно по краплях додавати у киплячу воду в колбі на плитці. Під час гідролізу ферум(III) хлориду за реакцією: $FeCl_3 + 3H_2O \leftrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3HCl$,
спостерігають інтенсивне забарвлення розчину.

Утворенню $Fe(OH)_3$, тобто зсуву рівноваги праворуч, сприяє висока температура гідролізу. Колоїдний стан розчину замість осадження пояснюється також умовами проведення гідролізу (температура та повільне додавання) та невеликою концентрацією розчину, що гідролізується.

Лабораторне завдання: **а)** написати всі стадії ступеневого гідролізу солі в молекулярному, повному та скороченому йонному вигляді; **б)** встановити формулу міцели.

<u>Повчання</u>: при складанні формули міцели золю, що утворився у досліді №1, урахувати, що поверхневі молекули агрегату $Fe(OH)_3$ реагують з хлоридною кислотою: $Fe(OH)_3\downarrow + HCl = FeOCl + 2H_2O$,
з наступною дисоціацією феріоксихлориду на йони, які й утворюють шар Гельмгольця: $FeOCl \leftrightarrow FeO^+ + Cl^-$;
в) у міцелі вказати її складові частини та
г) запропонувати електроліт для коагуляції золю.

ДОСЛІД №2. Визначення порогу коагуляції

Хід роботи

В 12 пробірок у штативі наливають піпеткою по 5 мл одержаного у досліді №1 золю $Fe(OH)_3$. У пробірки №№1-4 додають 1М розчин NaCl і дистильовану воду; у пробірки №№5-8 додають 0,01 М розчин Na_2SO_4 і

дистильовану воду, у пробірки №№9-12 додають 0001М розчин $K_3[Fe(CN)_6]$ і дистильовану воду в об'ємах, вказаних у ***табл. 8.3***.

Таблиця 8.3 – Співвідношення об'ємів електролітів та води у дослідах

№ пробірки	№1(5 або 9)	№2 (6 або 10)	№3 (7 або 11)	№4 (8 або 12)
Об'єм дистиляту, мл	4,5	4,0	3,0	1,0
Об'єм електроліту, мл	0,5	1,0	2,0	4,0

Після змішування золю з розведеними електролітами і ретельного струшування суміші залишають на 30 хвилин. Потім візуально визначають за даний проміжок часу каламутність розчинів, яка свідчить про початок коагуляції.

Результати спостережень заносять у ***табл. 8.4***, де наявність коагуляції позначають знаком +, а її відсутність – знаком – .

Таблиця 8.4 – Результати дослідження коагуляції золю електролітами

Формула електроліту	**№№ пробірок**				**Поріг коагуляції за дослідами**
	1	**2**	**3**	**4**	
NaCl					
Na_2SO_4					
$K_3[Fe(CN)_6]$					

Лабораторні завдання: 1. Розрахувати поріг коагуляції за формулою: $\gamma = \frac{C_{ел.} V_{ел.}}{V_{золю}}$, моль/л,

де $C_{ел.}$ і $V_{ел.}$ – концентрація та об'єм електроліту у першій з пробірок з позначкою «+», відповідно; $V_{золю}$ – об'єм золю, що дорівнює 5 мл.

2. Вичислити співвідношення порогів коагуляції для всіх використаних електролітів за даними досліду.

3. Вичислити співвідношення порогів коагуляції за правилом Шульце-Гарді.

4. Порівняти результати розрахунків за п/п. 2 і 3 та зробіть висновок щодо залежності порогу коагуляції від концентрації електроліту та заряду коагулюючого йона.

Завдання №1 до захисту лабораторної роботи

1. Скласти рівняння реакції між електролітами I (у надлишку) і II, щодо даних відповідного варіанту, див. ***табл. 8.5***.
2. Скласти формулу міцели.
3. Вказати електрод (катод або анод), до якого буде рухатися гранула в електричному полі.

Таблиця 8.5 – Дані для виконання завдань для захисту лабораторної роботи

Електроліт	№№ варіантів								
	1	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**
I (надлишок)	$NaOH$	K_2S	$AgNO_3$	$MgCl_2$	CaS	$Sr(OH)_2$	$BaCl_2$	$ZnBr_2$	KOH
II	$SnCl_2$	$NiCl_2$	MnI_2	$LiOH$	Na_3PO_4	K_2CO_3	$CuSO_4$	H_2S	$CuCl_2$

Завдання №2 для захисту лабораторної роботи

Встановіть відповідність між гетеродисперсними системами в залежності від агрегатного стану дисперсної фази і дисперсійного середовища, відміченими літерними позначками, та прикладами існування таких систем у природі, відмічених цифрами (позначки Т, Р, Г – відповідно, твердий, рідкий, газуватий агрегатний стан речовини).

Варіант	Агрегатний стан дисперсної фази та дисперсійного середовища гетеродисперсної системи	Приклад системи в природі
1	А) Р – Р Б) Т – Р В) Г – Р Г) Р – Г	1) морська піна, мильна піна 2) суспензія мулу 3) молоко 4) туман 5) металева руда
2	А) Г – Т Б) Т – Г В) Т –Р Г) Г – Р	1) пил 2) м’ясо 3) пемза 4) сиве волосся 5) парфумерний аерозоль
3	А) Т – Р Б) Р – Т В) Г – Т Г) Т – Т	1) цементний розчин 2) хліб 3) желе 4) золь сірки у воді 5) морська вода 6) кришталь
4	А) Т – Р Б) Т – Т В) Г – Т Г) Т – Г	1) кольорове скло 2) морська вода 3) холодець 4) пінопласт 5) стан повітря після виверження вулкану
5	А) Т – Г Б) Т – Р В) Т – Т Г) Г – Т	1) золь золота у воді 2) мінерали 3) забруднене повітря мегаполісів 4) чорноземний сухий ґрунт 5) силікагель 6) кров
6	А) Т – Р Б) Р – Г В) Р – Т Г) Г – Т	1) хмари 2) річкова вода 3) болотяна трясовина 4) тканина легенів тварин і людини 5) глина 6) кров
7	А) Т-Г Б) Т-Т В) Р-Т Г) Р-Р	1) перлина 2) майонез 3) пильне повітря 4) сплав металів 5) бетон
А №…, №…	Б №…, №…	В №…, №… Г №…, №…

8.3. Теми для виконання індивідуальних завдань з колоїдної хімії

1. Структуровані системи: мука, цемент, ліки у порошках, їх спільність.
2. Структуровані системи: тісто, шоколад, асфальт – утворення, особливості, деструкція.
3. Піни: ліки та продукти споживання: одержання та властивості.
4. Оптичні властивості гетеродисперсних систем.
5. Білки як колоїдні системи.
6. Мармелад, желе, студні як колоїдні системи: утворення і використання.
7. Високомолекулярні сполуки як системи з властивостями колоїдних розчинів.

ДОДАТКИ

Додаток 1

Фундаментальні фізичні константи

Назва	Позначка	Чисельна величина
Мольний об'єм ідеального газу про 273, 15 К і 101325 Па	V_M	$2{,}2414 \cdot 10^{-2}$ м^3/моль
Універсальна газова стала	R	8,314472 Дж/моль·К
Стала Авогадро	N_A	$6{,}0221415 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1}$
Стала Планка	H	$6{,}62618 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Стала Больцмана	K	$1{,}38066 \cdot 10^{-23}$ Дж/К
Стала Фарадея	F	98485 Кл/моль
Молярний об'єм ідеального газу за н. у.	V_0	$22{,}414 \cdot 10^{-2}$ м^3/кмоль
Стандартне прискорення сили тяжіння	g	9,807 м/с^2
Нормальний атмосферний тиск	P_0	101325 Па (760 мм рт. ст.)

Додаток 2

Таблиця двозначних логарифмів

№	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	00	04	08	11	15	18	20	23	26	28
2	30	32	34	36	38	40	42	43	45	46
3	47	49	51	52	53	54	56	57	59	59
4	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69
5	70	71	72	72	73	73	74	75	76	77
6	78	79	79	80	80	81	81	82	83	84
7	84	85	86	86	87	88	88	89	89	90
8	90	91	91	92	92	93	93	94	94	95
9	95	96	96	97	97	98	98	99	99	99

Додаток 3

Десяткові префікси до назв одиниць

Множник	Префікс	Позначення	Множник	Префікс	Позначення
10^{-1}	деци	д	10	дека	да
10^{-2}	санти	с	10^2	гекто	г
10^{-3}	мілі	м	10^3	кіло	к
10^{-6}	мікро	мк	10^6	мега	М
10^{-9}	нано	н	10^9	гіга	Г
10^{-12}	піко	п	10^{12}	тера	Т

Додаток 4

Стандартні термодинамічні функції стану

Речовина	$\Delta_f H^\circ_{298}{}^\circ$, кДж/моль	$\Delta_f G^\circ_{298}$, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль·К)
Al_2O_3(т.)	–1675,7	–1582,3	50,9
CH_4(г.)	–74,6	50,5	186,3
C_2H_4(г.)	52,4	68,4	219,3
C_2H_2(г.)	227,4	209,9	200,9
C_6H_6(р.), бензен	49,1	124,5	173,4
CH_3OH(р.)	–239,2	–166,6	126,78
C_2H_5OH(р.)	–227,6	–174,8	160,7
CO(г.)	–110,5	–137,2	197,7
CO_2(г.)	–393,5	–394,4	213,8
CaO(кр.)	–634,9	–603,3	38,1
$CaCO_3$(кр.)	–1207,6	–1129,1	91,7
HCl(г.)	–92,3	–95,3	186,9
H_2O(р.)	–285,8	–237,1	70,0
H_2O(г.)	–241,8	–228,6	188,8
H_2S(.г)	–20,6	–-33,4	205,8
SO_2(г.)	–296,8	–300,1	248,2
Fe_2O_3(кр.)	–824,2	–742,2	87,4
FeS_2(кр.)	–163,2	–151,8	52?93
NO(г.)	91,3	87,6	210,8
NO_2(г.)	33,2	51,3	240,1
CCl_4(г.)	–102,93	–60,63	309,74
HNO_3(г.)	–135,1	–74,8	266,9

Додаток 5

Ряд напруг (активностей) деяких металів

Метал	E°, В	Метал	E°, В	Метал	E°, В
Li	–3,04	U	–1,78	Mo	–0,20
Rb	–2,93	Hf	–1,70	Pb	–0,13
K	–2,92	Al	–1,66,	Sn	–0,13
Ra	–2,92	Ti	–1,63	H	**0,00**
Ba	–2,90	Zr	–1,53	Bi	+0,20
Sr	–2,89	Mn	–1,19,	Sb	+0,24
Ca	–2,87	V	–1,19	Cu	+0,34
Na	–2,71	Te	–0,90	Te	+0,40
Ac	–2,60	Zn	–0,76	Ru	+0,45
La	–2,52	Cr	–0,74	Os	+0,70
Nb	–2,43	Fe	–0,44	Hg	+0,79
Ga	–2,40	Cd	–0,40	Ag	+0,80
Mg	–2,36	Tl	–0,34	Rh	+0,80
Se	–2,08	Co	–0,28	Pd	+0,99
Pu	–2,03	Ni	–0,25	Pt	+1,20
Be	–1,85	In	–0,25	Au	+1,69

Додаток 6

Розчинність солей і гідроксидів металів у воді (25 °С)

Йони	Li^+	Na^+	K^+	NH_4^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Hg^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}
OH^-	Р	Р	Р	Р	–	Н	М	М	Р	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н			
F^-	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	М	М	–	Р	Н	М	Н	Р	М	М	М	М
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р				
S^{2-}	М	Р	Р	Р	Н	–	–	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	–	Н	Н	–	Н	Н	Н	Н	Н	—	–	–
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	М	Р	Р	Р	Н	М	Н	Н	Н	–	Н	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
SiO_3^{2-}	Р	Р	Р	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–
CrO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	–	Н	Н	–	Н	Н	–	–	–
PO_4^{3-}	М	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	–

Додаток 7

Стандартні електродні потенціали окиснювально-відновних пар

Окиснювально-відновні пари			φ°, В
Окиснена форма	Число електронов, $\bar{e}$	Відновлена форма	
Ag^{+}	1	Ag	0,7996
$H_3AsO_4 + 2H^{+}$	2	$HAsO_2 + 2H_2O$	0,560
Br_2	2	$2Br^{-}$	1,0873
Cd_2^{+}	2	Cd	–0,4030
Cl_2	2	$2Cl^{-}$	1,35827
$2HClO + 2H^{+}$	2	$Cl_2 + H_2O$	1,611
$2HClO_2 + 6H^{+}$	6	$Cl_2 + 4H_2O$	1,628
$2HClO_3 + 10H^{+}$	10	$Cl_2 + 6H_2O$	1,47
$2HClO_4 + 14H^{+}$	14	$Cl_2 + 8H_2O$	1,39
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^{+}$	6	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,332
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	1	$[Co(NH_3)_6]^{2+}$	0,108
Cu^{2+}	2	Cu	0,3419
F_2	2	$2F^{-}$	2,866
Fe^{2+}	2	Fe	–0,447
Fe^{3+}	1	Fe^{2+}	0,771
$[Fe(CN)_6]^{3-}$	1	$[Fe(CN)6]^{4-}$	0,358
Hg^{2+}	2	Hg	0,851
I_2	2	$2I^{-}$	0,5355
I_3^{-}	2	$3I^{-}$	0,536
Mg^{2+}	2	Mg	–2,372
$MnO_4^{-} + 8H^{+}$	5	$Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$MnO_2 + 4H^{+}$	2	$Mn^{2+} + 2H_2O$	1,224
Ni^{2+}	2	Ni	–0,257
$NO_3^{-} + 3H^{+}$	2	$HNO_2 + H_2O$	0,934
$HNO_2 + H^{+}$	1	$NO + H_2O$	0,983
$H_2O_2 + 2H^{+}$	2	$2H_2O$	1,776
$O_2 + 4H^{+}$	4	$2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H^{+}$	2	H_2O_2	0,695
$S + 2H^{+}$	2	H_2S	0,142
$S_4O_6^{2-}$	2	$2S_2O_3^{2-}$	0,08
$SO_2 + 4H^{+}$	4	$S + 2H_2O$	0,449
Sn^{2+}	2	Sn	–0,1375
Sn^{4+}	2	Sn^{2+}	0,151
Tl^{3+}	2	Tl^{+}	1,252
Zn^{2+}	2	Zn	–0,7618

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Ахметов Б.В. Задачи и упражнения по физической и коллоидной химии/ Ахметов Б.В. – Л. : Химия, 1988. – 240 с.
2. Ахметов М.А., Прохоров И.Н. Система заданий и упражнений по органической химии в 2-х частях/ М.А. Ахметов, И.Н. Прохоров. – Ульяновск : УИПКПРО, 2004.– 80 с.
3. Волков А.И. Общая химия/ А.И. Волков, И.М. Жарский, О.М. Комшилова. – Минск : Букмастер, 2013. – 256 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи і упражнения по общей химии: учеб.-практ. пособие/ Н.Л. Глинка: под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – М. : Изд-во Юрайт, 2015. – 236 с.
5. Ганін Е.В. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Загальна і колоїдна хімія»/ Е.В. Ганін, Г.І. Герасименко, М.Г. Васильєва. – Одеса : ОДЕКУ, 2010. – 136 с.
6. Захарченко В.Н. Коллоидная химия : Учебник для медвузов/ В.Н. Захарченко. – М. : Высшая школа, 1974. – 216 с.
7. Зінченко В.Ф. Загальна, колоїдна і неорганічна хімія : Конспект лекцій/ В.Ф. Зінченко, Г.В. Федорова, В.В. Костік та ін.– Одеса : Вид-во «ТЕС», 2004.–134 с.
8. Кононський О.І. Фізична і колоїдна хімія : підручник / О.І. Кононський. – Київ : Центр учбової літератури, 2009. – 312 с.
9. Федорова Г.В. Органічна хімія : навчальний посібник/МОН України/ Г.В. Федорова. – Одеса : Екологія, 2013. – 284 с.
10. Федорова Г.В. Збірник лабораторних робіт з дисципліни «Органічна хімія»/ Г.В. Федорова. – Одеса : ОДЕКУ, 2007. – 93 с.
11. Цвєткова Л.Б. Колоїдна хімія: теорія і задачі : Навч. посібник/Л.Б. Цвєткова. – Львів: «Магнолія 2006», 2015. – 292 с.
12. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії : Підручник/ В.Т. Яворський. – Львів : Вид-во Національного університету «Львівська політехніка», 2008. – 348 с.

Навчальне-методичне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ЗБІРНИК ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ»

ЗА РОЗДІЛАМИ «ОРГАНІЧНА ХІМІЯ», «ФІЗИЧНА ХІМІЯ», «КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

ДЛЯ СТУДЕНТІВ ДЕННОЇ ФОРМИ НАВЧАННЯ

Спеціальність 207 ВОДНІ БІОРЕСУРСИ ТА АКВАКУЛЬТУРА

Укладач Федорова Галина Володимирівна, доц., к. х. н.

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір
Умовн. друк. арк._____ Тираж _____Зам. №

Надруковано з готового оригінал-макета

_____

Одеський державний екологічний університет
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15