

Житомирський державний університет
імені Івана Франка
Природничий факультет
Кафедра хімії

ІНСТРУКТИВНО-МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ
ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ

з обов'язкової освітньої компоненти

«ХІМІЯ З ОСНОВАМИ ГІДРОХІМІЇ»

для підготовки здобувачів
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

Галузь знань	<i>Н Сільське, лісове, рибне господарство та ветеринарна медицина</i>
Спеціальність	<i>Н5 Водні біоресурси та аквакультура</i>
Предметна спеціальність	-
Спеціалізація	-
Освітня програма	<i>Водні біоресурси та аквакультура</i>
Факультет	<i>Природничий</i>

Автор:
доктор філософії галузі знань Хімічна та біоінженерія, доцент **Кучерук Сніжана**

Розглянуто та схвалено
на засіданні кафедри хімії
Протокол від «04» червня 2026 р. № 27
Завідувач кафедри _____ Олена АНІЧКІНА

Житомир 2026

УДК 547 (076.5)

*Рекомендовано до друку вченою радою Житомирського державного
університету імені Івана Франка
(протокол № 12 від «26» червня 2026р.)*

Рецензенти:

Дорохов Віктор – кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри ґрунтознавства та землеробства Поліського національного університету.

Ірина Шелюк – кандидат хімічних наук, голова циклової комісії хімічних дисциплін Житомирського базового фармацевтичного фахового коледжу Житомирської обласної ради.

Камінський Олександр – кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри хімії Житомирського державного університету імені Івана Франка.

Кучерук С.В. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Хімія з основами гідрохімії»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир: Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2026. 89 с.

© Кучерук С. В., 2026
© Житомирський державний університет імені
Івана Франка, 2026

ВСТУП	4
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1 Тема: Основні поняття та закони хімії.....	7
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 2 Тема: Будова атома	10
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 3 Тема: Періодичний закон та періодична система елементів	13
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 4 Тема: Хімічний зв'язок та будова молекул.	16
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 5 Тема: Хімічні реакції та їх закономірності.....	20
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6 Тема: Розчини.....	24
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 7 Тема: Окисно-відновні процеси	27
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 8 Тема: Основні класи неорганічних сполук. Зв'язок між класами неорганічних сполук	30
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 9 Тема: Хімічні елементи-метали.	34
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 10 Тема: Хімічні елементи-неметали.....	37
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 11 Тема: Вуглеводні.....	40
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 12 Тема: Карбонові кислоти. Естери. Жири.....	44
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 13 Тема: Вуглеводи.....	48
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 14 Тема: Амінокислоти. Білки	52
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 15 Тема: Підсумкова контрольна робота.....	56
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 16 Тема: Органолептичний аналіз та визначення фізичних властивостей води	57
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 17 Тема: Вимірювання водневого показника та загальної мінералізації води.....	61
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 18 Тема: Комплексометричне визначення загальної, карбонатної та некарбонатної твердості води.	65
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 19 Тема: Визначення лужності води та її буферних властивостей.....	69
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 20 Тема: Визначення вмісту розчиненого у воді кисню	73
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 21 Тема: Оцінка органічного забруднення води.	76
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 22 Тема: Колориметричне визначення токсичних сполук Нітрогену.....	78
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 23 Тема: Визначення вмісту фосфатів та оцінка ризику евтрофікації («цвітіння») водойм.....	82
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 24 Тема: Контроль вмісту іонів важких металів та заліза у рибогосподарських водоймах.....	85
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 25 Тема: Підсумкова модульна контрольна робота.....	88

ВСТУП

Лабораторний практикум є невід'ємною частиною обов'язкового освітнього компонента «Хімія з основами гідрохімії». Його головна мета – поглиблення теоретичних знань, здобутих під час лекційних занять, а також формування практичних навичок експериментальної роботи, еколого-хімічного мислення, вміння аналізувати, узагальнювати та робити науково обґрунтовані висновки щодо властивостей і поведінки хімічних речовин у водних екосистемах, оцінки якості води та стану об'єктів аквакультури.

Навчальний матеріал практикуму структуровано за логічною послідовністю тем, що забезпечує цілісність курсу та його узгодженість з іншими фаховими дисциплінами біологічного, гідробіологічного та іхтіологічного профілю.

Програма передбачає виконання лабораторних занять, які охоплюють ключові розділи загальної, біоорганічної, аналітичної та гідрохімії в контексті сучасного рибного господарства. Практикум розпочинається з вивчення класифікації, номенклатури та електронної будови органічних сполук, що дозволяє сформуванню фундаментальні знання про молекулярну основу біологічних систем. Наступні заняття присвячено основним класам вуглеводнів, які є основою для розуміння будови ліпідів, компонентів спеціалізованих кормів для риб та дезінфікуючих засобів, що застосовуються в аквакультурі. Особливу увагу приділено вивченню функціональних початків кисневмісних та нітрогеновмісних сполук (спиртів, фенолів, карбонових кислот, амінів та естерів). Ці теми є ключовими для розуміння біохімічних метаболічних шляхів гідробіонтів, процесів кругообігу речовин у водоймах, а також хімізму формування якості водного середовища.

Значна частина практикуму зосереджена на закономірностях хімічних трансформацій біополімерів – вуглеводів, ліпідів та білків. Головний акцент зміщено на вивчення хімічних властивостей поживних речовин, аналіз процесів деградації та стабілізації біологічних макромолекул під дією чинників зовнішнього середовища (вологи, температури, рН), а також на питання екологічного моніторингу водойм, нейтралізації токсикантів, солей важких металів, сполук Нітрогену й Фосфору та безпечної утилізації відходів рибницьких комплексів.

Після опрацювання матеріалу здобувачі виконують підсумкову контрольну роботу. Вона дозволяє перевірити й систематизувати знання через розв'язання професійно-орієнтованих технологічних кейсів, формує вміння аргументовано викладати власну точку зору, самостійно знаходити й виправляти помилки під час хімічного та гідрохімічного аналізу середовища й продукції аквакультури.

Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять укладено відповідно до навчальної програми дисципліни:

- мету і завдання кожної лабораторної роботи;
- перелік лабораторного обладнання, посуду та хімічних реактивів;
- чіткий і безпечний порядок виконання експерименту;

- контрольні запитання для перевірки засвоєння матеріалу;
- лабораторні таблиці, місце для запису результатів спостережень, хімічних рівнянь, розрахунків констант і виходу продуктів, а також формулювання висновків.

Такий підхід сприяє формуванню у здобувачів вищої освіти стійких практичних навичок, підвищенню рівня їхньої академічної відповідальності, розвитку вмінь якісно вести лабораторну й дослідну документацію, працювати самостійно та в команді.

У процесі виконання лабораторних завдань студенти: оволодівають основами безпечної роботи з хімічними речовинами й біоматеріалом; знайомляться з методами вхідного хімічного та гідрохімічного контролю якості води й кормів; вчать інтерпретувати результати якісного та кількісного аналізу, оцінювати похибки вимірювань і застосовувати математичну обробку експериментальних даних матеріального балансу.

Окрему увагу в приділено академічній доброчесності: усі експериментальні роботи мають виконуватися самостійно, з дотриманням вимог точності, послідовності та об'єктивності фіксації хімічних ефектів і аналітичних сигналів.

Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять призначені для безпосереднього використання на лабораторних заняттях, а також для самостійної підготовки здобувачів до занять і поточного контролю знань. Їх зміст узгоджено з сучасними вимогами до підготовки фахівців галузі «Сільське, лісове, рибне господарство та ветеринарна медицина» і сприяє формуванню базових та професійних компетентностей майбутніх спеціалістів із водних біоресурсів та аквакультури.

КРИТЕРІЇ ОЦІНЮВАННЯ ЗАНЯТЬ

Оцінювання результатів навчальної діяльності здобувачів вищої освіти з обов'язкової освітньої компоненти «Хімія з основами гідрохімії» проводиться відповідно до вимог «Положення про критерії та порядок оцінювання навчальних досягнень здобувачів вищої освіти Житомирського державного університету імені Івана Франка згідно з Європейською кредитною трансферно-накопичувальною системою», яке доступне для ознайомлення за посиланням: https://zu.edu.ua/offic/ocinjvannya_zvo.pdf

Процес оцінювання навчальних досягнень передбачає поетапний контроль, що охоплює поточне оцінювання, модульний контроль та підсумкову атестацію. Такий підхід забезпечує системну перевірку рівня засвоєння матеріалу, формування практичних навичок та здатності до самостійної роботи.

Поточний контроль

Поточне оцінювання здійснюється на кожному лабораторному занятті та є основним засобом регулярного моніторингу засвоєння знань і сформованості практичних умінь. До компонентів поточного контролю входять:

- підготовка до заняття (відповіді на контрольні запитання, знання теоретичних основ теми);
- якість виконання лабораторної роботи відповідно до інструктивно-методичних матеріалів;
- точність оформлення результатів експерименту;
- правильність розрахунків та логічність висновків;
- активність та самостійність під час виконання завдання.

У структурі дисципліни передбачено дві підсумкові модульні контрольні роботи, які охоплюють теми відповідних модулів. Вони включають як теоретичні, так і практичні завдання: тести, розрахункові задачі, аналіз хімічних процесів, оформлення висновків на основі експериментальних даних.

Модульний контроль дозволяє комплексно оцінити знання здобувача, його аналітичні здібності, рівень сформованості компетентностей. Результати модульного контролю мають вагомий вплив на підсумкову оцінку.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1

Тема: Основні поняття та закони хімії.

Мета заняття

Закріпити знання про базові поняття хімії (атом, молекула, моль, молярна маса, хімічний еквівалент); експериментально підтвердити Закон збереження маси речовини; навчитися проводити стехіометричні розрахунки за хімічними рівняннями та освоїти роботу з лабораторними вагами. Навчитися застосовувати закон збереження маси для розрахунку матеріального балансу в аквакультурі (виробництво сухих рибних кормів) та використовувати закон еквівалентів для гідрохімічного контролю якості водного середовища.

Контрольні запитання

1. Що вивчає хімія як наука та яке її значення у сучасному світі?
2. Дайте визначення поняттям «атом», «молекула», «хімічний елемент».
3. У чому полягає суть закону збереження маси речовин?
4. Сформулюйте закон сталості складу речовини та наведіть приклад.
5. Який зміст має періодичний закон Дмитро Менделєєв?
6. Що таке відносна атомна та відносна молекулярна маса?
7. Поясніть поняття «кількість речовини» та «моль».
8. Що показує число Амедео Авогадро та яке його значення?
9. У чому полягає закон Авогадро та де його застосовують?
10. Які основні типи хімічних реакцій ви знаєте? Наведіть приклади.

Інструктивно-методичні матеріали

Сучасна аквакультура, штучне розведення гідробіонтів та гідрохімічний моніторинг водойм базуються на суворому кількісному обліку. Розрахунок рецептури комбікормів для риб, визначення доз реагентів для очищення води чи прогнозування солоності водойм спираються на три фундаментальні закони класичної хімії:

Закон збереження маси речовини (М. Ломоносов, А. Лавуазьє): *Маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються в результаті неї.* В аквакультурі цей закон є основою розрахунку матеріального балансу (наприклад, при сушінні рибної сировини: маса вихідної риби дорівнює масі отриманого рибного борошна плюс маса випарованої води).

Закон сталості складу (Ж. Пруст): *Кожна чиста хімічна сполука молекулярної будови має сталий якісний і кількісний склад, незалежно від способу її отримання.* Наприклад, натрій хлорид як основний компонент солоності або кисень, розчинений у воді, мають ідентичну структуру в будь-якому куточку планети, що дозволяє стандартизувати гідрохімічні аналізи.

Закон еквівалентів (Дж. Дальтон): *Речовини взаємодіють між собою у кількостях, пропорційних їхнім хімічним еквівалентам.* Цей закон лежить в основі титриметричних методів аналізу води (визначення жорсткості, лужності, вмісту розчиненого кисню тощо).

Експериментальна частина

Завдання 1. Експериментальна перевірка закону збереження маси на прикладі реакції осадження.

Посуд та реактиви: Двогорла колба (або пробірка Ландольта), аналітичні чи технохімічні ваги, 10% розчин барій хлориду (BaCl_2), 10% розчин натрій сульфату (Na_2SO_4).

Хід роботи:

1. В одне коліно пробірки Ландольта налейте 2-3 мл розчину BaCl_2 , в інше – стільки ж розчину Na_2SO_4 , уникаючи їх змішування.

2. Щільно закрийте пробірку пробкою та зважте її на вагах. Запишіть масу системи до реакції (m_1).

3. Обережно нахиліть пробірку, змішуючи розчини. Спостерігайте утворення білого осаду.

4. Зважте пробірку знову. Запишіть масу після реакції (m_2).

Маса системи до реакції (m_1), г: _____

Маса системи після реакції (m_2), г: _____

Висновок: Порівняйте m_1 та m_2 . Поясніть, чому поява осаду (ознака хімічної реакції) не змінила загальну масу пробірки. Запишіть рівняння реакції.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів.

Кейс №1: «Закон збереження маси при виробництві сухих кормів для аквакультури»

Ситуація: На комбікормовому заводі рибного господарства виготовляють стартовий гранульований корм для молоді форелі. Вихідною сировиною є волога паста з некондиційної риби та шроту вологістю 65%. За технологічним регламентом, під час термічного сушіння та грануляції безповоротні втрати сухої речовини (через пилеутворення та винесення повітрям) не повинні перевищувати 2% від початкової маси сухого залишку. Технолог завантажив у сушильну установку 5 тонн вологої замішаної пасти. Після виходу з цеху маса готового сухого корму склала 1,8 тонни, а його кінцева вологість становила 8%.

Завдання:

1. Обчисліть масу абсолютно сухої речовини у вихідній пасті (до сушіння) та в отриманому готовому кормі (після сушіння).

2. Користуючись законом збереження маси, визначте масу води, що випарувалася, та масу технологічних втрат сухої речовини. Чи вкладаються втрати у встановлену норму (<2%)? Зробіть висновок щодо герметичності й ефективності роботи сушильного обладнання.

Кейс №2: «Закон еквівалентів у ліквідації замору риби через залуження водойми»

Ситуація: У ставковому господарстві через інтенсивне цвітіння синьо-зелених водоростей (абсорбція вуглекислого газу) відбулося різке зростання водневого показника до небезпечного рівня ($\text{pH} > 9,2$). У воді накопичився надлишок вільних гідроксид-іонів (OH^-), що спричиняє хімічний опік зябер у коропа. Аналіз показав надлишкову лужність, еквівалентну наявності 0,42 г натрію гідроксиду (NaOH) в кожному кубічному метрі (1m^3) води. Для нейтралізації лугу та рятування риби іхтіопатолог запропонував внести розчин технічної сульфатної кислоти (H_2SO_4).

Завдання:

1. Обчисліть молярну масу еквівалента натрію гідроксиду (NaOH) та сульфатної кислоти (H_2SO_4) в реакції повної нейтралізації.

2. За законом еквівалентів розрахуйте, яку масу хімічно чистої H_2SO_4 необхідно внести на кожен кубічний метр (1m^3) ставкової води, щоб повністю нейтралізувати надлишок лугу.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 2

Тема: Будова атома.

Мета заняття

Закріпити знання про сучасну модель атома, структуру атомних ядер, ізотопи та електронні конфігурації елементів (зокрема біогенних та токсичних важких металів); експериментально освоїти метод якісного аналізу елементного складу за спектрами випромінювання (забарвленням полум'я); навчитися прогнозувати хімічні та біохімічні властивості елементів на основі їхнього положення у Періодичній системі; опанувати принципи радіоекологічного контролю та моніторингу об'єктів аквакультури й рибної сировини.

Контрольні запитання

1. З яких суб'ядерних частинок складається атом? Дайте характеристику протону, нейтрону та електрону (заряд, маса).
2. Що таке ізотопи? Чому відносна атомна маса елементів у Періодичній системі найчастіше є дробовим числом?
3. Поясніть фізичний зміст порядкового номера елемента, номера періоду та номера групи.
4. Які квантові числа описують стан електрона в атомі та який їхній фізичний зміст?
5. Сформулюйте принцип Паулі, правило Хунда та принцип найменшої енергії (Клечковського).
6. Що таке валентні електрони та як за електронною формулою атома визначити його вищу валентність?
7. Як змінюються радіуси атомів, енергія іонізації та електронегативність елементів у періодах і групах?
8. Що таке радіоактивність? Назвіть основні види радіоактивного випромінювання (α -, β -, γ -) та їхню проникну здатність.
9. Які радіонукліди становлять найбільшу небезпеку для тваринництва і чому вони накопичуються в кістках та м'язах?
10. На чому базується метод емісійного спектрального аналізу (визначення елементів за забарвленням полум'я)?

Інструктивно-методичні матеріали

Організм риб, гідробіонтів, вода та донні відклади є складними фізико-хімічними системами, властивості яких повністю зумовлені будовою атомів елементів, що до них входять. Усі процеси в гідрохімії, аквакультурі та іхтіотоксикології підпорядковані законам мікросвіту:

Конфігурація електронних оболонок визначає, чому одні елементи є життєво необхідними (Fe, Cu, Zn – елементи з незавершеним d-підрівнем, здатні утворювати міцні комплекси з білками та ферментами дихальної системи й метаболізму), а інші – небезпечними токсикантами (Cd, Pb, Hg), які блокують активні центри ензимів гідробіонтів через схожість електронної будови, але мають більший радіус атома.

Явище ізопопії є основою радіоекології водойм. Радіонукліди-аналоги стабільних елементів легко обходять біологічні бар'єри риб: наприклад, ^{90}Sr , маючи аналогічну до Кальцію будову зовнішнього електронного шару (ns^2), заміщує його в кістковій тканині та лусці риб. ^{137}Cs є електронним аналогом Калію, тому інтенсивно накопичується в м'язах риби (філе).

Емісія фотонів: При нагріванні атомів металів їхні зовнішні електрони переходять на вищі енергетичні рівні (збуджений стан). Повертаючись у основний стан, вони випромінюють кванти світла строго визначеної довжини хвилі. Це дозволяє миттєво ідентифікувати наявність Кальцію, Натрію або Калію в біологічних об'єктах навіть без складних реактивів.

Експериментальна частина

Завдання 1. Якісне визначення біогенних елементів у сировині за спектрами випромінювання (тест на забарвлення полум'я).

Посуд та реактиви: Спиртівка (або газовий пальник), ніхромову петлю (закріплена в тримачі), хлоридна кислота (HCl) для очищення петлі, сухі солі або концентровані розчини: натрій хлорид (NaCl), калій хлорид (KCl), кальцій хлорид (CaCl_2), барій хлорид (BaCl_2), купрум(II) сульфат (CuSO_4).

Хід роботи:

1. Прожарте ніхромову петлю у полум'ї пальника. Якщо полум'я забарвлюється, занурте петлю в стаканчик з HCl і знову прожарте, поки полум'я не стане безбарвним.

2. Занурте очищену петлю у досліджуваний розчин (або доторкніться до мікрочастин солі) і внесіть у верхню (найгарячішу) зону полум'я пальника.

3. Зафіксуйте візуальне забарвлення полум'я для кожного катіона. Очищуйте петлю кислотою після кожного дослідження.

4. Заповніть таблицю:

Катіон елемента	Електронна конфігурація зовнішнього шару	Спостережуване забарвлення полум'я	Біологічна роль елемента
Na^+			
K^+			
Ca^{2+}			
Ba^{2+}			
Cu^{2+}			

Висновок: Поясніть фізичну природу виникнення забарвлення полум'я з погляду квантових переходів електронів. Чому цей метод є специфічним (індивідуальним) для кожного елемента?

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Радіоекологічний контроль водойм та закон ізотопного заміщення в риборицтві»

Ситуація: Внаслідок вимивання ґрунтів після техногенної аварії у вирощувальній став ставкового господарства потрапили радіоактивні ізотопи ^{137}Cs та ^{90}Sr . Головний рибовод та іхтіопатолог знають, що ці радіонукліди є «хімічними мімами» важливих макроелементів, які регулюють життєдіяльність риб. Щоб знизити біоаккумуляцію радіонуклідів у товарній рибі (і вберегти її від вибракування), було прийнято рішення про екстрене внесення у воду та корми певних мінеральних сполук.

Завдання:

1. Напишіть повні електронні конфігурації для стабільних атомів К та Са. Зіставте їх із положенням ^{137}Cs та ^{90}Sr у Періодичній системі. Поясніть, чому саме ці пари елементів конкурують у метаболізмі риб.

2. Обчисліть склад атомних ядер (кількість протонів та нейтронів) для небезпечних ізотопів ^{137}Cs та ^{90}Sr .

3. Обґрунтуйте з хімічного погляду, чому штучне підвищення твердості води (внесення кальцію карбонату або кальцію хлориду) здатне заблокувати абсорбцію Стронцію-90 зябрами та кістковою тканиною риби.

Кейс №2: «Електронна будова d-елементів як ключ до технологічних змін у кормах для риб»

Ситуація: На комбікормовий завод рибного господарства надійшла партія рибного борошна (основа кормів для лосося) з високим вмістом домішок Cu^{2+} та Fe^{3+} через корозію металевих шнеків промислової м'ясорубки. Під час зберігання цих кормів на складі за умов доступу повітря з'явився стійкий гіркий, «прогірклий» запах, викликаний руйнуванням ліпідів. Завідувач гідрохімічної лабораторії зазначив, що причина криється в електронній будові катіонів цих металів, які виступають потужними каталізаторами автоокиснення жирів.

Завдання:

1. Напишіть електронні формули атомів Cu (із врахуванням "провалу" електрона) та Fe у звичайному стані.

2. Складіть електронні конфігурації для іонів Cu^{2+} та Fe^{3+} . Вкажіть кількість неспарених електронів на d-підрівнях цих іонів.

3. Поясніть, чому саме елементи з незавершеним d-підрівнем мають змінний ступінь окиснення і здатні легко координувати навколо себе органічні молекули (поліненасичені жирні кислоти корму), провокуючи їхнє радикальне перекисне руйнування.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 3

Тема: Періодичний закон та періодична система елементів

Мета заняття

Закріпити й поглибити знання про Періодичний закон та структуру Періодичної системи; навчитися встановлювати взаємозв'язок між положенням елемента в таблиці, його електронною будовою та хімічними властивостями. Експериментально дослідити закономірності зміни властивостей елементів та їхніх сполук у періодах і групах; навчитися використовувати періодичні закономірності для прогнозування поведінки макро- та мікроелементів у водних біологічних системах, іхтіотоксикології та технологічних процесах очищення рибницьких водойм.

Контрольні запитання

1. Сформулюйте Періодичний закон у класичній та сучасній інтерпретації. Що є головною характеристикою елемента?
2. Яка структура Періодичної системи? Дайте визначення поняттям «період», «група», «підгрупа» з погляду теорії будови атома.
3. Чому s-, p-, d- та f-елементи займають чітко визначені блоки в Періодичній системі?
4. Як і чому змінюється радіус атомів елементів у періодах та головних групах?
5. Що таке енергія іонізації та спорідненість до електрона? Як ці величини корелюють із металічними властивостями?
6. Дайте визначення електронегативності (ЕН). Як змінюється ЕН елементів у періодичній системі?
7. Як змінюється характер оксидів та гідроксидів елементів (на прикладі 3-го періоду) зі збільшенням заряду ядра?
8. Поясніть концепцію «діагональної подібності» на прикладі Берилію та Алюмінію. Яке це має значення для біосистем?
9. Які елементи Періодичної системи відносять до «елементів життя» (біогенних макро- та мікроелементів)?
10. Яким чином Періодичний закон дозволяє прогнозувати токсичність важких металів та їхніх сполук?

Інструктивно-методичні матеріали

Періодичний закон – це не просто класифікація хімічних елементів, а фундаментальний інструмент для гідрохіміка, технолога аквакультури та фахівця з екологічного контролю водного середовища. Будь-яка періодична зміна властивостей атомів (радіус, електронегативність, ступінь окиснення) безпосередньо впливає на практичне рибництво.

Зміна металічних та неметалічних властивостей. У періодах зліва направо металічні властивості послаблюються, а неметалічні посилюються. Це визначає, чому елементи початку періодів (наприклад, Na, Mg) існують у водних екосистемах у вигляді рухливих катіонів, які визначають сольовий склад води, а елементи кінця періодів (P, S, Cl) – у вигляді стійких аніонів

(PO_4^{3-} , SO_4^{2-}), що виступають головними поживними біогенами для водоростей та формують буферні системи природних вод.

Кислотно-основна еволюція сполук. Знання того, як змінюються властивості гідроксидів елементів у групах (зверху вниз посилюються основні властивості), дозволяє технологу правильно підбирати реагенти. Наприклад, для жорсткої дезінфекції та вапнування ложа рибницьких ставків використовують оксиди й гідроксиди елементів II групи (CaO , Ca(OH)_2), тоді як для регенерації та промивання фільтрів в індустріальних УЗВ – більш розчинні луки елементів I групи (NaOH).

Прогноз біологічної активності й токсичності. Елементи однієї групи мають подібні властивості, що визначає їхню фізіологічну взаємодію. Проте зі збільшенням радіуса атома у групі зверху вниз суттєво зростає токсичність елементів для гідробіонтів через їхню схильність утворювати міцніші ковалентні зв'язки з сульфурвмісними лігандами (тіоловими $-\text{SH}$ групами ферментів риб).

Експериментальна частина

Завдання 1. Порівняння хімічної активності елементів II головної групи (лужноземельних металів) та характеру їхніх гідроксидів.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, хімічні стакани, розчини солей: магній хлорид (MgCl_2), кальцій хлорид (CaCl_2), барій хлорид (BaCl_2); 10% розчин натрій гідроксиду (NaOH), 10% розчин сульфатної кислоти (H_2SO_4), дистильована вода, індикатор фенолфталеїн, металевий магній (стружка).

Хід роботи:

1. Дослідження інтенсивності взаємодії з водою: У дві пробірки налийте по 3–4 мл дистильованої води та додайте по 1-2 краплі фенолфталеїну. У першу пробірку внесіть кілька ошурок металевого магнію, у другу – шматочок кальцію. Помістіть пробірку з магнієм у теплу водяну баню. Спостерігайте появу забарвлення. Де реакція йде інтенсивніше? Напишіть відповідні рівняння реакції.

2. Отримання та порівняння розчинності гідроксидів: У три пробірки налийте по 2 мл розчинів солей: у першу – MgCl_2 , у другу – CaCl_2 , у третю – BaCl_2 . У кожен пробірку додайте по 1 мл розчину NaOH . Зафіксуйте об'єм та характер утворених осадів гідроксидів Mg(OH)_2 , Ca(OH)_2 та Ba(OH)_2 . Напишіть відповідні рівняння реакції.

Висновок: Сформулюйте закономірність, як змінюється металічна активність елементів та розчинність їхніх гідроксидів у головній підгрупі II групи зі збільшенням заряду ядра. Поясніть це через зміну радіуса атома.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Закон періодичності в іхтіотоксикології та екологічній безпеці рибних кормів»

Ситуація: При проведенні екологічного моніторингу напівінтенсивного рибницького господарства було виявлено масове пригнічення життєдіяльності цьогорічок лосося. Симптоми вказували на глибоке порушення фосфорного обміну, затримку розвитку скелета та ураження нервової системи риб. Хіміко-токсикологічний аналіз виявив у водоростевій біомасі та комбікормі значний надлишок Арсену (As), який потрапив у водойму з підземними промисловими стоками. Ветеринарний біохімік зазначив, що хронічна токсичність Арсену базується на його положенні в Періодичній системі відносно життєво необхідного Фосфору (P).

Завдання:

1. Знайдіть у Періодичній системі P та As. Запишіть електронні конфігурації їхніх зовнішніх енергетичних рівнів. Поясніть причину їхньої хімічної схожості.

2. Користуючись концепцією періодичності, обґрунтуйте, чому клітини організму риби «помилково» вбудовують арсенат-іони (AsO_4^{3-}) замість життєво важливих фосфат-іонів (PO_4^{3-}) у молекули АТФ, блокуючи тим самим енергетичний обмін та клітинне дихання гідробіонтів.

3. Як змінюється радіус атома та електронегативність при переході від Фосфору до Арсену? Як це впливає на стабільність біоорганічних сполук, що утворюються в тканинах риб?

Кейс №2: «Контроль гідрохімічних процесів»

Ситуація: В інкубаційному цеху для вирощування осетрових на стінках басейнів та захисних сітках утворився щільний мінеральний наліт («водний камінь»), що складається переважно з кальцію та магнію карбонатів). Для промивки систем традиційно використовують розчини нітратної кислоти (HNO_3), солі якої є високорозчинними. Новий лаборант запропонував замінити її на ортофосфатну кислоту (H_3PO_4), яка є менш леткою та безпечнішою для персоналу. Проте головний гідрохімік категорично заборонив таку заміну, аргументуючи це тим, що елементи-неметали V головної групи утворюють кислоти з принципово різною розчинністю їхніх кальцієвих солей, і така процедура остаточно заб'є форсунки й сітки.

Завдання:

1. Порівняйте положення Нітрогену та Фосфору у Періодичній системі. Напишіть формули вищих оксидів та відповідних їм гідратів (кислот).

2. Запишіть рівняння реакції взаємодії кальцій карбонату (CaCO_3 , компоненту молочного каменю) з нітратною та ортофосфатною кислотами.

3. Спираючись на закономірності Періодичної системи та таблицю розчинності, поясніть, чому солі нітратної кислоти є абсолютно розчинними, а солі ортофосфатної кислоти утворюють щільний важкорозчинний осад. Зробіть висновок про правильність рішення головного гідрохіміка.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 4

Тема: Хімічний зв'язок та будова молекул.

Мета заняття

Закріпити знання про основні типи хімічного зв'язку (ковалентний, іонний, металічний, водневий) та механізми їх утворення; вивчити поняття гібридизації атомних орбіталей та просторової геометрії молекул і кристалів. Експериментально дослідити вплив типу хімічного зв'язку на фізико-хімічні властивості речовин (розчинність, плавлення, електропровідність); навчитися прогнозувати поведінку мінеральних компонентів, сольових розчинів та дезінфектантів, що використовуються в аквакультурі та технологічних процесах водопідготовки.

Контрольні запитання

1. Які основні типи хімічного зв'язку ви знаєте? Чим вони відрізняються за механізмом утворення?

2. Поясніть різницю між полярним і неполярним ковалентним зв'язком. Що таке диполь?

3. Які механізми формування ковалентного зв'язку існують (обмінний та донорно-акцепторний)? Наведіть неорганічні приклади (наприклад, іон амонію).

4. Що таке електронегативність і як різниця електронегативностей (ЕН) визначає ступінь іонності зв'язку?

5. Поясніть явище гібридизації атомних орбіталей. Яку геометрію мають молекули з типами гібридизації sp , sp^2 , sp^3 ?

6. Чому молекула Карбон(IV) оксиду (CO_2) є неполярною, хоча зв'язки $C=O$ в ній є полярними?

7. Яка природа водневого зв'язку? Яке його значення для аномальних фізичних властивостей води?

8. Що таке металічний зв'язок? Які специфічні властивості металів (провідність, пластичність) він зумовлює?

9. Як тип хімічного зв'язку в кристалічній ґратці речовини впливає на її температуру плавлення та розчинність?

10. Сформулюйте правило «подібне розчиняється в подібному» на прикладі полярних та неполярних неорганічних розчинників.

Інструктивно-методичні матеріали

У технологічних процесах штучного вирощування риби, дезінфекції басейнів та приготування лікувально-профілактичних розчинів тип хімічного зв'язку повністю визначає поведінку всієї системи.

Водневий зв'язок та теплові процеси у водоймах. Вода є природним середовищем життєдіяльності гідробіонтів та головним теплоносієм в інкубаторах. Завдяки утворенню міцних водневих зв'язків між молекулами H_2O , вода має аномально високу температуру кипіння, високу питому теплоємність та теплоту випаровування. Це стабілізує температурний режим рибницьких ставків від різких добових перепадів.

Полярність та розчинність мінеральних добавок: Приготування сольових розчинів (наприклад, для лікувальних ванн риб від ектопаразитів) або розчинів для дезінфекції базується на полярності молекул. Речовини з йонним зв'язком (NaCl , CaCl_2) або ковалентним сильнополярним зв'язком легко руйнуються диполями води, утворюючи гідратовані йони. Неполярні гази або речовини з атомною кристалічною ґраткою у воді розчиняються погано.

Донорно-акцепторний зв'язок у водо підготовці. При очищенні технологічної води від катіонів жорсткості або важких металів в установках замкнутого водопостачання використовують комплексони (наприклад, поліфосфати натрію або ЕДТА). Вони утворюють міцні донорно-акцепторні (координаційні) зв'язки з металами, «замикаючи» їх у розчинні комплекси, що запобігає утворенню накипу на теплообмінниках та знижує токсичність вільних йонів важких металів для риби.

Експериментальна частина

Завдання 1. Вплив типу хімічного зв'язку та кристалічної ґратки на розчинність, плавлення та електропровідність неорганічних речовин.

Посуд та реактиви: Прилад для перевірки електропровідності розчинів, лабораторні стакани (50 мл), спиртівка, тигельні щипці, порцелянові чашки; дистильована вода, сухі речовини: натрій хлорид (NaCl), калій нітрат (KNO_3), сірка (S), силіцій(IV) оксид (SiO_2).

Хід роботи:

1. **Дослідження розчинності:** У чотири пробірки налейте по 3 мл дистильованої води (полярний розчинник). Внесіть у кожну відповідну речовину: у першу – NaCl , у другу – KNO_3 , у третю – порошок сірки, у четверту – пісок SiO_2 . Струсіть і зафіксуйте розчинність.

2. **Дослідження відношення до нагрівання:** У порцелянову чашку помістіть на відстані один від одного кілька кристалів NaCl та порошок сірки. Обережно нагрійте над полум'ям спиртівки. Зафіксуйте, яка речовина плавиться миттєво, а яка залишається незмінною за даних умов.

3. **Дослідження електропровідності:** Опускайте електроди приладу по черзі в:

- а) сухий NaCl ;
 - б) дистильовану воду;
 - в) водний розчин NaCl ;
 - г) водний розчин KNO_3 ;
 - д) склянку з водною суспензією піску.
- Щоразу промивайте електроди водою.

Речовина	Тип хімічного зв'язку в речовині	Розчинність у воді	Здатність до плавлення при помірному нагріванні	Електропровідність (проводить / ні)	Тип кристалічної ґратки
NaCl					
KNO ₃					
S					
SiO ₂					

Висновок: Поясніть, чому речовини з іонною та атомною ґратками мають високі температури плавлення, а молекулярна сірка – низьку. Чому розчини солей проводять струм, а сухі солі – ні?

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Приготування сольових ванн в аквакультурі та термодинаміка розчинення йонних кристалів»

Ситуація: Для проведення лікувально-профілактичної антипаразитарної обробки молоді коропа рибовод готує концентровані розчини солей. При розчиненні у воді великої кількості сухого безводного кальцію хлориду (CaCl₂) лаборант помітив, що хімічний стакан сильно нагрівся (екзотермічний процес). При приготуванні іншого розчину – калій нітрату (KNO₃), який необхідний для гідрохімічного аналізу азотної групи у ставковій воді, спостерігалось навпаки, різке охолодження посудини (ендотермічний процес). Головний гідрохімік пояснив це балансом енергії руйнування та утворення хімічних зв'язків.

Завдання:

1. Опишіть тип хімічного зв'язку в кристалах CaCl₂ та KNO₃. Які сили утримують частинки у кристалічній ґратці?

2. Розпишіть два етапи процесу розчинення з погляду хімічного зв'язку: 1) руйнування кристалічної ґратки солі; 2) гідратація іонів (взаємодія іонів з диполями води). Який із цих процесів є ендотермічним (йде з поглинанням тепла), а який – екзотермічним (з виділенням)?

3. Зробіть висновок: у якому випадку (CaCl₂ чи KNO₃) енергія утворення зв'язків між іонами та молекулами води (енергія гідратації) значно перевищує енергією руйнування самої кристалічної ґратки?

Кейс №2: «Вибір дезінфектантів для рибницьких інкубаторів на основі полярності молекул та їхньої проникної здатності»

Ситуація: Для дезінфекції басейнів інкубаційного цеху проти стійких бактеріальних спор і грибкових інвазій (сапролегніозу) іхтіопатологи

порівнюють ефективність двох неорганічних реагентів: розчиненого молекулярного хлору (Cl_2 , у вигляді хлорної води) та розчину натрій гіпохлориту (NaClO). Біохімічні дослідження показали, що молекулярний хлор значно швидше проходить крізь мінералізовані та ліпідні оболонки клітин збудника, тоді як гіпохлорит-іони (ClO^-) затримуються на зовнішній поверхні мембран.

Завдання:

1. Напишіть електронну та графічну формули молекули Cl_2 . Визначте тип хімічного зв'язку та ступінь полярності цієї молекули.

2. Опишіть характер зв'язків у сполуці NaClO (між якими атомами зв'язок є іонним, а між якими – ковалентним полярним).

3. Спираючись на правило полярності, поясніть, чому неполярна молекула Cl_2 легко долає ліпофільні (напівнеполярні) бар'єри оболонок клітин, а заряджений іон ClO^- зазнає відштовхування або затримується.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 5

Тема: Хімічні реакції та їх закономірності.

Мета заняття

Закріпити знання про класифікацію хімічних реакцій (сполучення, розкладу, заміщення, обміну) та їхні енергетичні ефекти (екзо- та ендотермічні процеси); вивчити закономірності хімічної кінетики (вплив концентрації, температури та каталізаторів на швидкість реакції) та принципи зсуву хімічної рівноваги. Експериментально дослідити теплові ефекти неорганічних реакцій та фактори, що керують швидкістю процесів; навчитися застосовувати принцип Ле Шательє для прогнозування та оптимізації гідрохімічних показників водного середовища.

Контрольні запитання

1. За якими ознаками класифікують хімічні реакції в неорганічній хімії?
2. Що таке тепловий ефект реакції? Чим відрізняються екзотермічні реакції від ендотермічних з погляду зміни ентальпії?
3. Сформулюйте закон Гесса та поясніть його практичне значення для термохімічних розрахунків.
4. Що вивчає хімічна кінетика? Дайте визначення швидкості хімічної реакції для гомогенних та гетерогенних систем.
5. Як чинить вплив концентрація реагуючих речовин на швидкість реакції? Сформулюйте закон діючих мас.
6. Поясніть правило Вант-Гоффа. Що таке температурний коефіцієнт швидкості реакції?
7. Яка роль каталізаторів у хімічних процесах? Чим відрізняється гомогенний каталіз від гетерогенного?
8. Що таке енергія активації та як вона впливає на швидкість взаємодії неорганічних сполук?
9. Дайте визначення явища хімічної рівноваги. Чому її називають динамічною? Що таке константа рівноваги?
10. Сформулюйте принцип Ле Шательє. Як впливають зміна тиску, температури та концентрації на стан рівноваги?

Інструктивно-методичні матеріали

Управління хімічними реакціями у рибницьких ставках, інкубаторах та індустриальних системах із замкнутим водопостачанням (УЗВ) базується на фундаментальних законах термодинаміки та кінетики.

Матеріальний та тепловий баланс (Термохімія): Будь-яка хімічна меліорація водойм (наприклад, дезінфекція та нейтралізація кислого ложа ставків) супроводжується виділенням або поглинанням тепла. Знання термохімії дозволяє розрахувати, скільки енергії виділиться при гашенні вапна безпосередньо у воді, щоб уникнути температурного шоку гідробіонтів або локального перегріву обладнання УЗВ.

Керування швидкістю процесу (Кінетика): Швидкість хімічних перетворень у гетерогенних системах водного середовища (наприклад, розчинення кисню, мінеральних солей або вимивання біогенних елементів з

донних відкладів) безпосередньо залежить від площі контакту фаз (подрібнення), температури води та інтенсивності перемішування (аерації). Збільшення концентрації активного реагенту дозволяє інтенсифікувати процеси очищення води в рази.

Зсув рівноваги (Принцип Ле Шательє): Більшість гідрохімічних процесів є оборотними (наприклад, карбонатна буферна система водойм, розчинення газів). Зміна зовнішніх параметрів (температури, тиску, аерації) дозволяє штучно зміщувати рівновагу в бік утворення цільових безпечних форм речовин, регулювати рН води та видаляти токсичні гази (вільний аміак, сірководень).

Експериментальна частина

Завдання 1. Дослідження впливу концентрації реагентів та температури на швидкість неорганічної реакції.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, секундомір, лабораторні стакани, термометр, водяна баня; розчини: натрій тіосульфату ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,1 моль/л), сульфатної кислоти (H_2SO_4 , 0,1 моль/л), дистильована вода.

Хід роботи:

1. Вплив концентрації: У три пробірки налийте розчин натрій тіосульфату та дистильовану воду в таких співвідношеннях:

Пробірка № 1: 4 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;

Пробірка № 2: 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та 2 мл води;

Пробірка № 3: 1 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та 3 мл води.

У першу пробірку додайте 1 мл розчину H_2SO_4 , миттєво увімкніть секундомір і збовтайте. Зафіксуйте час (τ , с) до помутніння розчину через виділення дрібнодисперсної сірки. Повторіть дослід для пробірок № 2 та № 3.

2. Вплив температури: В одну пробірку налийте 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в іншу – 2 мл розчину H_2SO_4 . Підігрійте обидві пробірки на водяній бані до визначеної температури (температура має бути вища за кімнатну на 10°C). Злийте розчини разом і зафіксуйте час появи помутніння.

Номер досліджу	Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Об'єм H_2O , мл	Відносна концентрація	Температура, $^\circ\text{C}$	Час появи осаду (τ), с	Відносна швидкість ($1/\tau$)
1						
2						
3						
4						

Висновок: Складіть молекулярне рівняння реакції між натрій тіосульфатом та сульфатною кислотою. Побудуйте графічну залежність швидкості реакції від концентрації та температури. Зробіть висновок щодо відповідності результатів закону діючих мас та правилу Вант-Гоффа.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Термохімічні розрахунки при хімічній меліорації та вапнуванні рибницьких ставків»

Ситуація: В аквакультурі для дезінфекції ложа ставків, покращення структури донних ґрунтів та нейтралізації надмірної кислотності води застосовують процес внесення негашеного вапна (кальцію оксиду, CaO). Технологічна служба рибного господарства виявила, що при одноразовому скиданні великої кількості CaO у пластиковий бак-розчинник із водою відбувається бурхливе закипання суміші, що загрожує розплавленням ємності та опіками персоналу. Інженер-технолог аквакультури має розрахувати тепловий ефект реакції для безпечного дозування реагенту.

Завдання:

1. Запишіть термохімічне рівняння реакції взаємодії кальцій оксиду з водою (гідратація вапна).

2. Користуючись довідковими даними стандартних ентальпій утворення речовин ($\Delta H_{\text{утв}}^0(\text{CaO}_{(\text{ТВ})}) = -635,1$ кДж/моль, $\Delta H_{\text{утв}}^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}) = -285,8$ кДж/моль, $\Delta H_{\text{утв}}^0(\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{ТВ})}) = -986,2$ кДж/моль обчисліть тепловий ефект цієї реакції за законом Гесса.

3. Визначте, яка кількість тепла (у кДж) виділиться в технологічний резервуар, якщо для гашення буде використано 112 кг чистого кальцій оксиду. Зробіть висновок про характер процесу (екзо- чи ендотермічний).

Кейс №2: «Оптимізація уловлювання шкідливих газів на підприємствах за принципом Ле Шательє»

Ситуація: В індустріальних рибницьких комплексах з УЗВ відхідні гази з блоків гарячої підготовки води та сушіння рибних кормів містять шкідливі домішки сульфур(IV) оксиду (SO₂). Для його нейтралізації на станції уловлювання використовують оборотну каталітичну реакцію окиснення сірчистого ангідриду:



Через порушення температурного режиму вихід цільового газу SO₃ (який далі зв'язується лужним скруббером) знизився. Технолог гідрохімічної лабораторії має запропонувати зміну параметрів процесу для зміщення рівноваги вправо (в бік продуктів).

Завдання:

1. Запишіть математичний вираз для константи хімічної рівноваги (K_p) цього процесу.

2. Прогнозуйте, як вплинуть на стан рівноваги та напрямок зміщення процесу (вправо чи вліво) такі фактори:

- а) підвищення загального тиску в системі;
- б) зниження температури реакційної суміші;

в) введення надлишку кисню (O_2) у систему.

3. Поясніть, чи вплине застосування гетерогенного каталізатора (наприклад, V_2O_5) на чисельне значення константи рівноваги та на кінцевий вихід SO_3 . Яка роль каталізатора в оборотних системах?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 6

Тема: Розчини.

Мета заняття

Закріпити знання про фізико-хімічну природу розчинів, фактори, що впливають на розчинність неорганічних речовин, та теорію електролітичної дисоціації; навчитися проводити розрахунки для приготування розчинів із заданою масовою часткою та молярною концентрацією речовини. Експериментально освоїти техніку приготування розчинів із сухих солей, проведення точного розведення та дослідження властивостей електролітів.

Контрольні запитання

1. Дайте визначення розчину. Чому розчинення є фізико-хімічним, а не суто фізичним процесом?
2. Що таке розчинність і від яких чинників (температура, тиск, природа речовини) вона залежить для твердих солей та газів?
3. Які розчини називають насиченими, ненасиченими та пересиченими?
4. Сформулюйте визначення масової частки розчиненої речовини (W). У яких одиницях вона вимірюється?
5. Що таке молярна концентрація (C_M) і яка її розмірність?
6. Поясніть суть процесу електролітичної дисоціації. Які неорганічні сполуки відносять до електролітів?
7. Чим відрізняються сильні електроліти від слабких? Наведіть приклади сильних і слабких кислот та лугів.
8. Що таке ступінь дисоціації (α) та які фактори впливають на його чисельне значення?
9. Запишіть у молекулярному та іонному вигляду класичні реакції обміну в розчинах неорганічних солей. За яких умов вони йдуть до кінця?
10. Яку роль відіграє рН розчину в хіміко-технологічних процесах? Яке середовище називають кислим, нейтральним та лужним?

Інструктивно-методичні матеріали

У практиці індустріальної аквакультури, іхтіопатології та екологічного моніторингу водойм точність приготування розчинів мінеральних речовин є критично важливою для збереження життя гідробіонтів:

Стандартизація концентрацій у рибництві: Будь-яка технологічна чи лікувальна операція – від дезінфекції рибницьких басейнів розчинами лугів до проведення протипаразитарних сольових ванн для молоді риб – вимагає суворого дотримання концентрації. Помилка у розрахунках масової частки або молярності може призвести або до неефективності лікування, або до масової загибелі риби від хімічних опіків зябер.

Гідратація та дисоціація йонних компонентів: При розчиненні у воді мінеральні солі, кислоти та луки дисоціюють на катіони та аніони, які оточуються диполями води (гідратуються). Вільні йони забезпечують електропровідність води, що дає змогу автоматично вимірювати солоність і мінералізацію за допомогою кондуктометрів та солемірів у системах УЗВ.

Контроль рН водного середовища: Електролітична дисоціація води та розчинених у ній ендогенних сполук (зокрема карбонатної системи) визначає рівень рН середовища. Контроль рН є базовим етапом у запобіганні аміачним отруєнням риб, оскільки у лужному середовищі дисоціація йонів амонію пригнічується, суттєво збільшуючи концентрацію високотоксичного вільного аміаку (NH_3).

Експериментальна частина

Завдання 1. Розрахунок та практичне приготування водного розчину неорганічної солі з заданою масовою часткою та переведення її у молярну концентрацію.

Посуд та реактиви: Технохімічні або аналітичні ваги, мірний циліндр (на 100 мл), мірна колба, хімічний стакан, скляна паличка, ареометр (або денсиметр для вимірювання густини); суха сіль – натрій хлорид (NaCl) або мідний купорос (безводний CuSO_4).

Хід роботи:

1. **Розрахунковий етап:** Розрахуйте масу солі ($m_{\text{реч}}$, г) та об'єм води ($V_{\text{води}}$, мл), необхідні для приготування 100 г розчину з масовою часткою солі $W = 5\%$.

2. **Експериментальний етап:** На вагах зважте розраховану масу сухої солі в хімічному стакані. Мірним циліндром відміряйте необхідний об'єм дистильованої води і перелийте її до солі.

3. Ретельно перемішайте розчин скляною паличкою до повного розчинення кристалів. Повністю перелийте отриманий розчин у циліндр і за допомогою ареометра визначте його густину (ρ , г/см³).

4. **Перерахунок у молярність:** Користуючись виміряною густиною розчину та молярною масою солі, обчисліть молярну концентрацію (C_M , моль/л) приготованого розчину за формулою:

$$C_M = \frac{W \cdot \rho \cdot 1000}{M_{\text{солі}}}$$

Параметр розрахунку	Значення
Розрахована маса солі, г	
Розрахований об'єм води, мл	
Експериментальна густина розчину (ρ), г/см ³	
Обчислена молярна концентрація (C_M), моль/л	

Висновок: Опишіть послідовність дій при приготуванні розчину солі. Поясніть, чому молярна концентрація розчину змінюється, якщо змінюється температура системи.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Приготування дезінфікуючих розчинів лугів для рибницьких басейнів та розрахунок розведення»

Ситуація: Для санітарної обробки та миття склопластикових басейнів рибоводного цеху після вирощування молоді іхтіопатологічна лабораторія має підготувати 50 л робочого розчину натрій гідроксиду (NaOH) з масовою часткою $W = 2\%$ ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$). На складі аквакомплексу є концентрований базовий розчин NaOH з масовою часткою 40% ($\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$). Лаборанту необхідно точно визначити об'єми концентрованого лугу та води для змішування, щоб уникнути пошкодження систем аерації.

Завдання:

1. Обчисліть загальну масу 50 л робочого 2% розчину NaOH та чисту масу сухого лугу, що має в ньому міститися.
2. Користуючись правилом змішування (або формулою розведення), визначте масу та об'єм (у літрах) базового 40% розчину NaOH, який необхідно відміряти.
3. Обчисліть об'єм води, який треба додати до базового розчину для отримання точної концентрації. Запишіть рівняння дисоціації NaOH у водному розчині.

Кейс №2: «Аналіз твердості води інкубаторів та реакції обміну в розчинах електролітів»

Ситуація: Джерельна вода, що надходить на інкубаційні апарати для ікри форелі, має надмірну постійну жорсткість через високий вміст розчиненого кальцію хлориду (CaCl_2). Надлишок катіонів Кальцію призводить до передчасного затвердіння оболонок ікринок, що знижує відсоток викльову личинок. Для хімічного пом'якшення води та зв'язування надлишкового Кальцію гідрохімік додає до неї розчин натрію карбонату (Na_2CO_3). У результаті реакції катіони Кальцію повністю зв'язуються в осад.

Завдання:

1. Запишіть рівняння електролітичної дисоціації солей CaCl_2 та Na_2CO_3 у водному розчині.
2. Складіть молекулярне, повне іонне та скорочене іонне рівняння реакції взаємодії між цими двома сильними електролітами.
3. Поясніть на основі теорії Арреніуса, завдяки утворенню якої саме малорозчинної неорганічної сполуки дана реакція обміну в розчині перебігає необоротно (до кінця).

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 7

Тема: Окисно-відновні процеси.

Мета заняття

Закріпити знання про природу окисно-відновних реакцій (ОВР), поняття «ступінь окиснення», «окисник», «відновник», «процес окиснення» та «процес відновлення»; освоїти метод електронного балансу для розставлення коефіцієнтів у неорганічних рівняннях. Експериментально дослідити залежність окисних властивостей мінеральних солей від рН середовища та навчитися прогнозувати продукти ОВР для контролю біохімічних та гідрохімічних параметрів в індустріальній аквакультурі.

Контрольні запитання

1. Дайте визначення окисно-відновним реакціям. Чим вони відрізняються від реакцій обміну?
2. Що таке ступінь окиснення? Сформулюйте правила його визначення в неорганічних сполуках.
3. Які процеси називають окисненням, а які – відновленням? Як при цьому змінюється ступінь окиснення елементів?
4. Хто такий окисник, а хто – відновник?
5. Які неорганічні речовини виявляють функцію тільки окисника, тільки відновника, або мають окисно-відновну двоїстість? Наведіть приклади.
6. У чому полягає суть методу електронного балансу? Що таке закон збереження заряду?
7. Назвіть найважливіші лабораторні та промислові окисники.
8. Як характер середовища (кисле, нейтральне, лужне) впливає на глибину відновлення перманганат-аніону (MnO_4^-)?
9. Які існують типи ОВР (міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні, диспропорціонування)? Наведіть приклади.
10. Яке значення мають окисно-відновні процеси у водоочищенні та знезараженні стічних вод рибоводних комплексів?

Інструктивно-методичні матеріали

Окисно-відновні реакції є основою багатьох дезінфекційних, очисних та аналітичних процесів в аквакультурі. Керування цими процесами вимагає чіткого розуміння напрямку переходу електронів.

Знезараження та деструкція токсикантів. Використання мінеральних окисників (хлору, озону, калій перманганату) у процесах очищення води базується на їхній здатності забирати електрони від неорганічних токсикантів (наприклад, сульфідів чи нітритів), перетворюючи їх на безпечні для риби вищі форми (сульфати та нітрати).

Вплив рН на гідрохімічні трансформації. Один і той самий окисник поводиться абсолютно по-різному залежно від кислотності розчину. Наприклад, калій перманганат у кислому середовищі приймає 5 електронів (знебарвлюється), у нейтральному – 3 електрони (випадає бурий осад MnO_2), а в сильно лужному – лише 1 електрон (утворюється зелений манганат

K_2MnO_4). Це дозволяє гідрохіміку регулювати витрату реагентів під час хімічної меліорації водою.

Корозія підводних конструкцій як небажана ОВР. Руйнування металевих деталей рибоводних аераторів, запірної арматури та шлюзів під дією розчиненого у воді кисню є класичним окисно-відновним процесом. У ньому метал безпосередньо виступає відновником, втрачаючи електрони і переходячи у форму іржавих гідроксидів або солей, що погіршує експлуатаційні властивості гідротехнічних споруд.

Експериментальна частина

Завдання 1. Дослідження залежності окисних властивостей калій перманганату ($KMnO_4$) від характеру середовища розчину.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, піпетки; розчини: калій перманганату ($KMnO_4$, 0,05 М), натрій сульфату (Na_2SO_3 , 0,1 М), сульфатної кислоти (H_2SO_4 , 10%), натрій гідроксиду ($NaOH$, 10%), дистильована вода.

Хід роботи:

1. У три пробірки налейте по 2 мл розчину калій перманганату.

2. Створіть різне середовище у пробірках:

У пробірку № 1 додайте 1 мл розчину сульфатної кислоти (кисле середовище).

У пробірку № 2 додайте 1 мл дистильованої води (нейтральне середовище).

У пробірку № 3 додайте 1 мл розчину луку (лужне середовище).

3. У кожен пробірку краплями додавайте розчин відновника – натрій сульфату, струшуючи пробірку.

4. Зафіксуйте зміни, що відбуваються в кожній з пробірок.

Номер пробірки	Середовище розчину	Візуальні спостереження	Продукт відновлення Мангану	Ступінь окиснення Мангану після реакції
1				
2				
3				

Висновок: Сформулюйте закономірність відновлення калій перманганату в різних середовищах. Складіть схеми електронного балансу для всіх трьох реакцій.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Очищення рибоводних ставків від токсичного сірководню методом хімічного окиснення»

Ситуація: У придонних шарах рибницького ставка внаслідок анаеробного розкладу органіки та відновлення сульфатів бактеріями накопичився токсичний газ із різким запахом тухлих яєць – сірководень (H_2S). Це створює загрозу замору риби. Для його швидкої нейтралізації та знезараження води хімічна служба цеху використовує обробку води мінеральним хлором (Cl_2), який подається у вигляді хлорної води. У результаті реакції Сульфур повністю окиснюється до вищої нетоксичної мінеральної форми – сульфатної кислоти, а хлор переходить у хлорид-іони.

Завдання:

1. Напишіть молекулярне рівняння ОВР між сірководнем, хлором та водою
2. Визначте ступені окиснення всіх елементів до і після реакції. Вкажіть, який елемент є окисником, а який – відновником.
3. Складіть схему електронного балансу та розставте коефіцієнти в рівнянні реакції. Поясніть процес окиснення Сульфур з погляду кількості відданих електронів.

Кейс №2: «Захист металевих лопатей ставкових аераторів від руйнування кислотними реагентами»

Ситуація: Під час капітального ремонту інкубаційних стійок та систем аерації лаборант вирішив очистити залізні деталі від стійкого вапняного накипу залишками концентрованої нітратної кислоти (HNO_3). Головний технолог аквакультури негайно зупинив процес, пояснивши, що нітратна кислота є потужним окисником за рахунок Нітрогену в ступені окиснення +5. Замість делікатного очищення відбудеться бурхливе окисно-відновне руйнування (корозія) самих залізних конструкцій з виділенням «лисячого хвоста» – бурого токсичного газу нітроген(IV) оксиду.

Завдання:

1. Напишіть молекулярне рівняння ОВР взаємодії заліза з концентрованою нітратною кислотою при нагріванні.
2. Складіть схему електронного балансу, визначте коефіцієнти. Вкажіть речовину-окисник та речовину-відновник.
3. Обґрунтуйте, чому нітратна кислота ніколи не виділяє водень при взаємодії з металами, на відміну від звичайної хлоридної кислоти.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 8

Тема: Основні класи неорганічних сполук. Зв'язок між класами неорганічних сполук.

Мета заняття

Закріпити й систематизувати знання про класифікацію неорганічних речовин, їхню номенклатуру та хімічні властивості; навчитися розрізняти солетворні (кислотні, основні, амфотерні) та несолетворні оксиди, середні та кислі солі, луги та нерозчинні основи. Експериментально дослідити хімічні властивості та способи взаємного перетворення неорганічних сполук; навчитися складати рівняння реакцій, що відображають генетичний зв'язок між різними класифікаційними групами речовин у водному середовищі.

Контрольні запитання

1. На які основні класи поділяють неорганічні сполуки? Дайте визначення кожному класу.

2. Як класифікують оксиди? Чим принципово відрізняються за хімічними властивостями кислотні, основні та амфотерні оксиди? Наведіть приклади.

3. Які оксиди відносять до несолетвірних?

4. Як класифікують основи за розчинністю у воді? Які специфічні властивості мають луги порівняно з нерозчинними у воді гідроксидами?

5. Охарактеризуйте хімічну природу та властивості амфотерних гідроксидів на прикладі цинк гідроксиду або алюміній гідроксиду.

6. Як класифікують мінеральні кислоти за складністю аніона та кількістю атомів Гідрогену (основністю)?

7. Дайте визначення солям. Чим відрізняються за складом і номенклатурою середні, кислі та основні солі?

8. Що таке «генетичний зв'язок» у неорганічній хімії? Сформулюйте принципи переходу від простої речовини (металу чи неметалу) до відповідної солі.

9. За яких умов солі можуть взаємодіяти з іншими солями або металами у водних розчинах? Скористайтеся рядом активності металів.

10. Яке практичне значення має реакція нейтралізації для очищення промислових стічних вод та утилізації залишків кислот і лугів?

Інструктивно-методичні матеріали

У рибогосподарській практиці, аналітичному моніторингу та екологічному менеджменті водних екосистем знання властивостей неорганічних класів речовин є базовим інструментом для керування якістю води.

Класифікаційний підхід у нейтралізації середовища. Розуміння хімічного характеру сполук дозволяє правильно підбирати реагенти для оптимізації рН. Наприклад, закислені ставкові води (через вимивання гумінових речовин або кислі дощі) нейтралізують за допомогою дешевшого основного оксиду (негашеного вапна CaO) або карбонатів. Для нейтралізації

лужних стресів (спричинених інтенсивним цвітінням водоростей) застосовують слабкі мінеральні або органічні кислоти.

Амфотерність у водоочищенні. Деякі неорганічні сполуки мають подвійну природу – здатні взаємодіяти і з кислотами, і з лугами. Цю властивість амфотерних гідроксидів, наприклад алюміній гідроксиду $\text{Al}(\text{OH})_3$, активно використовують у процесах передочищення води коагулянтами: залежно від рН середовища, цей гідроксид формує пластівці, які ефективно адсорбують та захоплюють наелектризовані органічні і мінеральні суспензії, очищуючи воду від каламуті.

Генетичні ланцюги як основа промислових технологій. Отримання будь-якого цільового розчину для аквакультури (наприклад, сульфатів, нітратів чи фосфатів для мінеральних добавок) базується на послідовних хімічних перетвореннях за схемою: Метал (або Неметал) → Оксид → Гідроксид (або Кислота) → Сіль. Розуміння цих зв'язків дозволяє точно розрахувати дози, прогнозувати побічні продукти та мінімізувати утворення токсичних неорганічних шламів на дні ставків.

Експериментальна частина

Завдання 1. Експериментальне моделювання генетичного зв'язку між класами неорганічних сполук.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, тримач для пробірок, спиртівка; розчини: купрум(II) сульфату (CuSO_4), натрій гідроксиду (NaOH), хлоридної кислоти (HCl), залізний зачищений дріт або порошок заліза (Fe).

Хід роботи:

1. Отримання нерозчинної основи (гідроксиду): У пробірку налейте 2 мл розчину купрум(II) сульфату і додайте 1 мл розчину лугу. Зафіксуйте появу осаду та його колір.

2. Термічний розклад гідроксиду до оксиду: Обережно затисніть пробірку з отриманим осадом у тримачі та нагрійте у полум'ї пальника. Спостерігайте за зміною кольору осаду.

3. Розчинення оксиду в кислоті (отримання солі): До утвореного чорного осаду додайте 2 мл розчину хлоридної кислоти і злегка підігрійте. Зафіксуйте зникнення осаду та зміну забарвлення розчину.

4. Реакція заміщення (генетичний перехід до іншого металу): У розчин отриманої солі опустіть зачищений залізний дріт (або додайте порошок заліза). Через 2–3 хвилини вийміть дріт і зафіксуйте зміни.

Етап процесу	Візуальні спостереження (колір, вигляд осаду/розчину)	Тип реакції за класифікацією	Молекулярне рівняння хімічної реакції
Етап 1			
Етап 2			
Етап 3			
Етап 4			

Висновок: На основі проведених дослідів запишіть повний генетичний ланцюжок перетворення речовин міді. Поясніть, як тип неорганічного класу сполук визначає його здатність реагувати з кислотами чи лугами.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Вибір неорганічних реагентів для нейтралізації закислених джерельних та ставкових вод»

Ситуація: На рибоводному повноваговому господарстві внаслідок паводкового змиву з торфовищ утворилися ставкові води з високою кислотністю ($\text{pH} = 2,5$). Це зумовлено наявністю вільної сульфатної кислоти та розчинених сульфатів заліза, що є смертельним для риби. Перед запуском води в зариблені вирощувальні ставки середовище необхідно нейтралізувати до оптимального значення pH (6,8 - 7,5) та повністю опустити токсичні йони заліза в осад. На складі є три речовини: кальцій оксид, силіцій(IV) оксид та натрій хлорид. Гідрохімік має обрати правильний реагент.

Завдання:

1. Розподіліть запропоновані три речовини (CaO , SiO_2 , NaCl) за класами неорганічних сполук. Вкажіть їхній хімічний характер.
2. Обґрунтуйте, чому SiO_2 та NaCl є абсолютно непридатними для нейтралізації сульфатної кислоти та осадження заліза.
3. Запишіть рівняння реакцій нейтралізації сульфатної кислоти та осадження іонів Феруму(III) у вигляді гідроксиду за допомогою вибраного реагенту (CaO), враховуючи його попередню взаємодію з водою (утворення гашеного вапна).

Кейс №2: «Технологічні ризики при використанні амфотерних металів у лініях миття та дезінфекції»

Ситуація: В індустріальному комплексі аквакультури для модернізації систем подачі та розпилення киснево-дезінфікуючих сумішей інженерна служба закупила партію розпилювальних патрубків з алюмінієвим покриттям. Проте під час першого ж профілактичного промивання апаратів із використанням гарячого розчину сильного неорганічного лугу – натрій гідроксиду – спостерігалось бурхливе виділення газу, руйнування стінок патрубків та розгерметизація лінії. Головний рибовод-іхтіопатолог пояснив це амфотерною природою Алюмінію.

Завдання:

1. Дайте визначення поняттю «амфотерність». До якого класу сполук належатиме гідроксид, що утворюється на поверхні алюмінію при контакті з водою?

2. Запишіть рівняння реакції взаємодії металічного алюмінію з розчином натрій гідроксиду та водою, враховуючи утворення розчинної комплексної солі – натрій тетрагідроксоалюмінату ($\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$) та виділення водню (H_2).

3. Зробіть технологічний висновок: чому конструкційні матеріали, що містять амфотерні елементи (Al, Zn), категорично заборонено використовувати в контакті з лужними дезінфікуючими розчинами?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 9

Тема: Хімічні елементи-метали.

Мета заняття

Закріпити знання про особливості електронної будови атомів металів, їхні фізико-хімічні властивості та закономірності взаємодії з водою, мінеральними кислотами й розчинами солей. Експериментально дослідити хімічну активність металів та її залежність від положення елемента в електрохімічному ряду напруг; навчитися прогнозувати перебіг неорганічних процесів за участю металів та їхніх сполук для вирішення прикладних завдань аквакультури: захисту від корозії гідротехнічного інвентарю та розрахунку йонного складу води.

Контрольні запитання

1. Які особливості електронної будови атомів металів зумовлюють їхню відновну здатність? У яких блоках (s-, p-, d-, f-) Періодичної системи розташовані метали?

2. Що таке металічний зв'язок і які специфічні фізичні властивості (електропровідність, теплоємність, пластичність) він забезпечує?

3. Як змінюється хімічна активність металів у періодах та головних групах Періодичної системи зі збільшенням заряду ядра?

4. Що характеризує електрохімічний ряд напруг металів? Який фізичний зміст стандартного електродного потенціалу?

5. Які метали здатні витіснити водень із розчинів мінеральних кислот (хлоридної, розведеної сульфатної)?

6. Опишіть особливості взаємодії лужних та лужноземельних металів з водою. Які продукти при цьому утворюються?

7. Чому деякі активні метали (наприклад, алюміній, хром) стійкі до дії води та кисню за звичайних умов? Що таке пасивація?

8. Як взаємодіють метали з розчинами солей інших металів? Яке правило керує цими процесами?

9. У чому полягає відмінність у властивостях сполук типів оксидів та гідроксидів для металів головних (s-, p-) та побічних (d-) підгруп?

10. Які неорганічні методи захисту металевого обладнання від корозії у прісній та морській воді ви знаєте?

Інструктивно-методичні матеріали

У рибоводних спорудах, механічних вузлах систем УЗВ, каркасах садкових ліній та приладах контролю якості води метали виступають основними конструкційними матеріалами. Керування їхньою тривалою стабільністю в агресивному водному середовищі базується на законах неорганічної хімії.

Ряд активності як основа сумісності матеріалів в аквакультурі. При проектуванні та монтажі садкових ліній або систем подачі води в інкубатори важливо враховувати положення металів у ряду напруг. Безпосередній контакт двох різних металів (наприклад, залізного каркаса басейна та мідної сітки чи латунної запірної арматури) у водному мінералізованому середовищі

призводить до утворення гальванічної пари. При цьому більш активний метал (залізо, що стоїть лівіше у ряду напруг) піддається прискореному руйнуванню (електрохімічній корозії), що може призвести до аварійного прориву споруди.

Специфіка d-елементів у гідрохімічному аналізі. Метали побічних підгруп (хром, манган, ферум) мають незаповнений передзовнішній d-електронний підрівень. Це зумовлює наявність у них змінних ступенів окиснення та здатність утворювати широкий спектр сполук – від основних (у нижчих ступенях окиснення, наприклад FeO) до амфотерних (Fe₂O₃, Cr₂O₃) та кислотних (у вищих ступенях, наприклад CrO₃).

Лужноземельні метали та біологічна твердість води. Лужні (Na, K) та лужноземельні (Ca, Ba) метали утворюють розчинні або малорозчинні сильні основи. Наявність іонів Ca²⁺ та Mg²⁺ визначає загальну твердість води рибоводних водойм, яка вимагає постійного лабораторного контролю для забезпечення нормального ембріогенезу риб та запобігання утворенню кальцієвого накипу на кварцових чохлах бактерицидних УФ-ламп.

Експериментальна частина

Завдання 1. Дослідження відносної хімічної активності металів та їхньої взаємодії з розчинами мінеральних кислот і солей.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, наждачний папір, скляні палички; зразки металів: цинку (Zn), заліза (Fe), міді (Cu), алюмінію (Al); розчини: хлоридної кислоти (HCl, 10%), купрум(II) сульфату (CuSO₄), цинк сульфату (ZnSO₄).

Хід роботи:

1. Взаємодія металів з кислотами: У три пробірки налийте по 2 мл розчину хлоридної кислоти. У першу пробірку внесіть гранулу цинку, у другу – шматочок заліза, у третю – зачищений шматочок мідного дроту. Спостерігайте за інтенсивністю виділення газу. Запишіть рівняння відповідних реакцій.

2. Взаємодія металів з розчинами солей: У пробірку налийте 2 мл розчину купрум(II) сульфату та опустіть туди гранулу цинку. Зафіксуйте зміну на поверхні металу та зміну забарвлення розчину через 5 хвилин. Запишіть рівняння реакції.

Висновок: Сформулюйте закономірність зміни хімічної активності металів залежно від їхнього положення в електрохімічному ряду напруг. Складіть молекулярні та скорочені іонні рівняння для всіх ОВР, що відбулися.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Запобігання електрохімічній корозії сталевих садкових каркасів при контакті з кольоровими металами»

Ситуація: На рибоводному підприємстві для вирощування товарної райдужної форелі в акваторії водосховища було встановлено металеві садкові рами з конструкційної сталі (Ферум). Для фіксації вузлів підвісу сіткових камер монтажники використали латунні та мідні болти. Через кілька місяців експлуатації у прісній мінералізованій воді в місцях безпосереднього контакту заліза з міддю утворилися глибокі каверни та іржаві наскрізні пошкодження сталевих рам, що створило загрозу розриву каркаса і втечі риби. При цьому ділянки сталі, які не контактували з міддю, залишилися неушкодженими.

Завдання:

1. Користуючись електрохімічним рядом напруг, порівняйте активність Феруму та Купруму. Який із цих металів має нижчий (більш негативний) стандартний електродний потенціал?

2. Опишіть роботу утвореної мікрогальванічної пари у водному середовищі: який метал виконує роль анода (руйнується), а який – катода?

3. Запишіть електронні рівняння процесів окиснення металу-анода та відновлення кисню на катоді в нейтральному середовищі. Запропонуйте варіант заміни матеріалу заклепок для уникнення цього явища.

Кейс №2: «Пасивація нержавіючих сталей та аварійні ризики при хімічній профілактиці обладнання концентрованими кислотами»

Ситуація: Для очищення внутрішніх поверхонь труб подачі кисню в басейни УЗВ від залізо-органічних відкладень головний інженер аквакомплексу вирішив застосувати концентровану сульфатну кислоту. Рибовод-лаборант висловив побоювання, що сильна кислота повністю розчинить сталеві трубопроводи, що призведе до викиду вибухонебезпечного водню та хімічного опіку риби в цеху. Проте гідрохімік підтвердив безпечність цієї процедури за умов низьких температур, пояснивши це явищем пасивації металів побічних підгруп.

Завдання:

1. Поясніть суть явища «пасивації» металів. Які метали здатні пасивуватися під дією концентрованих кислот-окисників на холоді?

2. Опишіть, що утворюється на поверхні заліза при контакті з концентрованою сульфатною кислотою і чому ця неорганічна плівка зупиняє подальше руйнування металу.

3. Зробіть застереження для інженерної служби: чому при випадковому потрапленні води в систему (розбавленні цієї кислоти) розпочнеться бурхливе руйнування сталевих стінок труб? Запишіть рівняння реакції заліза з розведеною сульфатною кислотою.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 10

Тема: Хімічні елементи-неметали.

Мета заняття

Закріпити знання про особливості електронної будови атомів неметалів, їхнє положення в Періодичній системі та високу електронегативність; вивчити явище алотропії та причини відмінностей у властивостях алотропних модифікацій Карбону, Оксигену, Фосфору та Сірки. Експериментально дослідити специфіку неорганічних сполук неметалів (водневих сполук, кислотних оксидів), їхні окисно-відновні властивості та навчитися прогнозувати їхній вплив на життєдіяльність гідробіонтів і хімізм водного середовища.

Контрольні запитання

1. Які особливості електронної будови атомів неметалів зумовлюють їхню високу електронегативність та переважно окисний характер?
2. У якій частині Періодичної системи розташовані елементи-неметали?
3. Що таке алотропія? Які причини зумовлюють існування алотропних модифікацій (наведіть приклади для Оксигену та Фосфору)?
4. Поясніть, чому алмаз і графіт, маючи однаковий елементний склад (Карбон), кардинально відрізняються за твердістю та електропровідністю.
5. Як змінюються окисні та відновні властивості неметалів у періодах та головних групах? Назвіть найактивніший неметал-окисник.
6. Охарактеризуйте зміну властивостей вищих оксидів неметалів та відповідних їм гідратів (кислот) у періодах та групах.
7. Які особливості мають леткі водневі сполуки неметалів? Як змінюється їхній кислотно-основний характер у розчинах по періоду та групі?
8. Що таке окисно-відновна двоїстість неметалів? Наведіть неорганічні приклади сполук, де елемент виявляє проміжний ступінь окиснення.
9. Які неметали та їхні сполуки найчастіше використовуються як робочі середовища або агенти для очищення у промисловості?
10. Поясніть екологічне значення та токсичність деяких неорганічних газів неметалів (CO, SO₂, H₂S) при замуленні рибоводних ставків.

Інструктивно-методичні матеріали

У рибоводній практиці, гідрохімічному аналізі та технологіях підтримки життєдіяльності об'єктів аквакультури хімічні властивості неметалів та їхніх сполук визначають стабільність біопродукційних процесів.

Окисна здатність галогенів у санітарії аквакультури: Висока електронегативність галогенів (зокрема Хлору та Йоду) робить їх потужними неорганічними окисниками. Хлор або сполуки, що його виділяють (гіпохлорити), руйнують клітинні мембрани збудників інфекцій риб шляхом окиснення білкових компонентів їхніх оболонок, що є основою дезінфекції підживлювальної води та рибоводного інвентарю.

Алотропія Карбону та сорбційні технології . Явище алотропії Карбону безпосередньо використовується в адсорбційному очищенні води

рециркуляційних систем. Графітоподібна мікроструктура активованого вугілля з величезною кількістю мікропор та некомпенсованих ковалентних зв'язків дозволяє ефективно утримувати на своїй поверхні дрібнодисперсні неорганічні токсиканти, залишки лікувальних препаратів, а також екзогенні гази.

Кислотно-основні трансформації газів та замори риби. Багато біохімічних процесів на дні замулених ставків супроводжуються виділенням кислотних оксидів неметалів (наприклад, SO_2 , CO_2 , NO_2). При взаємодії з водою вони утворюють відповідні мінеральні кислоти (сульфітну, карбонатну), викликаючи різке падіння рН води, що руйнує зябровий епітелій гідробіонтів та призводить до задухи (заморів).

Експериментальна частина

Завдання 1. Експериментальне дослідження властивостей кислотних оксидів неметалів та відновної здатності неорганічних сульфідів.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, газовідвідна трубка, хімічні стакани, лабораторне джерело нагрівання; кристалічний натрій сульфід (Na_2SO_3), сульфатна кислота (H_2SO_4 , 10%), розчин калій перманганату (KMnO_4), порошок сірки (S), універсальний індикаторний папір, дистильована вода.

Хід роботи:

1. Отримання та властивості кислотного сульфуру(IV) оксиду: У пробірку помістіть кристалічний натрій сульфід і додайте 1-2 мл розчину сульфатної кислоти. Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустіть у стакан з дистильованою водою. Спостерігайте за виділенням газу.

2. Через 1–2 хвилини вийміть трубку, перемішайте воду в стакані та внесіть туди смужку універсального індикатора. Зафіксуйте зміну кольору та визначте приблизне значення рН утвореного розчину мінеральної кислоти.

3. Дослідження відновних властивостей сполук неметалів у нижчих ступенях окиснення: В пробірку налийте 2 мл слабкого рожевого розчину калій перманганату, підкисленого краплею сульфатної кислоти. Пропустіть через цей розчин газ, що утворюється в попередньому досліді (або додайте Na_2SO_3). Зафіксуйте повне знебарвлення розчину, що свідчить про перебіг ОВР.

Етап досліді	Ознаки хімічного процесу (колір, зміна рН, ефект)	Молекулярне рівняння хімічної реакції
Дослід 1		
Дослід 2		
Дослід 3		

Висновок: Поясніть, чому оксиди більшості неметалів змінюють рН води в кислу сторону. Охарактеризуйте ОВР знебарвлення перманганату, склавши схему електронного балансу для Сульфур та Мангану.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Аналіз ризиків накопичення токсичного сірководню при замуленні рибницьких ставків та його хімічна нейтралізація»

Ситуація: У придонних шарах зимувальних рибоводних ставків внаслідок анаеробного розкладу органічних решток та життєдіяльності сульфатредуючих бактерій у мінеральному мулі розпочалося виділення сірководню (H_2S) – леткої сполуки неметалу Сульфур. Газ має виражений запах тухлих яєць, є надзвичайно токсичним для риб (блокує дихальний фермент цитохромоксидазу) та викликає корозію металевих затворів гідропоруд. Гідробіолог запропонував зв'язати цей газ у ставковому ложі шляхом локального внесення розчину купрум(II) сульфату (мідного купоросу).

Завдання:

1. Запишіть рівняння електролітичної дисоціації сірководневої кислоти у водному розчині. Який характер (сильний чи слабкий) має цей електроліт?

2. Складіть молекулярне та скорочене іонне рівняння реакції між сірководнем та купрум(II) сульфатом, враховуючи утворення чорного осаду купрум(II) сульфід.

3. Обґрунтуйте хімічну ефективність цього методу: чому утворення сульфід міді дозволяє повністю видалити неметал Сульфур із газової фази, незважаючи на те, що H_2S є слабкою кислотою?

Кейс №2: «Кисневий та азотний режими в інкубаційних цехах аквакультури: термодинамічна стабільність молекул»

Ситуація: Для запобігання передчасному окисненню ліпідів у високоцінних стартових кормах для личинок осетрових риб під час їх тривалого зберігання на рибоводному заводі, пакувальні бункери заповнюють чистим газоподібним азотом (N_2). Рибовод-стажер висловив сумнів щодо хімічної безпеки цього неметалу, припустивши, що азот може легко прореагувати з мінеральними добавками кормів чи матеріалом ємностей, подібно до активного кисню (O_2). Головний гідрохімік заперечив це, вказавши на особливості ковалентного зв'язку в молекулі азоту.

Завдання:

1. Напишіть електронну та графічну формули молекули азоту. Визначте тип хімічного зв'язку між атомами Нітрогену.

2. Поясніть з погляду енергії зв'язку, чому молекулярний азот за звичайних температур поводить себе як хімічно інертний газ (майже як благородні гази) і не підтримує процеси окиснення.

3. Запишіть рівняння реакції, яка можлива для азоту з металами. Визначте ступінь окиснення Нітрогену в цій сполуці.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 11

Тема: Вуглеводні.

Мета заняття

Закріпити знання про класифікацію вуглеводнів, типи гібридизації атомів Карбону (sp^3 , sp^2 , sp) та види хімічного зв'язку (σ - та π -зв'язки); вивчити закономірності зміни фізико-хімічних властивостей у гомологічних рядах алканів, алкенів, алкінів та аренів. Експериментально дослідити способи лабораторного отримання та специфіку хімічної поведінки насичених і ненасичених сполук, освоїти якісні реакції на кратні зв'язки для ідентифікації сполук.

Контрольні запитання

1. На які основні групи класифікують вуглеводні за будовою карбонового ланцюга та характером зв'язків?

2. Які особливості електронної будови та просторової геометрії молекул алканів?

3. Дайте визначення гомології та ізомерії. Які види структурної ізомерії характерні для насичених вуглеводнів?

4. Які типи хімічних реакцій є найбільш характерними для алканів? Чому вони стійкі до дії концентрованих кислот та лугів за звичайних умов?

5. Охарактеризуйте електронну будову алкенів та алкінів. Чим π -зв'язок принципово відрізняється від σ -зв'язку за міцністю та реакційною здатністю?

6. Сформулюйте правило Марковнікова на прикладі реакцій гідрогенгалогенування ненасичених сполук.

7. Які якісні реакції дозволяють експериментально відрізнити ненасичені вуглеводні від насичених?

8. Опишіть особливості електронної будови молекули бензену. У чому полягає суть поняття «ароматичність» (правило Хюккеля)?

9. Які типи реакцій (заміщення чи приєднання) є переважними для ароматичних вуглеводнів і в яких умовах вони перебігають?

10. Які вуглеводневі фракції є основою паливно-мастильних матеріалів (дизельне паливо, мазут, мастила), що використовуються в матеріально-технічному забезпеченні рибницьких господарств?

Інструктивно-методичні матеріали

У рибогосподарській практиці, експлуатації ставкових механізмів та синтезі допоміжних ізоляційних матеріалів знання властивостей вуглеводнів дозволяє оптимізувати технологічні процеси та контролювати безпеку водного середовища.

Стабільність і гідрофобність насичених систем. Алкани (наприклад, пропан, бутан, компоненти моторних масел, вазелін) через високу міцність одинарних σ -зв'язків Карбон-Карбон та Карбон-Гідроген є хімічно інертними. Вони практично не взаємодіють з розчиненими у воді мінеральними солями, кислотами та лугами. Ця абсолютна гідрофобність робить їх ідеальними захисними мастилами для консервації металевих

деталей шлюзів, редукторів ставкових аераторів та лопатевих насосів проти неорганічної корозії.

Реакційна здатність у газовому контролі. На відміну від алканів, ненасичені газоподібні вуглеводні (етилен C_2H_4 , ацетилен C_2H_2) мають рухливі π -зв'язки. В інтенсивній аквакультури та супутніх біотехнологіях (наприклад, при сумісному вирощуванні риби та вищих водоростей або в аквапоніці) етилен виступає як фітогормон. Контроль наявності таких газів та їх нейтралізація неорганічними окисниками є критичними для оптимізації вегетації та запобігання деградації рослинних фільтрів.

Енергетичний баланс та горіння в замкнених комплексах: Усі вуглеводні є висококалорійним паливом для дизель-генераторів, що підтримують роботу систем УЗВ у разі аварійного вимкнення електромережі. Процес їхнього повного горіння є глибокою екзотермічною реакцією, продуктами якої є стабільні неорганічні сполуки – карбон(IV) оксид та пара води. Порушення режиму подачі кисню в котли або приводи призводить до неповного згорання з виділенням у повітря інкубаційних цехів токсичного для персоналу та риби чадного газу або сажі.

Експериментальна частина

Завдання 1. Лабораторне отримання етилену та експериментальне дослідження його хімічних властивостей порівняно з насиченими системами.

Посуд та реактиви: Пробірки з газовідвідними трубками, лабораторний штатив, промивна склянка, пальник; речовини: етанол (C_2H_5OH), сульфатна кислота (H_2SO_4), бромна вода (Br_2), розчин калій перманганату ($KMnO_4$), насичений алкан (гексан), кварцовий пісок (для рівномірного кипіння).

Хід роботи:

1. Генерація ненасиченого вуглеводню (дегідратація): У суху пробірку налейте 2 мл спирту та обережно додайте 4 мл сульфатної кислоти, внесіть дрібку чистих мінеральних крупинок піску. Закрийте пробірку пробкою з газовідвідною трубкою, закріпіть у штативі та почніть обережне нагрівання суміші.

2. Якісна реакція на кратний зв'язок: Кінець газовідвідної трубки, з якої виділяється газ, опустіть у пробірку з 2 мл розчину калій перманганату, а потім у пробірку з 2 мл розчину бромної води. Спостерігайте за змінами, що відбуваються в пробірках.

3. Порівняльний дослід з насиченим вуглеводнем: У пробірку налейте 2 мл насиченого вуглеводню і додайте 1 мл розчину калій перманганату. Інтенсивно струсіть суміш. Зафіксуйте що відбувається.

Досліджуваний вуглеводень	Візуальні ознаки взаємодії з розчином KMnO_4	Візуальні ознаки взаємодії з розчином Br_2	Рівняння хімічного процесу або обґрунтування інертності
Етилен			
Гексан			

Висновок: Поясніть причину різкої відмінності в хімічній активності алканів та алкенів стосовно неорганічних окисників. Яку роль відіграє характер зв'язку між атомами Карбону?

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Аналіз роботи дизельних приводів аварійних аераторів та екологічні наслідки неповного згоряння алканів»

Ситуація: При проведенні планового технічного огляду дизель-генераторної підстанції рибоводного інкубаційного цеху, що забезпечує аварійну роботу повітряних компресорів, екологічна лабораторія виявила, що у вихлопних газах двигуна вміст чадного газу (CO) перевищує норму в 4 рази. Інженер-технолог має пояснити причину цього явища з хімічного погляду, оскільки накопичення CO в закритому цеху загрожує життю персоналу та може викликати токсикоз риб через розчинення газів у воді. Основою дизельного палива є вищі алкани (зокрема декан).

Завдання:

1. Запишіть молекулярне рівняння ОВР повного згоряння декану у надлишку кисню з утворенням неорганічних продуктів. Розставте коефіцієнти.
2. Запишіть рівняння реакції неповного згоряння декану.
3. Обґрунтуйте хімічну причину накопичення CO : зміна концентрації якого саме неорганічного реагенту в паливній суміші викликає цей процес? Запропонуйте метод оптимізації роботи двигуна.

Кейс №2: «Ацетиленове зварювання при аварійному ремонті металевих шлюзів та гідротехнічних споруд ставків»

Ситуація: Для швидкого проведення аварійно-ремонтних робіт на магістральному сталевому водоподавальному трубопроводі ставкового комплексу зварювальний пост використовує портативний карбідний генератор. У ньому внаслідок взаємодії неорганічного кальцій карбід з водою безпосередньо на місці отримують ацетилен (C_2H_2). Цей ненасичений вуглеводень при згорянні в суміші з чистим киснем дає температуру полум'я понад 3000°C , що дозволяє оперативно плавити й зварювати конструкційну сталь у польових умовах.

Завдання:

1. Запишіть рівняння реакції отримання ацетилену шляхом карбідного гідролізу. Вкажіть клас неорганічної сполуки, яка утворюється як побічний шлам, що підлягає утилізації за межами водоохоронної зони ставків.

2. Складіть молекулярне рівняння реакції повного термічного окиснення (горіння) ацетилену в кисневому струмені термохімічного пальника.

3. Поясніть з погляду електронної будови та співвідношення елементів Карбону й Гідрогену, чому горіння ацетилену супроводжується значно більшим виділенням тепла на одиницю об'єму порівняно з насиченим метаном.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 12

Тема: Карбонові кислоти. Естери. Жири.

Мета заняття

Закріпити знання про будову карбоксильної групи, класифікацію карбонових кислот, механізм реакції естерифікації та хімічну природу жирів (тригліцеридів); вивчити відмінності у властивостях насичених і ненасичених вищих жирних кислот. Експериментально дослідити хімічні властивості монокарбонових кислот, синтезувати складні ефіри (естери) та вивчити процес лужного гідролізу жирів (омилення) з отриманням поверхнево-активних речовин для санітарної обробки рибоводних басейнів.

Контрольні запитання

1. Охарактеризуйте електронну будову карбоксильної групи. Як взаємний вплив атомів у цій групі позначається на рухливості іона Гідрогену?

2. Як змінюється розчинність у воді та сила карбонових кислот у гомологічному ряду зі збільшенням молекулярної маси?

3. Порівняйте хімічні властивості мінеральних (неорганічних) кислот та одноосновних карбонових кислот. Які спільні реакції вони демонструють?

4. Що таке реакція естерифікації? Яку роль у цій реакції відіграє концентрована неорганічна сульфатна кислота?

5. Дайте визначення естерам. Які їхні головні фізичні властивості та де вони застосовуються у промисловості?

6. Що таке жири з хімічного погляду? Які спирти та кислоти є основою їхньої структури?

7. Чим принципово відрізняються за складом та фізичним станом рослинні олії від тваринних жирів? Наведіть приклади вищих жирних кислот.

8. Що таке процес гідролізу жирів? Чим відрізняється оборотний (кислотний) гідроліз від необоротного (лужного)?

9. Які продукти утворюються в результаті лужного омилення тригліцеридів? Чим відрізняється тверде мило від рідкого за хімічним складом?

10. Як експериментально довести наявність кратного зв'язку в молекулі рідкого жиру (олії)?

Інструктивно-методичні матеріали

Оксигеновмісні органічні сполуки складають основу енергетичного метаболізму гідробіонтів та широко застосовуються в санітарії аквакомплексів. Розуміння їхньої взаємодії є ключовим для хімічного контролю.

Взаємодія з неорганічними реагентами. Карбонові кислоти, хоч і є переважно слабкими електролітами, легко взаємодіють з неорганічними оксидами, гідроксидами та солями слабших кислот (наприклад, карбонатами). Реакція етанової (оцтової) кислоти з натрій карбонатом (Na_2CO_3) супроводжується бурхливим виділенням вуглекислого газу, що є

класичним тестом на наявність карбоксильної групи при аналізі консервантів силосованих рибних кормів.

Синтез естерів як компонентів нюхових стимуляторів: Реакція естерифікації є прикладом оборотної рівноважної системи. Щоб змістити рівновагу в бік утворення цільового естеру, використовують концентровану сульфатну кислоту (H_2SO_4), яка одночасно працює і як неорганічний каталізатор, і як дегідратуючий агент, що зв'язує утворену воду. Отримані естери мають виражені фруктові або специфічні запахи і слугують основою для синтезу компонентів штучних атрактантів в аквакультури.

Хімія омилення та поверхнево-активні речовини (ПАР): Лужний гідроліз ліпідів у присутності лугів (NaOH або KOH) дозволяє розірвати естерні зв'язки тригліцеридів. Продуктами реакції є трьохатомний спирт гліцерол та натрієві або калієві солі вищих жирних кислот (пальмітати, стеарати, олеати), які є основою мила. Ці солі мають дифільну будову: гідрофільна «голова» ($-COONa$) та гідрофобний вуглеводневий «хвіст». Вони знижують поверхневий натяг води, що дозволяє емульгувати жирову плівку від кормів на стінках басейнів та дезінфікувати рибоводний інвентар.

Експериментальна частина

Завдання 1. Лабораторний синтез етилового естеру оцтової кислоти (етилацетату) та дослідження реакції омилення жирів.

Посуд та реактиви: Пробірки, газівідвідна трубка з пробкою, хімічні стакани, лабораторна баня (водяна), піпетки; речовини: етанол (C_2H_5OH), льодяна оцтова кислота (CH_3COOH), сульфатна кислота (H_2SO_4), насичений розчин натрій хлориду (NaCl), рослинна олія або свинячий жир, 20% розчин натрій гідроксиду (NaOH).

Хід роботи:

1. **Синтез естеру:** У суху пробірку налейте 2 мл етанолу та 2 мл льодяної оцтової кислоти. Обережно, краплями при струшуванні, додайте 1 мл сульфатної кислоти.

2. Закрийте пробірку пробкою з довгою скляною трубкою (або газівідвідною трубкою, направленою в іншу пробірку, охолоджувану водою) і нагрівайте суміш на водяній бані протягом 5 хвилин.

3. Вміст пробірки вилийте в стаканчик із 5 мл насиченого розчину NaCl. Зафіксуйте появу специфічного приємного запаху етилацетату та утворення чіткого верхнього шару естеру, який не розчиняється у мінералізованій воді.

4. **Лужний гідроліз:** У велику пробірку помістіть 1 мл рослинної олії (або 1 г жиру) і додайте 3 мл 20% розчину натрій гідроксиду. Отриману емульсію інтенсивно кип'ятіть на водяній бані при постійному перемішуванні протягом 10 хвилин, періодично додаючи по краплях дистильовану воду замість випаруваної.

5. До гарячої суміші додайте 4 мл гарячого насиченого розчину NaCl (процес висолювання). Спостерігайте за виділенням щільного верхнього шару твердого мила (натрієвих солей жирних кислот).

	Візуальні спостереження (ефекти, запахи, шари рідини)	Молекулярне рівняння хімічної реакції
Дослід 1 (Синтез естеру)		
Дослід 2 (Омилення жиру)		

Висновок: Поясніть механізм дії сульфатної кислоти в реакції естерифікації на основі принципу Ле Шательє. Опишіть фізико-хімічну суть процесу висолювання мила за допомогою неорганічної солі.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Аналіз причин зниження ефективності дезінфікуючих ПАР у жорсткій артезіанській воді рибоводних комплексів»

Ситуація: На лососевому заводі для санітарного миття інкубаційних стійок та ліній подачі води було використано концентрований розчин звичайного технічного натрієвого мила (основа – натрію стеарат). Проте при розведенні його артезіанською водою, що має високу природну твердість (високий вміст йонів Кальцію та Магнію), мийна здатність розчину впала до нуля. На стінках басейнів та всередині форсунок подачі води з'явився сірий липкий пластівчастий осад, який забив систему аерації.

Завдання:

1. Запишіть рівняння електролітичної дисоціації натрій стеарату у водному розчині.

2. Складіть молекулярне та скорочене іонне рівняння реакції обміну між натрій стеаратом та кальцій хлоридом, що міститься у твердій воді, враховуючи утворення нерозчинного кальцій стеарату.

3. Обґрунтуйте хімічну проблему: чому утворення кальцієвих солей вищих жирних кислот позбавляє мило його властивостей ПАР? Запропонуйте неорганічний метод пом'якшення води перед приготуванням розчину.

Кейс №2: «Контроль якості ліпідів у стартових кормах для осетрових: експрес-визначення ступеня насичення жирних кислот»

Ситуація: На склад рибницького індустріального комплексу надійшло дві партії ліпідних добавок для виготовлення високоенергетичних кормів. Одна є натуральним риб'ячим жиром (багатим на тригліцериди вищих ненасичених олеїнової, лінолевої та ейкозапентаєнової кислот із краними зв'язками), а інша – дегексанованим тваринним жиром (де радикали повністю насичені). Лаборанту необхідно за допомогою хімічного експрес-методу без використання хроматографів визначити, у якій банці містяться цінні для фізіології риб ненасичені ліпіди.

Завдання:

1. Яку електронну особливість (наявність якого зв'язку між атомами Карбону) мають радикали вищих ненасичених жирних кислот порівняно з насиченими?

2. Запропонуйте неорганічний реагент (на основі галогенів) для проведення аналізу ліпідів. Опишіть візуальний ефект, який спостерігатиметься при взаємодії цього реагенту з ненасиченим риб'ячим жиром.

3. Запишіть рівняння реакції.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 13

Тема: Вуглеводи.

Мета заняття

Закріпити знання про класифікацію вуглеводів (моносахариди, дисахариди, полісахариди), їхню будову та наявність у структурах різних функціональних груп (гідроксильних, альдегідних чи кетонних); вивчити закономірності взаємоперетворення лінійних та циклічних форм моносахаридів. Експериментально дослідити хімічні властивості глюкози, сахарози та крохмалю, навчитися проводити якісні неорганічні реакції для ідентифікації різних класів вуглеводів у кормових сумішах та гідрохімічних пробах.

Контрольні запитання

1. Дайте визначення вуглеводам. Чому вони мають таку назву і яка їхня загальна формула?

2. Як класифікують вуглеводи за здатністю до гідролізу? Наведіть приклади для кожної групи.

3. Охарактеризуйте будову молекули глюкози. Чому її називають альдегодоспиртом? Які функціональні групи зумовлюють її хімічні властивості?

4. У чому полягає відмінність між α - та β -формами циклічних молекул моносахаридів? Що таке глікозидний гідроксил?

5. Чим за хімічною будовою та властивостями відрізняється фруктоза від глюкози? До якого класу моносахаридів вона належить?

6. Що таке дисахариди? Поясніть, чому сахароза належить до невідновлюючих цукрів, а мальтоза чи лактоза — до відновлюючих.

7. Які продукти утворюються в результаті повного гідролізу сахарози? Яку роль у цьому процесі відіграють мінеральні кислоти?

8. Охарактеризуйте полісахариди на прикладі крохмалю та целюлози. З залишків якого моносахариду вони побудовані і чим відрізняються їхні структури?

9. Яка неорганічна речовина є специфічним якісним реагентом на крохмаль? Опишіть візуальний ефект взаємодії.

10. Яке біотехнологічне значення в рибництві мають процеси бродіння вуглеводів (молочнокислого – при силосуванні рибних відходів, спиртового – при підготовці дріжджів для згодовування)?

Інструктивно-методичні матеріали

У рибогосподарській практиці, біохімії живлення гідробіонтів та лабораторному аналізі кормів хімічні трансформації вуглеводів під дією неорганічних реагентів дозволяють контролювати поживну цінність раціонів та якість сировини.

Полігідроксильний характер та комплексоутворення. Оскільки моносахариди (глюкоза) та деякі дисахариди (мальтоза) містять кілька сусідніх гідроксильних груп -ОН, вони демонструють хімічні властивості багатоатомних спиртів. При взаємодії зі свіжоосадженим купрум(II)

гідроксидом ($\text{Cu}(\text{OH})_2$) у лужному середовищі вони легко утворюють прозорі розчини комплексних сполук інтенсивного волошково-синього кольору. Це слугує початковим етапом ідентифікації розчинних цукрів у кормовій сировині.

Окисно-відновні процеси у визначенні енергетичних цукрів. Наявність вільної альдегідної групи в лінійних формах відновлюючих цукрів дозволяє їм вступати в окисно-відновні реакції. При нагріванні зі свіжоосадженим $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (або при використанні реактиву Фелінга) альдегідна група моносахариду окиснюється до карбоксильної, а неорганічний Купрум(II) відновлюється, утворюючи спочатку жовтий осад купрум(I) гідроксиду, який при кип'ятінні переходить у цегляно-червоний осад купрум(I) оксиду. Даний хімізм покладено в основу напівкількісного аналізу легкозасвоюваних цукрів у хімусі риб.

Каталітичний гідроліз полісахаридів. Полісахариди $((\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n)$ є природними полімерами. Під дією температури та неорганічних мінеральних кислот (наприклад, розведеної H_2SO_4 або HCl), які виступають каталізаторами, відбувається послідовне розщеплення глікозидних зв'язків через стадії утворення декстринів та мальтози до кінцевого моносахариду – глюкози.

Експериментальна частина

Завдання 1. Експериментальне дослідження хімічних властивостей глюкози як альдегидоспирту та якісна реакція на крохмаль.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, тримач для пробірок, лабораторна баня або пальник, піпетки; розчини: глюкози (5%), натрій гідроксиду (NaOH , 10%), купрум(II) сульфату (CuSO_4 , 5%), крохмального клейстеру (1%), йоду в калій йодиді (люголівський розчин або спиртовий розчин йоду I_2).

Хід роботи:

1. **Доведення наявності гідроксильних груп:** У пробірку налийте 2 мл розчину луку і додайте 3–4 краплі розчину купрум(II) сульфату. До отриманого осаду додайте 2 мл розчину глюкози і струсіть пробірку. Зафіксуйте зміни в пробірці.

2. **Доведення наявності альдегідної групи:** Обережно затисніть пробірку з отриманим на попередньому етапі синім розчином у тримачі та нагрійте її верхню частину в полум'ї пальника (або на водяній бані). Спостерігайте за змінами, що відбуваються в пробірці при нагріванні.

3. **Якісна реакція на полісахариди:** У пробірку налийте 2 мл розчину крохмального клейстеру і додайте 1 краплю розчину йоду. Зафіксуйте появу забарвлення внаслідок утворення комплексу. Нагрійте пробірку – спостерігайте зникнення кольору; охолодіть під струменем води – спостерігайте його відновлення.

Об'єкт дослідження	Умови проведення та додані реагенти	Візуальні спостереження (колір, осад)	Хімічна суть процесу (які функціональні групи або зв'язки виявлено)
Глюкоза			
Крохмаль			

Висновок: На основі спостережень обґрунтуйте подвійну хімічну природу глюкози. Запишіть рівняння реакції окиснення глюкози купрум(II) гідроксидом при нагріванні.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Контроль екструзійної обробки рослинної сировини та оцінка ступеня гідролізу крохмалю в кормоцеху рибгоспу»

Ситуація: У кормоцеху індустриального рибоводного господарства проводиться гідротермічна (екструзійна) обробка злакових компонентів корму для підвищення їхньої засвоюваності коропами рибами. Під дією температури та додавання розведеної мінеральної кислоти як технологічного інтенсифікатора крохмаль має частково гідролізуватися до декстринів та глюкози. Технологу необхідно оперативно визначити повноту розщеплення полімеру, щоб вчасно зупинити процес шляхом нейтралізації кислоти крейдою (кальцій карбонатом). Для цього лаборант аналізує пробу за допомогою двох неорганічних реагентів: йодної води та свіжоосажденного $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Завдання:

1. Запишіть загальну схему послідовного неорганічного гідролізу крохмалю до кінцевого моносахариду.

2. Які результати з йодом та $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (при нагріванні) отримає лаборант, якщо:

- а) гідроліз ще не розпочався;
- б) відбувся повний гідроліз крохмалю до кінцевих продуктів?

3. Запишіть рівняння неорганічної реакції нейтралізації каталізатора (сульфатної кислоти) за допомогою солі кальцій карбонату, вказавши малорозчинний осад, який потім легко можна видалити з кормової пасти фільтрацією.

Кейс №2: «Аналіз вуглеводного складу атрактантних паток та ідентифікація дисахаридів у рідких кормових добавках»

Ситуація: На форелевий завод надійшла партія рідкої вуглеводної добавки, яка за документами є інвертним цукром (сумішшю відновлюючих моносахаридів глюкози та фруктози, що легко засвоюються). Виникла підозра, що партія містить негідролізовану дешеву сахарозу (звичайний

буряковий цукор), яка погано перетравлюється лососевими через низьку активність ензиму сахарази. Заводська лабораторія має за допомогою експрес-тесту з неорганічним окисником без використання складних рефрактометрів підтвердити чи спростувати наявність вільної сахарози.

Завдання:

1. До якого класу вуглеводів належить сахароза? З залишків яких моносахаридів вона складається?

2. Поясніть з погляду хімічної будови, чому чиста сахароза, на відміну від глюкози, не дає позитивного тесту «срібного дзеркала» та не реагує з $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагріванні. Який зв'язок блокує альдегідну функцію?

3. Запропонуйте схему аналізу: як за допомогою попереднього короткого кип'ятіння проби з хлоридною кислотою (HCl) та наступного тесту на відновлюючі цукри довести, що початковий розчин містив саме дисахарид сахарозу? Запишіть молекулярне рівняння гідролізу сахарози.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 14

Тема: Амінокислоти. Білки.

Мета заняття

Закріпити знання про будову та класифікацію амінокислот як гетерофункціональних сполук, що містять аміногрупу та карбоксильну групу; вивчити поняття про пептидний зв'язок та рівні організації білкових молекул (первинну, вторинну, третинну та четвертинну структури). Експериментально дослідити процеси денатурації та коагуляції білків під дією фізико-хімічних факторів середовища, а також опанувати класичні кольорові неорганічні реакції для ідентифікації білкових макромолекул у кормовій сировині та гідробіонтах.

Контрольні запитання

1. Чому амінокислоти відносять до гетерофункціональних сполук? Назвіть дві основні функціональні групи, що входять до їхнього складу.

2. Що таке біполярний іон амінокислоти? Як впливає рН середовища на заряд молекули амінокислоти у водному розчині?

3. Поясніть суть поняття «амфотерність» стосовно амінокислот. З якими неорганічними реагентами вони здатні взаємодіяти?

4. Який хімічний зв'язок називають пептидним? Між якими групами яких молекул він утворюється?

5. Охарактеризуйте чотири рівні структурної організації білків. Які типи хімічних зв'язків (ковалентні, водневі, іонні, гідрофобні) стабілізують кожен рівень?

6. Що таке денатурація білка? Які чинники (фізичні та хімічні) здатні викликати цей процес? Чи є денатурація оборотною?

7. Опишіть суть біуретової реакції. Наявність якого фрагмента в молекулі вона доводить і які неорганічні реагенти для неї потрібні?

8. Що виявляє ксантопротеїнова реакція? Які амінокислоти в складі білка відповідають за позитивний результат цього тесту?

9. Яка роль неорганічних солей важких металів (Cu^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+}) у процесах осадження та денатурації білків? Як це пов'язано з токсикологією?

10. Яке аналітичне та трофологічне значення має дослідження вмісту незамінних амінокислот (лізину, метіоніну, триптофану) у складі штучних кормів для лососевих та осетрових риб?

Інструктивно-методичні матеріали

У рибогосподарській практиці, екологічному моніторингу водойм та біотехнологіях аквакультури хімічна специфіка білків та амінокислот визначає повноцінність годівлі риби та її стійкість до екоотоксикантів.

Амфотерність, буферні системи та ізоелектрична точка: Наявність як кислотної ($-\text{COOH}$), так і основної ($-\text{NH}_2$) груп дозволяє амінокислотам і білкам крові та слизу риб виступати в ролі природних амфотерних буферних систем, що підтримують стабільний рН внутрішнього середовища гідробіонтів. При певному значенні рН розчину (ізоелектрична точка) сумарний заряд білкової макромолекули стає рівним нулю, вона втрачає

гідратну оболонку та випадає в осад. Цей ефект використовують у рибній біотехнології для ізоелектричного осадження білків при отриманні високобілкових кормових концентратів та утилізації відходів рибопереробки за допомогою слабких мінеральних кислот.

Кольорові реакції як метод контролю якості кормів. Якісний аналіз протеїнової сировини базується на взаємодії білків з неорганічними йонами та молекулами. Біуретовий тест використовує йони Купруму(II) у лужному середовищі для утворення яскраво-фіолетового комплексного сполучення з пептидними зв'язками (-CO-NH-), що дозволяє колориметрично визначити вміст сирого протеїну в кормі. Ксантопротеїновий тест базується на нітруванні бензольних кілець ароматичних амінокислот (фенілаланіну, тирозину) концентрованою нітратною кислотою (HNO₃), що призводить до появи жовтого забарвлення і підтверджує наявність циклічних амінокислот.

Білкові системи як ендогенні та екзогенні антидоти. Завдяки наявності великої кількості функціональних груп (зокрема, тіолових -SH, аміногруп та карбоксильних), білки здатні міцно зв'язувати йони важких металів (Pb²⁺, Hg²⁺, Cu²⁺), які потрапляють у водойми зі стічними водами. При цьому утворюються нерозчинні мінерально-органічні комплекси (хелати). У водній токсикології цей процес є подвійним: з одного боку, зв'язування металів білками зябрового слизу риби захищає її організм, з іншого – денатурація структурних білків самих зябер призводить до асфіксії риби.

Експериментальна частина

Завдання 1. Проведення кольорових якісних реакцій на білки та дослідження факторів денатурації.

Посуд та реактиви: Штатив із пробірками, тримач для пробірок, пальник або водяна баня, піпетки; розчини: яєчного білка (або сироватки), натрій гідроксиду (NaOH, 10%), купрум(II) сульфату (CuSO₄, 10%), нітратної кислоти (HNO₃), етанолу (96%).

Хід роботи:

1. Біуретова реакція: У пробірку налийте 2 мл розчину білка, додайте 2 мл розчину лугу та 2–3 краплі розчину солі CuSO₄. Струсіть пробірку. Зафіксуйте зміни.

2. Ксантопротеїнова реакція: У пробірку налийте 2 мл розчину білка та обережно додайте 1 мл нітратної кислоти. Обережно підігрійте пробірку в полум'ї пальника. Зафіксуйте утворення жовтого осаду або забарвлення. Охолодіть пробірку та додайте по краплях луг до лужної реакції, спостерігайте за змінами, що відбуваються.

3. Денатурація білка фізичними та хімічними чинниками:

Пробірка №3 (термічна дія): Налийте 2 мл розчину білка та нагрійте до кипіння, спостерігайте за змінами, що відбуваються.

Пробірка №4 (дія органічного розчинника): До 2 мл розчину білка додайте 2 мл етанолу, спостерігайте за змінами, що відбуваються.

Пробірка №5 (дія солей важких металів): До 2 мл розчину білка додайте по краплях 1 мл розчину купрум(II) сульфату, спостерігайте за змінами, що відбуваються.

Дослідний процес	Додані реагенти та умови	Візуальні спостереження (колір, характер осаду)
Біуретовий тест		
Ксантопротеїновий тест		
Термічна коагуляція		
Осадження металами		

Висновок: Сформулюйте висновок про будову білків та специфіку їхньої взаємодії з неорганічними кислотами, лугами та солями важких металів. Поясніть різницю між функціональними та структурними тестами на білки.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Екотоксикологічний аналіз та розробка заходів із захисту ставкової риби при кумулятивному отруєнні солями важких металів»

Ситуація: Внаслідок потрапляння неочищених стічних вод промислового підприємства у ставкове господарство, де вирощується короп, зафіксовано різке підвищення концентрацій токсичних неорганічних сполук – купрум(II) сульфату та плумбум(II) нітрату. При огляді риби іхтіопатолог виявив масове виділення зябрового слизу, синюшність та ознаки асфіксії (задухи) риби через коагуляцію білків дихального епітелію. Для екстреного зв'язування йонів металів у водному середовищі гідробіолог запропонував внести у воду білково-активні кормові змиви (робочі розчини казеїну або альбуміну), а ложе ставка обробити кальцій гідроксидом (вапном) для переведення залишків солей у нерозчинні гідроксиди.

Завдання:

1. Поясніть з погляду неорганічної та біоорганічної хімії, чому білки альбумін і казеїн є ефективними антидотами проти йонів важких металів (Cu^{2+} , Pb^{2+} , Hg^{2+}). Що відбувається зі структурою білка риби при контакті з металом?

2. Обґрунтуйте з погляду гідрохімії, чи є утворений мінерально-органічний комплекс білок-метал абсолютно стабільним, якщо у придонних шарах ставка внаслідок гниття органіки відбудеться різке закиснення середовища (рН впаде до 4,5–5,0)? Чи можлива реінтенсифікація токсикантів?

Кейс №2: «Оптимізація біотехнологічного процесу ізоелектричного осадження білків рибного силосу при виробництві кормових добавок»

Ситуація: На рибопереробному підприємстві впроваджується безвідходна технологія: відходи оброблення риби піддають

ферментативному розщепленню для отримання амінокислотних паст. Для виділення розчиненого м'язового білка та казеїнових компонентів зі стічних вод цеху з метою зниження БПК (біологічного споживання кисню) необхідно провести ізоелектричне осадження. Відомо, що середня ізоелектрична точка суміші рибних білків лежить у слабнокислому діапазоні ($\text{pH} = 4,7$). На складі очисних споруд є технічна хлоридна кислота та кальцій гідроксид. Хімік-технолог має налаштувати систему автоматичного дозування реагентів.

Завдання:

1. Дайте визначення поняттю «ізоелектрична точка білка». Чому саме в цій точці гідрофільна макромолекула повністю втрачає свій сумарний електричний заряд, гідратну оболонку та коагулює без руйнування первинного ланцюга?

2. Який реагент – кислоту чи луг – має використати технолог, якщо вихідні промивні води мають слаболужну реакцію ($\text{pH} = 8,2$)? Поясніть, у який бік (збільшення чи зменшення концентрації іонів Гідрогену) потрібно змістити pH середовища.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 15

Тема: Підсумкова контрольна робота.

Мета заняття: Контроль, узагальнення та систематизація знань студентів з теоретичних основ органічної хімії та їхнього безпосереднього практичного застосування в рибогосподарській галузі.

Перевірка вміння аналізувати хімічний склад кормів, біохімічну цінність ліпідів, вуглеводів і протеїнів для гідробіонтів, оцінювати динаміку біохімічних процесів у травному тракті та м'язових тканинах риб.

Оцінка навичок самостійного розв'язання технологічних, іхтіотоксикологічних та екологічних кейсів, пов'язаних із функціонуванням індустриальних комплексів, ставкових господарств та систем замкнутого водопостачання

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 16

Тема: Органолептичний аналіз та визначення фізичних властивостей води.

Мета заняття

Закріпити знання про фізико-хімічні показники якості води, сутність та стандарти органолептичного аналізу; вивчити методику визначення кольоровості, каламутності, запаху, смаку та прозорості водних систем. Експериментально опанувати базові інструментальні та візуальні методи оцінки фізичних властивостей природної, питної та технологічної води, навчитися інтерпретувати отримані результати відповідно до санітарно-екологічних нормативів.

Контрольні запитання

1. Що таке органолептичний аналіз води? Які показники якості відносять до органолептичних?
2. Яка неорганічна речовина або шкала використовується як стандарт для якісної та кількісної оцінки кольоровості води? Що таке градус кольоровості?
3. Чим зумовлені запах і смак природних вод? Які бувають типи запахів (природні та штучні)?
4. За якою шкалою і в яких одиницях оцінюється інтенсивність запаху та смаку води в лабораторній практиці?
5. Що таке каламутність і прозорість води? Які речовини (органічні та мінеральні) впливають на ці показники?
6. Опишіть методи визначення прозорості води.
7. Як температура води впливає на її фізико-хімічні властивості, розчинність неорганічних газів та кінетику біохімічних процесів?
8. Яка різниця між зваженими речовинами та сухим залишком води з погляду дисперсності систем?
9. Які існують неорганічні коагулянти для зниження каламутності та кольоровості води на очисних спорудах?
10. Чому органолептична оцінка завжди є першим і обов'язковим етапом будь-якого комплексного аналізу води?

Інструктивно-методичні матеріали

У промисловій екології, комунальному господарстві та експлуатації технологічного обладнання первинний контроль фізичних властивостей води дозволяє оперативно виявити аварійні зміни в системі:

Запах як індикатор хімічного забруднення. Поява специфічних неорганічних або органічних запахів (наприклад, запах сірководню H_2S , амоніаку NH_3 або хлору Cl_2) свідчить про гнильні процеси у джерелі або про порушення дозування реагентів на стадії знезараження. Інтенсивність запаху оцінюється за 5-бальною шкалою експертним шляхом при різних температурах ($20^{\circ}C$ та $60^{\circ}C$).

Кольоровість і мінеральні домішки. Висока кольоровість природних вод часто пов'язана з наявністю гумусових речовин або неорганічних сполук

заліза (зокрема, іонів Fe^{3+} , які надають воді жовтувато-бурого відтінку). Контроль кольоровості здійснюється шляхом порівняння з платиново-кобальтовою або імітуючою хромово-кобальтовою шкалою.

Каламутність і оптична густина. Каламутність води зумовлена наявністю дрібнодисперсних мінеральних частинок (глина, пісок, мул) або мікродоростей. У сучасних лабораторіях цей показник визначають не лише візуально, а й інструментально – фотометричним методом (нефелометрією), вимірюючи інтенсивність розсіяного світла, або за допомогою стандартного неорганічного поглинання світла суспензією каоліну чи формазину.

Експериментальна частина

Завдання 1. Визначення інтенсивності запаху, прозорості та каламутності зразків води.

Посуд та реактиви: Хімічні колби з притертими пробками (250 мл), лабораторні стакани, циліндри з плоским дном (висотою 30-50 см), стандартний шриффт (висота літер 3.5 мм), водяна баня, термометри; зразки води: №1 (водопровідна), №2 (з відкритого водоймища/річкова), №3 (технологічна стічна вода).

Хід роботи:

1. Визначення запаху води при 20°C та 60°C: У колбу налейте 100 мл досліджуваної води, закрийте пробкою і збовтайте коловими рухами. Відкрийте колбу і визначте характер та інтенсивність запаху в балах. Потім підігрійте цю колбу на водяній бані до 60°C, знову збовтайте і зафіксуйте зміну інтенсивності запаху. Повторіть для інших зразків.

2. Визначення прозорості за методом «шрифту»: Налийте досліджувану воду у градуйований скляний циліндр з плоским дном. Розташуйте циліндр нерухомо над стандартним друкованим шрифтом на відстані 4 см від дна. Дивлячись через стовп води зверху вниз, обережно зливайте або доливайте воду доти, доки шриффт стане чітко видимим і читабельним. Виміряйте висоту стовпа води в сантиметрах за допомогою лінійки.

3. Оцінка каламутності (візуально-порівняльний метод): Порівняйте зразки води у промитих однакових стаканах на білому тлі при якісному бічному освітленні. Охарактеризуйте каламутність термінами: *прозора*, *слабкоопалесцентна*, *опалесцентна*, *слабкокаламутна*, *каламутна*, *дуже каламутна*.

Номер зразка води	Характер та інтенсивність запаху при 20°C / 60°C (бали)	Прозорість води за шрифтом (висота стовпа, см)	Каламутність (візуальна оцінка)	Орієнтовна відповідність санітарним нормам
Зразок №1				
Зразок №2				
Зразок №3				

Висновок: Дайте порівняльну характеристику фізичних властивостей досліджених зразків води. Поясніть, чому підігрівання води до 60°C посилює її запах.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Усунення каламутності технологічної води методом неорганічної коагуляції на очисних спорудах»

Ситуація: Через тривалі зливи та ерозію ґрунту каламутність річкової води, що надходить на водоочисну станцію підприємства, зросла у 10 разів через високий вміст мінеральних колоїдних частинок алюмосилікатів (глини). Візуально вода стала темно-жовтою, а прозорість за шрифтом впала до 5 см. Начальник зміни прийняв рішення ввести в систему неорганічний коагулянт – алюміній сульфат $Al_2(SO_4)_3$.

Завдання:

1. Опишіть фізико-хімічний зміст процесу коагуляції. Чому дрібні мінеральні частинки глини випадають в осад під дією тризарядних іонів Алюмінію (Al^{3+})?

2. Запишіть рівняння реакції гідролізу алюміній сульфату у воді, що призводить до утворення об'ємного драглистого осаду алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$, який адсорбує на собі каламуть.

3. Запропонуйте метод контролю ефективності коагуляції: які два органолептичні/фізичні показники води має виміряти лаборант після завершення процесу відстоювання?

Кейс №2: «Ідентифікація джерела аварійного забруднення підземного неорганічного водозабору»

Ситуація: З артезіанської свердловини, яка забезпечує водою тваринницький комплекс, почала надходити вода з вираженим гнильним запахом (інтенсивність 4 бали), що нагадує запах тухлих яєць, та помітною чорною опалесценцією. Хімік-аналітик висловив припущення, що відбулося просачування стічних вод через пошкодження пласта, внаслідок чого неорганічні сульфати під дією бактерій відновилися до токсичного сірководню, який взаємодіє з іонами заліза у воді.

Завдання:

1. До якого типу запахів (природного чи штучного походження) належить запах сірководню? Опишіть біологічну небезпеку наявності H_2S у питній воді.

2. Поясніть появу чорного відтінку та каламутності води: яка малорозчинна мінеральна сіль утворюється при взаємодії сірководню з розчиненими солями феруму(II) (наприклад, FeSO_4)? Запишіть молекулярне рівняння цієї реакції.

3. Який термічний або хімічний неорганічний метод можна запропонувати для видалення цього запаху та каламутності на етапі водопідготовки?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 17

Тема: Вимірювання водневого показника та загальної мінералізації води.

Мета заняття

Закріпити знання про теоретичні основи водневого показника (рН), теорію електролітичної дисоціації неорганічних електролітів та природу електропровідності розчинів; вивчити принципи роботи рН-метра (потенціометрія) та кондуктометра/TDS-метра (кондуктометрія). Експериментально опанувати методику калібрування приладів за допомогою стандартних буферних розчинів, виконати точні вимірювання рН та загального вмісту солей (TDS) у зразках води різного походження, а також навчитися інтерпретувати отримані дані згідно з технологічними та санітарними нормами.

Контрольні запитання

1. Що таке водневий показник (рН)? За якими формулами розраховують значення рН та рОН для розчинів кислот і лугів?
2. Який зв'язок існує між концентрацією іонів Гідрогену $[H^+]$ та рухливістю іонів у водному середовищі?
3. Опишіть принцип потенціометричного вимірювання рН. Які електроди (вимірювальний та порівняння) використовуються в сучасних комбінованих скляних електродах?
4. Чому перед початком роботи з рН-метром обов'язково проводять його калібрування (градування)?
5. Що таке загальна мінералізація води? У яких одиницях вона вимірюється?
6. Поясніть фізико-хімічний принцип кондуктометрії. Як питома електропровідність розчину пов'язана з концентрацією розчинених неорганічних солей?
7. Чому показання кондуктометрів та рН-метрів залежать від температури розчину? Що таке автоматична температурна компенсація?
8. Які значення рН та мінералізації встановлені чинними санітарними нормами (ДСанПіН) для питної води?
9. Як висока мінералізація (солевміст) технологічної води впливає на процеси утворення накипу та корозію мінеральних стінок теплообмінного обладнання?
10. Чому дистильована вода, що тривалий час контактувала з повітрям, часто має значення рН < 7? Який неорганічний газ викликає цей ефект?

Інструктивно-методичні матеріали

При експлуатації промислових систем водопідготовки, контролі якості гідропонних розчинів та моніторингу екологічного стану водойм інструментальні вимірювання рН та солевмісту є основними експрес-методами оцінки стабільності систем:

Потенціометрія та корозійний контроль. Значення рН технологічної води безпосередньо впливає на швидкість руйнування металів. У кислих

середовищах ($\text{pH} < 6$) відбувається інтенсивна корозія з водневою деполаризацією. Навпаки, підтримка слаболужного середовища ($\text{pH} = 8.5-9.5$) за допомогою дозування неорганічних нелетких лугів або фосфатів сприяє пасивації поверхонь – утворенню захисної мінеральної плівки оксидів на металі.

Кондуктометрія та солевміст (TDS). Кондуктометричний метод вимірює здатність розчину проводити електричний струм, яка залежить від концентрації гідратованих неорганічних аніонів (Cl^- , SO_4^{2-} }, HCO_3^-) та катіонів (Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+}). Прилад (TDS-метр) автоматично перераховує електропровідність у масову концентрацію солей за допомогою стандартного неорганічного коефіцієнта (зазвичай за кухонною сіллю NaCl).

Буферні системи в аналізі. Для забезпечення точності потенціометрії прилади калібрують за стандартними неорганічними буферними розчинами (наприклад, калію гідротартрат, калію дигідрофосфат + натрію гідрофосфат, натрію тетраборат). Ці системи здатні зберігати постійну концентрацію іонів Гідрогену при додаванні невеликих кількостей мінеральних кислот чи лугів або при розведенні, що робить їх еталонами точкової шкали pH .

Експериментальна частина

Завдання 1. Калібрування приладів та потенціометричне і кондуктометричне дослідження зразків води.

Посуд та реактиви: Лабораторний pH -метр зі скляним електродом, портативний кондуктометр/TDS-метр, хімічні стакани (50 мл та 100 мл), промивалка з дистильованою водою, фільтрувальний папір; стандартні буферні розчини ($\text{pH} = 4.01, 6.86, 9.18$), зразки води для аналізу: №1 (дистильована), №2 (водопровідна), №3 (мінеральна столова/бутильована), №4 (природна поверхнева/ставкова).

Хід роботи:

1. Підготовка та калібрування pH -метра: Ретельно промийте скляний електрод дистильованою водою з промивалки, обережно видаліть залишки вологи фільтрувальним папером (не терти електрод!). Опустіть електрод у стакан зі стандартним буферним розчином ($\text{pH} = 6.86$). Після стабілізації показів зафіксуйте значення. За потреби проведіть калібрування за двома точками ($\text{pH} = 4.01$ або 9.18).

2. Потенціометричне вимірювання зразків: У чисті сухі стакани налийте по 30 мл досліджуваних зразків води №1–4. Послідовно занурюйте електрод у кожен зразок, витримуючи 1–2 хвилини до повної стабілізації показів на дисплеї. Між вимірюваннями обов'язково промивайте електрод дистильованою водою та обсушуйте папером. Запишіть значення pH та температури.

3. Кондуктометричне визначення мінералізації (TDS): Увімкніть TDS-метр, промийте його датчик дистильованою водою. Почергово занурюйте прилад у стакани зі зразками води №1–4. Зафіксуйте значення загального солевмісту в mg/dm^3 (ppm) та питомої електропровідності.

Номер зразка	Походження води	Температура розчину (°C)	Вимірне значення рН	Характер середовища	Загальна мінералізація (мг/дм ³)	Оцінка ступеня мінералізації води
Зразок №1						
Зразок №2						
Зразок №3						
Зразок №4						

Висновок: Дайте оцінку якості досліджених зразків води на основі інструментальних даних. Порівняйте значення солемісту дистильованої та мінеральної води, поясніть причину відмінностей електропровідності з погляду концентрації неорганічних іонів.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Аналіз відхилень рН та солемісту у закритих системах неорганічного оборотного водопостачання»

Ситуація: На промисловому підприємстві в контурі охолодження компресорних установок використовується оборотна вода. Під час планового аналізу лаборант зафіксував, що за два тижні роботи значення рН води знизилося з 7.4 до 5.8, а загальна мінералізація за TDS-метром зросла з 250мг/дм³ до 780 мг/дм³. Інженер-технолог припустив, що відбулося аварійне потрапляння димових газів котельні через мікротріщини в теплообміннику, які містять неорганічні оксиди неметалів Сульфуру (SO₂) та Карбону (CO₂).

Завдання:

1. Поясніть хімічний механізм зниження рН води: які мінеральні кислоти утворюються при взаємодії оксидів SO₂ та CO₂ з водою? Запишіть відповідні рівняння реакцій та їхньої дисоціації.

2. Чому руйнування мінеральних стінок обладнання та розчинення металів призводить до різкого зростання показника мінералізації? Іони яких типів накопичуються в розчині?

3. Запропонуйте метод хімічної корекції: який неорганічний реагент потрібно додати в систему для відновлення оптимального слаболужного рН, і як це вплине на подальшу мінералізацію?

Кейс №2: «Контроль якості дистильованої води для приготування аналітичних реагентів хімічної лабораторії»

Ситуація: Для приготування точних титрованих розчинів мінеральних кислот акредитована лабораторія використовує воду з промислового дистильатора. Лаборант виміряв солеміст отриманої води, і TDS-метр показав 18 мг/дм³, що суттєво перевищує норму для дистильованої води за ДСТУ (не більше 5 мг/дм³). При вимірюванні рН значення становило 5.2.

Начальник лабораторії запідозрив несправність системи фільтрації або закипання й «перекидання» мінералізованої водопровідної води разом із паром в куб конденсатора.

Завдання:

1. Про що свідчить високий вміст солей (18 мг/дм^3) дистильованої води? Які неорганічні солі (наприклад, карбонати чи сульфати Кальцію та Магнію) могли потрапити в дистилат з вихідної твердої води?

2. Поясніть значення $\text{pH} = 5.2$: чи є таке кисле середовище наслідком лише розчинення атмосферного вуглекислого газу, чи це може бути зумовлено винесенням летучих мінеральних домішок? Запишіть рівняння рівноваги системи.

3. Яке рішення має прийняти персонал: чи можна використовувати таку воду для високоточного неорганічного аналізу? Запропонуйте спосіб додаткового очищення води.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 18

Тема: Комплексометричне визначення загальної, карбонатної та некарбонатної твердості води.

Мета заняття

Закріпити знання про хімічну природу твердості води та її класифікацію (загальна, карбонатна, некарбонатна); вивчити теоретичні основи комплексометрії (трилонометрії) та механізм дії металохромних індикаторів. Експериментально опанувати методику прямого комплексометричного титрування іонів Кальцію та Магнію, навчитися розраховувати всі види твердості води та оцінювати її якість відповідно до нормативних вимог.

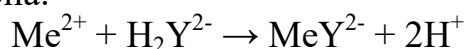
Контрольні запитання

1. Що таке твердість води? Іонами яких саме неорганічних елементів вона зумовлена?
2. Яка різниця між карбонатною (тимчасовою) та некарбонатною (постійною) твердістю води з погляду аніонного складу?
3. Які хімічні процеси відбуваються при кип'ятінні води, що містить гідрокарбонати Кальцію та Магнію? Запишіть рівняння реакцій.
4. У яких одиницях виражається твердість води в аналітичній хімії?
5. Охарактеризуйте хімічну будову Трилону Б. Чому він є універсальним комплексоутворювачем?
6. Який механізм дії металоіндикаторів у комплексометричному титруванні? Як змінюється колір розчину в точці еквівалентності?
7. Чому комплексометричне визначення твердості води обов'язково проводять у присутності амонійного буферного розчину?
8. Як висока твердість води впливає на побутові процеси (витрата мила, приготування їжі) та роботу теплоенергетичного обладнання?
9. Назвіть основні промислові та лабораторні методи зм'якшення води (реагентний, іонообмінний).
10. За якими значеннями загальної твердості воду класифікують на м'яку, середньої жорсткості, жорстку та дуже жорстку?

Інструктивно-методичні матеріали

У хіміко-аналітичному контролі виробництва та екологічному моніторингу комплексометрія є еталонним методом завдяки високій точності та стехіометричності утворення внутрішньоконпліксних сполук (хелатів):

Принцип комплексоутворення. При додаванні Трилону Б до води, що містить іони Ca^{2+} та Mg^{2+} , утворюються дуже стабільні, розчинні у воді безбарвні неорганічно-органічні конпліксонати металів у співвідношенні 1:1 незалежно від заряду катіона:



Роль рН середовища та заважаючих іонів. Стабільність конпліксів Магнію з ЕДТА значно нижча, ніж у Кальцію, тому повне титрування обох іонів можливе лише строго в лужному середовищі при $\text{pH} = 9.5-10.0$. Для

підтримки цього значення використовують амонійний буферний розчин ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$). Якщо у воді присутні домішки важких металів (Fe^{3+} , Cu^{2+} , Mn^{2+}), вони можуть необоротно зв'язати («затруїти») індикатор. Для їхнього маскуваннн додають неорганічні реагенти-осаджувачі, наприклад, натрій сульфід (Na_2S).

Розрахунок балансу твердості. Загальну твердість ($T_{\text{заг}}$) визначають комплексометрично. Карбонатну твердість ($T_{\text{карб}}$) оцінюють ацидиметрично – титруванням хлоридною кислотою (HCl) у присутності метилового оранжевого (визначення лужності води). Некарбонатну (постійну) твердість ($T_{\text{пост}}$) розраховують як математичну різницю:

$$T_{\text{пост}} = T_{\text{заг}} - T_{\text{карб}}$$

Експериментальна частина

Завдання 1. Комплексометричне титрування та розрахунок загальної твердості досліджуваних зразків води.

Посуд та реактиви: Бюретки для титрування (25 мл), конічні колби (250 мл), мірні піпетки (50 мл), мірні циліндри; робочий розчин Трилону Б (концентрація $C = 0.05$ моль/дм³), амонійний буферний розчин ($\text{pH} = 10$), суха суміш індикатора еріохрому чорного Т з натрій хлоридом (1:100), зразки води: №1 (водопровідна), №2 (колодязна або джерельна).

Хід роботи:

1. **Підготовка бюретки:** Промийте бюретку дистильованою водою, а потім невеликою кількістю робочого розчину Трилону Б. Заповніть бюретку розчином Трилону Б до нульової позначки, перевіривши відсутність бульбашок повітря в носіку.

2. **Титрування зразка:** У конічну колбу для титрування відберіть піпеткою точний об'єм досліджуваної води №1 ($V_{\text{води}} = 50.0$ мл).

3. Додайте мірним циліндром 5 мл амонійного буферного розчину для створення необхідного неорганічного середовища та внесіть на кінчику шпателя (дрібку) індикатора еріохрому чорного Т. Струсіть колбу до розчинення індикатора – розчин має забарвитися в інтенсивний вино-червоний колір.

4. Повільно, при постійному коловому перемішуванні, титруйте вміст колби розчином Трилону Б з бюретки доти, доки вино-червоне забарвлення в одну краплю чітко не зміниться на стійкий синьо-фіолетовий або чистий синій колір.

5. Зафіксуйте об'єм Трилону Б ($V_{\text{Тр}}$), витрачений на титрування. Повторіть дослід ще двічі та знайдіть середнє значення об'єму. Проведіть аналогічні вимірювання для зразка води №2.

Номер зразка	Джерело походження води	Об'єм проби води $V_{\text{води}}$ (мл)	Об'єм Трилону Б за титруваннями (мл)	Середній об'єм $V_{\text{сер}}$ (мл)	Розрахована загальна твердість (ммоль/дм ³)	Оцінка твердості води
Зразок №1						
Зразок №2						

Математична обробка результатів: Розрахуйте загальну твердість води ($T_{\text{заг}}$, ммоль/дм³) за формулою:

$$T_{\text{заг}} = \frac{C_{\text{Тр}} \cdot V_{\text{сер}} \cdot 1000}{V_{\text{води}}}$$

де $C_{\text{Тр}}$ – молярна концентрація еквівалента розчину Трилону Б (0.05 ммоль/дм³).

Висновок: Порівняйте твердість двох зразків води. Зробіть екологічний висновок про придатність води для використання в промислових паросилових установках без попереднього зм'якшення.

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Розрахунок некарбонатної твердості та вибір неорганічних реагентів для зм'якшення шахтної води»

Ситуація: На аналіз у лабораторію водовідведення надійшла глибока шахтна вода. Комплексонометричним титруванням було встановлено, що її загальна твердість становить $T_{\text{заг}} = 9.2$ ммоль/дм³. Одночасно методом ацидиметрії (титруванням кислотою HCl) визначили карбонатну твердість, яка дорівнює $T_{\text{карб}} = 4.0$ ммоль/дм³. Технолог має розрахувати постійну твердість та визначити дозу неорганічної кальцинованої соди (Na_2CO_3) для повного усунення некарбонатної твердості.

Завдання:

1. Обчисліть некарбонатну (постійну) твердість шахтної води за наведеним балансом.

2. Поясніть хімізм реагентного усунення постійної твердості: які нерозчинні мінеральні сполі випадають в осад при додаванні соди до води, що містить кальцій сульфат (CaSO_4)? Запишіть молекулярне рівняння реакції.

3. Розрахуйте масу (в грамах) чистої соди Na_2CO_3 , яку необхідно додати на 1 м³ такої води для повного зв'язування іонів некарбонатної твердості.

Кейс №2: «Усунення дефектів аналізу при затруєнні індикатора іонами заліза у кар'єрних водах»

Ситуація: При проведенні комплексонометричного аналізу води з кар'єрного неорганічного стоку лаборант зіткнувся з проблемою: після додавання амонійного буфера та еріохрому чорного Т розчин набув брудно-бурого кольору, а при титруванні Трилоном Б колір взагалі не змінювався

навіть при великому надлишку реагенту (точка еквівалентності розмита).
Завтра інспекція. Старший науковий співробітник пояснив, що вода містить високі концентрації неорганічного заліза Fe^{3+} , яке заблокувало індикатор.

Завдання:

1. Опишіть суть явища «затруєння» або блокування металоіндикаторів іонами важких та перехідних металів. Чому комплекс Fe-Індикатор виявився міцнішим за комплекс Fe-ЕДТА?

2. Який допоміжний неорганічний реагент потрібно додати до проби води перед внесенням індикатора для усунення заважаючого впливу?

3. Запишіть рівняння реакції маскування іонів Fe^{3+} шляхом утворення стабільного неорганічного флуоридного комплексу.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 19

Тема: Визначення лужності води та її буферних властивостей.

Мета заняття

Закріпити знання про кислотно-основні рівноваги у водних розчинах, природу карбонатної системи та механізми буферної дії; вивчити методику ацидиметричного титрування для визначення вільної, загальної лужності та карбонатної твердості. Експериментально дослідити здатність природних і технологічних вод протидіяти зміні рН при додаванні мінеральних кислот або лугів, а також навчитися розраховувати буферну ємність гідрокарбонатної системи.

Контрольні запитання

1. Що таке лужність води? Іонами яких неорганічних сполук вона переважно зумовлена в природних водоймах?
2. Яка різниця між вільною та загальною лужністю води з погляду хімічної еквівалентності?
3. Чому значення загальної лужності для більшості природних вод практично збігається з величиною їхньої карбонатної твердості? У яких випадках це правило порушується?
4. Які хімічні процеси відбуваються при титруванні лужної води робочим розчином хлоридної кислоти у присутності фенолфталеїну та метилового оранжевого? Запишіть рівняння реакцій.
5. Що таке буферні системи? Які компоненти утворюють карбонатну буферну систему природних вод?
6. Запишіть рівняння хімічних реакцій, які пояснюють, як гідрокарбонат-іон нейтралізує надлишкові неорганічні іони Гідрогену та гідроксид-іони.
7. Що таке буферна ємність розчину? Від яких факторів (концентрація, співвідношення компонентів) вона залежить?
8. Яке екологічне значення має буферна ємність водойм при випаданні кислотних дощів або скиданні промислових стоків?
9. Чому при визначенні лужності води точку еквівалентності за метиловим оранжевим фіксують при рН = 4.5?
10. Як пов'язані між собою показники лужності, рН та вмісту вільного вуглекислого газу у воді?

Інструктивно-методичні матеріали

У промисловій гідрохімії, екологічному моніторингу та водопідготовці аналіз лужності та буферності є ключовим інструментом для прогнозування стабільності водних систем:

Хімізм ацидиметричного титрування. При визначенні лужності в аналізовану воду додають стандартний розчин неорганічної кислоти. Титрування за фенолфталеїном (рН = 8.3) завершується, коли всі карбонат-іони (CO_3^{2-}) переходять у гідрокарбонати. Титрування за метиловим оранжевим (рН = 4.5) триває до повного руйнування гідрокарбонат-іонів з

виділенням слабкої карбонатної кислоти, яка розпадається на воду та леткий неорганічний оксид CO₂:



Формування буферного захисту. Карбонатна буферна система є головним термодинамічним щитом біосфери. Вона утримує рН природних водойм у межах 6.5-8.5. Якщо у водойму потрапляє мінеральна кислота (наприклад, із шахтними водами), вона нейтралізується солями гідрокарбонатів. Буферна ємність за кислотою визначає, яку кількість сильної неорганічної кислоти може поглинути один літр води до того, як її рН стрімко впаде нижче критичного рівня.

Аналітичний взаємозв'язок з твердістю. Карбонатна твердість (T_{карб}), яка зумовлена гідрокарбонатами Кальцію та Магнію, чисельно дорівнює загальній лужності (L_{заг}), якщо лужність води сформована виключно цими солями. Якщо L_{заг} > T_{заг}, це вказує на присутність у воді значних кількостей карбонатів або гідрокарбонатів лужних металів (наприклад, питної соди NaHCO₃).

Експериментальна частина

Завдання 1. Ацидиметричне визначення вільної та загальної лужності води.

Посуд та реактиви: Бюретки (25 мл), конічні колби (250 мл), піпетки (50 мл); робочий розчин хлоридної кислоти (HCl, C = 0.1 моль/дм³), фенолфталеїн (0.1%), метиловий оранжевий (0.1%), зразки води: №1 (мінеральна лужна або водопровідна з додаванням соди), №2 (природна річкова).

Хід роботи:

1. Відберіть піпеткою 50.0 мл досліджуваної води №1 у конічну колбу. Додайте 2–3 краплі фенолфталеїну. Якщо розчин забарвився в рожевий колір, титруйте його розчином хлоридної кислоти з бюретки до повного знебарвлення. Запишіть об'єм кислоти (V₁). Якщо розчин залишився безбарвним, вільна лужність дорівнює нулю.

2. У цю ж саму колбу додайте 1–2 краплі метилового оранжевого. Розчин набуде жовтого забарвлення.

3. Продовжуйте титрувати пробу хлоридною кислотою з бюретки до переходу забарвлення з жовтого на стійкий оранжево-рожевий колір. Запишіть загальний об'єм кислоти (V₂), витрачений від самого початку титрування. Повторіть дослід для зразка №2.

Номер зразка	Об'єм проби води $V_{\text{води}}$ (мл)	Об'єм НСІ за фенолфталеїном V_1 (мл)	Загальний об'єм НСІ за метилоранжем V_2 (мл)	Вільна лужність $L_{\text{віль}}$ (ммоль/дм ³)	Загальна лужність $L_{\text{заг}}$ (ммоль/дм ³)	Карбонатна твердість (ммоль/дм ³)
Зразок №1						
Зразок №2						

Математична обробка результатів: Обчисліть загальну лужність води ($L_{\text{заг}}$, ммоль/дм³) за формулою:

$$L_{\text{заг}} = \frac{C_{\text{НСІ}} \cdot V_2 \cdot 1000}{V_{\text{води}}}$$

Завдання 2. Експериментальне дослідження буферних властивостей водних систем.

Посуд та реактиви: Лабораторний рН-метр, хімічні стакани (100 мл), магнітна мішалка, мікропіпетки; розчин хлоридної кислоти (НСІ, $C = 0.1$ моль/дм³), зразки: №1 (дистильована вода), №2 (досліджувана річкова або буферна гідрокарбонатна вода).

Хід роботи:

- У перший стакан налейте 50 мл дистильованої води, опустіть електрод рН-метра, увімкніть мішалку та виміряйте початкове значення рН₀.
- За допомогою мікропіпетки додайте до води 0.1 мл розчину НСІ. Витримайте 30 секунд і зафіксуйте кінцеве значення рН₁. Обчисліть зміну водневого показника ($\Delta\text{pH} = |\text{pH}_0 - \text{pH}_1|$).
- У другий стакан налейте 50 мл досліджуваної буферної води №2. Виміряйте початкове значення рН₀.
- Додайте 0.1 мл розчину НСІ, ретельно перемішайте та зафіксуйте нове значення рН₁. Порівняйте величини ΔpH для обох систем.

	Початкове значення рН ₀	Кінцеве значення рН ₁	Зміна показника ΔpH	Оцінка наявності буферних властивостей
Дистильована вода				
Природна вода				

Висновок: Поясніть причину різкої зміни рН у дистильованій воді та стабільності показника у природній воді. Опишіть роль неорганічних аніонів у підтримці кислотно-основної рівноваги.

Завдання 3. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Оцінка екологічної стійкості озера до кислих промислових скидів за показником лужності»

Ситуація: Внаслідок аварії на хімкомбінаті у відкрите міське озеро потрапив неорганічний стік, який містить розведену сульфатну кислоту. Екологічна інспекція терміново відібрала проби озерної води. Лабораторний аналіз показав, що після аварії загальна лужність води впала з 3.8 ммоль/дм^3 до 0.4 ммоль/дм^3 , проте значення рН води практично не змінилося і залишилося на рівні 6.8. Місцеві активісти стверджують, що аналізи сфальсифіковані, оскільки «кислота мала обов'язково зробити воду кислою».

Завдання:

1. Спростуйте або підтвердьте хімічну коректність твердження активістів. Чому значення рН води не змінилося суттєво, незважаючи на нейтралізацію великої кількості лужності?

2. Запишіть неорганічне рівняння реакції взаємодії сульфатної кислоти з неорганічним компонентом буфера – кальцій гідрокарбонатом.

3. Зробіть прогноз: що відбудеться з екосистемою озера (значенням рН та життєдіяльністю риби), якщо на наступний день у водойму потрапить навіть незначна додаткова кількість кислоти? Обґрунтуйте відповідь через поняття «виснаження буферної ємності».

Кейс №2: «Технологічний розрахунок дозування соди для стабілізації кислих шахтних вод»

Ситуація: На очисні споруди гірничо-збагачувального комбінату надходить кисла шахтна вода об'ємом $200 \text{ м}^3/\text{год}$. Значення її рН дорівнює 3.2, а загальна лужність відсутня. Для запобігання корозії магістральних трубопроводів та перед скиданням у річку технолог повинен створити у воді мінімальний буферний запас – підняти загальну лужність до рівня 2.0 ммоль/дм^3 . На складі є технічний неорганічний реагент – натрій карбонат.

Завдання:

1. Яка неорганічна ланка утворюється у воді при розчиненні натрій карбонату та його взаємодії з іонами Гідрогену кислого середовища? Запишіть іонне рівняння.

2. Розрахуйте необхідну кількість речовини карбонат-іонів (у молях), яку потрібно вводити в систему щогодини для досягнення заданої лужності води, враховуючи витрату води.

3. Обчисліть годинну масу (в кг) сухої технічної соди, яку має забезпечити дозатор очисної станції.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 20

Тема: Визначення вмісту розчиненого у воді кисню.

Мета заняття

Закріпити знання про процеси окиснення-відновлення, хімічні властивості розчиненого кисню та його екологічне значення. Експериментально опанувати техніку фіксації кисню, проведення йодометричного титрування з крохмалем як специфічним індикатором, навчитися розраховувати концентрацію розчиненого кисню та оцінювати ступінь насичення води киснем.

Контрольні запитання

1. Яка біологічна та екологічна роль розчиненого у воді кисню? Які чинники (температура, мінералізація) впливають на його розчинність?
2. У чому полягає суть явища заморів водойм? Як вміст кисню пов'язаний із процесами евтрофікації?
3. Чому визначення кисню за методом Вінклера починається з етапу «фіксації» безпосередньо на місці відбору проби? Які неорганічні реагенти для цього використовуються?
4. Запишіть рівняння реакції утворення бурого осаду мангану(IV) гідроксиду при взаємодії мангану(II) хлориду з киснем у лужному середовищі.
5. Яку роль відіграє неорганічна сульфатна або хлоридна кислота на етапі розчинення осаду? Яка речовина при цьому виділяється у вільній формі?
6. Опишіть хімізм фінального етапу – титрування виділеного йоду робочим розчином натрію тіосульфату. Запишіть окисно-відновне рівняння.
7. Чому індикатор крохмаль додають не на початку титрування йоду, а лише тоді, коли розчин набуває світло-жовтого (солом'яного) забарвлення?
8. Які неорганічні домішки заважають точному визначенню кисню за Вінклером, і чому?
9. У яких одиницях виражають вміст розчиненого кисню? Які мінімальні норми встановлені для водойм рибогосподарського призначення?
10. Які переваги та недоліки має метод Вінклера порівняно з амперометричним (електродним) методом вимірювання кисню (оксиметрією)?

Інструктивно-методичні матеріали

У гідрохімічному аналізі метод Вінклера є арбітражним завдяки високій стехіометричності послідовних редокс-перетворень:

Етап 1: Фіксація кисню. До проби води без доступу повітря додають солі мангану(II) та лужний розчин калію йодиду. Кисень окиснює манган до нерозчинної неорганічної сполуки мінливого складу, що випадає у вигляді бурого осаду.

Етап 2: Виділення йоду. При підкисленні сульфатною кислотою осад розчиняється, і манган(IV) окиснює йодид-іони до вільного йоду в кількості, еквівалентній розчиненому кисню.

Етап 3: Титрування. Вільний йод, що забарвлює розчин у бурий колір, титрують натрію тіосульфатом, який відновлює його назад до безбарвних іонів. Крохмаль утворює з йодом темно-синій комплекс, який у точці еквівалентності миттєво знебарвлюється, фіксуючи завершення реакції.

Експериментальна частина

Завдання 1. Фіксація кисню, розчинення осаду та йодометричне визначення його вмісту в пробах води.

Посуд та реактиви: Кисневі склянки або склянки Вінклера з притертими пробками (150-250 мл), бюретки (25 мл), конічні колби (250 мл), піпетки; розчин мангану(II) хлориду ($MnCl_2$, 25%), лужний розчин калію йодиду ($KI + NaOH$), сульфатна кислота (H_2SO_4 , 1:1), робочий розчин натрію тіосульфату ($Na_2S_2O_3$, $C = 0.01$ моль/дм³), розчин крохмалю (0.5%), зразки води.

Хід роботи:

1. Відбір проби та фіксація: Заповніть склянку Вінклера досліджуваною водою до самого верху (так, щоб утворився випуклий меніск і не залишилося бульбашок повітря. Опустивши носик піпетки на дно склянки, введіть 1 мл розчину $MnCl_2$ та 1 мл лужного розчину KI . Закрийте склянку пробкою так, щоб витіснити лишок води, і ретельно перемішайте коловими рухами. Утворюється бурий осад. Витримайте 10 хвилин для повного осадження.

2. Розчинення осаду: Відкрийте склянку та обережно внесіть під шар рідини 2 мл сульфатної кислоти. Закрийте склянку і перемішайте. Осад повинен повністю розчинитись, а рідина набуває інтенсивного жовто-бурого кольору вільного йоду.

3. Титрування: Піпеткою відберіть точний об'єм йодованого розчину ($V_{\text{проби}} = 100.0$ мл) у конічну колбу. Титруйте його розчином натрію тіосульфату з бюретки, постійно перемішуючи, доки бурий колір не перейде у світло-жовтий (солом'яний).

4. Додайте в колбу 1 мл розчину крохмалю. Розчин миттєво забарвиться в темно-синій колір. Продовжуйте титрувати тіосульфатом по краплях до повного і стійкого знебарвлення розчину. Зафіксуйте витрачений об'єм тіосульфату ($V_{\text{тіо}}$). Повторіть дослід.

Номер зразка	Об'єм проби для титрування $V_{\text{проби}}$ (мл)	Об'єм тіосульфату за титруваннями (мл)	Середній об'єм $V_{\text{сер}}$ (мл)	Розрахований вміст розчиненого кисню (мг/дм ³)	Санітарно-екологічна оцінка стану води
Зразок №1					
Зразок №2					

Математична обробка результатів: Обчисліть масову концентрацію розчиненого кисню (X , мг/дм³) за формулою:

$$X = \frac{C_{\text{тіо}} \cdot V_{\text{сер}} \cdot 8 \cdot 1000}{V_{\text{проби}}}$$

де $C_{\text{тіо}}$ – молярна концентрація розчину тіосульфату (0.01 моль/дм³).

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Розслідування причин масової загибелі риби у закритому ставку в літній період»

Ситуація: У серпні на місцевому риборозплідному ставку зафіксовано масовий замор товстолобика. Незалежна експертиза відібрала проби води на світанку. Температура води становила +26°C. Хімічний аналіз методом Вінклера показав, що на титрування 100 мл проби витрачено всього 0.4 мл натрію тіосульфату (0.01 моль/дм³). Місцевий агрокомплекс звинувачують у скиданні отрутохімікатів, проте еколог стверджує, що замор є природним наслідком нічного дихання синьо-зелених водоростей.

Завдання:

1. Розрахуйте фактичну концентрацію розчиненого кисню у ставковій воді за результатами титрування.

2. Порівняйте отримане значення з нормою для рибного господарства (не менше 4-6 мг/дм³). Зробіть висновок, чи міг такий вміст кисню стати прямою причиною асфіксії риби.

3. Поясніть добову динаміку кисню водоймах: чому саме на світанку спостерігається найнижчий рівень кисню, і яку роль у цьому відіграють процеси фотосинтезу та деструкції органіки неорганічними окисниками?

Кейс №2: «Корекція похибок аналізу Вінклера при високому вмісті неорганічного заліза в підземних водах»

Ситуація: Лаборант проводить визначення кисню у воді з глибокої артезіанської свердловини. Вода має високий вміст Fe^{2+} , які при контакті з повітрям швидко переходять у Fe^{3+} . Після підкислення і додавання крохмалю розчин тривалий час не знебарвлюється повністю, а синій колір постійно повертається через кілька секунд після закінчення титрування. Результати аналізу виявляються значно завищеними.

Завдання:

1. Поясніть хімічну причину похибки: як Fe^{3+} взаємодіють з калію йодидом у кислому середовищі, і чому це призводить до додаткового виділення вільного йоду внесок якого не пов'язаний з киснем? Запишіть рівняння реакції.

2. Який неорганічний реагент-комплексотворювач слід додати на етапі підкислення проби для надійного маскування іонів заліза?

3. Запишіть хімічну схему утворення стабільного безбарвного комплексу заліза, який більше не заважатиме йодометричному аналізу.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 21

Тема: Оцінка органічного забруднення води.

Мета заняття

Закріпити знання про редокс-рівноваги за участю оксигенвмісних аніонів Мангану, природу органічної речовини у воді (гумусові сполуки, антропогенні токсиканти) та поняття хімічного споживання кисню (ХСК). Експериментально опанувати техніку перманганатометричного титрування у кислому середовищі при нагріванні, навчитися класифікувати воду за ступенем її забруднення.

Контрольні запитання

1. Що таке окиснюваність води? У яких одиницях виражають цей аналітичний показник?
2. Чому для чистих питних вод використовують саме перманганатний метод?
3. Які групи органічних сполук (природного та антропогенного походження) формують окиснюваність поверхневих водойм?
4. Запишіть електронний баланс та повне рівняння реакції взаємодії калію перманганату з оксалатною кислотою у кислому середовищі.
5. Чому перманганатну окиснюваність визначають обов'язково при кип'ятінні розчину? Яка кінетична особливість цієї редокс-реакції?
6. Яку роль відіграє додавання строго еквівалентного чи надлишкового об'єму оксалатної кислоти (або солі Мора) у методі зворотного титрування?
7. Чому для створення кислого середовища використовують саме сульфатну кислоту, а не хлоридну чи нітратну?
8. Які неорганічні іони-відновники заважають аналізу органічного забруднення, і як враховують їхній внесок?
9. Як показник окиснюваності пов'язаний із біохімічним споживанням кисню та інтенсивністю процесів самоочищення водойм?
10. Які гранично допустимі концентрації (ГДК) за перманганатною окиснюваністю встановлені для питної води та водойм господарсько-побутового призначення?

Інструктивно-методичні матеріали

У системі екологічного моніторингу перманганатна окиснюваність є експрес-індикатором чистоти середовища завдяки специфіці зворотного редокс-титрування:

Етап 1: Окиснення органіки. До проби води додають відомий надлишок сильного неорганічного окисника – калій перманганату у присутності сульфатної кислоти. При кип'ятінні іони MnO_4^- руйнують легкоокиснювану органіку, відновлюючись до безбарвних іонів Мангану(II).

Етап 2: Введення відновника. До гарячого розчину додають точний об'єм стандартного розчину натрію оксалату або оксалатної кислоти. Кількість відновника має бути більшою за залишок перманганату, тому рожеве забарвлення повністю зникає.

Етап 3: Фінальне титрування. Надлишок оксалат-іонів, що не прореагував із перманганатом на першому етапі, титрують робочим розчином KMnO_4 з бюретки до появи стійкого блідо-рожевого забарвлення, яке утворюється першою надлишковою краплею титранту (метод є самоіндикаторним).

Експериментальна частина

Завдання 1. Визначення перманганатної окиснюваності (індексу Кубеля) у зразках природної та стічної води.

Посуд та реактиви: Конічні колби (250 мл), бюретки (25 мл), мікропіпетки, термостійкі плитки; розчин калію перманганату (KMnO_4 , $C = 0.01$ моль/дм³), розчин оксалатної кислоти ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $C = 0.01$ моль/дм³), розведена сульфатна кислота (H_2SO_4 , 1:3), пемза або скляні капіляри (для рівномірного кипіння), зразки води: №1 (артезіанська або водопровідна), №2 (річкова або очищена стічна).

Хід роботи:

1. **Окиснення:** У конічну колбу внесіть 100.0 мл досліджуваної води №1, додайте 5 мл розчину сульфатної кислоти та кілька шматочків капілярів. З бюретки додайте точно 10.0 мл розчину калію перманганату.

2. Нагрійте суміш до кипіння і кип'ятіть рівно 10 хвилин. Розчин повинен залишатися рожевим. (Якщо розчин знебарвився або побурів – кількість органіки занадто висока, пробу слід розвести дистильованою водою і повторити дослід спочатку).

3. **Відновлення:** До гарячого розчину піпеткою додайте 10.0 мл розчину оксалатної кислоти. Розчин повинен миттєво знебарвитися.

4. **Титрування:** Не даючи розчину охолонути (температура має бути не нижче +80°C), титруйте його з бюретки розчином калію перманганату до появи слабкого, але стійкого рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 30 секунд. Запишіть об'єм витраченого титранту ($V_{\text{титр}}$). Повторіть дослід для зразка №2.

Номер зразка	Об'єм проби $V_{\text{води}}$ (мл)	Введено KMnO_4 ($V_{\text{поч}}$, мл)	Введено $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($V_{\text{окс}}$, мл)	Витрата KMnO_4 на титрування $V_{\text{титр}}$ (мл)	Перманганатна окиснюваність (мг $\text{O}_2/\text{дм}^3$)	Клас якості водної системи
Зразок №1						
Зразок №2						

Математична обробка результатів: Обчисліть перманганатну окиснюваність ($O_{\text{перм}}$, мг $\text{O}_2/\text{дм}^3$), враховуючи, що 1мл 0.01М розчину KMnO_4 еквівалентний 0.08 мг кисню (за умови точної рівності концентрацій реагентів):

$$O_{\text{перм}} = \frac{V_{\text{титр}} \cdot 0,08 \cdot 1000}{V_{\text{води}}} = V_{\text{титр}} \cdot 0,8$$

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Аналіз причин незадовільної якості питної води у колодязях після весняного паводку»

Ситуація: У селі поблизу тваринницької ферми після танення снігу вода у колодязях набула жовтуватого відтінку. СЕС відібрала проби. Хімічний аналіз показав, що на зворотне титрування 100 мл колодязної води за методом Кубеля було витрачено 7.5 мл розчину калію перманганату (0.01 моль/дм³). Місцеві мешканці вважають, що у воду потрапили мінеральні добрива, але біолог підозрює вимивання гноївки та гумусу.

Завдання:

1. Розрахуйте перманганатну окиснюваність колодязної води. Порівняйте її з нормативом для питної води (не більше 5.0 мг О₂/дм³).

2. Про що свідчить таке високе значення окиснюваності? Які ризики для здоров'я людей виникають при знезараженні такої води хлором (утворення хлорорганічних токсикантів)?

3. Запропонуйте неорганічні методи попередньої підготовки води перед фільтрацією для зниження вмісту колоїдних органічних речовин.

Кейс №2: «Технологічна помилка лаборанта: ігнорування високої концентрації неорганічних хлоридів»

Ситуація: Молодий спеціаліст визначав окиснюваність солонуватої лиманної води з високим вмістом натрій хлориду (3 г/дм³). Під час 10-хвилинного кип'ятіння з перманганатом з'явився різкий запах, що нагадує відбілювач, а початковий рожевий колір швидко перейшов у брудно-коричневий. Лаборант записав максимальне органічне забруднення, проте головний технолог зафіксував грубу методичну помилку.

Завдання:

1. Поясніть природу побічного процесу: як іони Мангану(VII) взаємодіють із хлорид-іонами у сильноокислому середовищі при нагріванні? Запишіть редокс-рівняння.

2. Яка сполука зумовила специфічний запах і чому коричневий осад мангану(IV) оксиду спотворив результати зворотного титрування?

3. Які зміни у методику слід внести технологу для коректного визначення органіки у високомінералізованих або морських водах?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 22

Тема: Колориметричне визначення токсичних сполук Нітрогену.

Мета заняття

Закріпити знання про кругообіг Нітрогену у біосфері, процеси нітрифікації та денітрифікації, а також токсикологічне значення його неорганічних сполук; вивчити теоретичні основи закону Бугера-Ламберта-Бера та хімізм кольорових реакцій утворення азобарвників. Експериментально опанувати техніку побудови калібрувального графіка, проведення фотометричних вимірювань за допомогою спектрофотометра або фотоелектроколориметра (ФЕК) та навчитися розраховувати мікроконцентрації нітрит-іонів у досліджуваних пробах.

Контрольні запитання

1. Які основні джерела надходження токсичних сполук Нітрогену (нітритів, нітратів, амонійного азоту) у поверхневі та підземні води?
2. У чому полягає токсична дія нітритів на живі організми (явище метгемоглобінемії)? Чому нітрити вважаються значно небезпечнішими за нітрати?
3. Які базові положення закону Бугера-Ламберта-Бера? Що таке оптична густина розчину та молярний коефіцієнт поглинання?
4. Чому для визначення мікрокількостей нітритів використовують саме спектрофотометричні методи, а не класичне об'ємне титрування?
5. Опишіть хімізм реакції Грісса: які органічні неорганічно-модифіковані реагенти беруть участь у процесі діазування та азосполучення?
6. Яке забарвлення має утворений комплекс Грісса, і в якій області спектра лежить максимум його світлопоглинання?
7. Як здійснюють аналітичне відновлення нітрат-іонів до нітритів для їхнього подальшого сумарного фотометричного визначення? Які металеві редуктори (кадмієві колонки) для цього застосовують?
8. Що таке холоста (контрольна) проба, і чому її оптичну густина обов'язково враховують при налаштуванні приладу?
9. Для чого будують аналітичний калібрувальний графік? Які вимоги висуваються до лінійної залежності оптичної густини від концентрації?
10. Які гранично допустимі концентрації (ГДК) встановлені для нітрит- та нітрат-іонів у джерелах питного водопостачання?

Інструктивно-методичні матеріали

У гідрохімічному моніторингу фотометричне визначення нітритів базується на утворенні інтенсивно забарвленого рожево-пурпурного азобарвника (реакція Грісса):

Етап 1: Діазування. У сильноокислому неорганічному середовищі нітрит-іони реагують із сульфаніловою кислотою, утворюючи нестабільну сіль діафонію.

Етап 2: Азосполучення. Отримана катіонна сполука діазонію миттєво вступає в реакцію електрофільного заміщення з ароматичним аміном (1-нафтиламіном), формуючи стійкий водорозчинний азобарвник.

Інтенсивність рожевого забарвлення цього розчину є строго пропорційною кількості нітрит-іонів у вихідній воді, що дозволяє проводити точні вимірювання за допомогою фотоелектроколориметра.

Експериментальна частина

Завдання 1. Побудова калібрувального графіка та фотоколориметричне визначення нітрит-іонів у природній воді.

Посуд та реактиви: Фотоелектроколориметр (ФЕК) або спектрофотометр з кюветами ($l = 10-30$ мм), мірні колби (50 мл), піпетки; стандартний розчин натрію нітриту (NaNO_2 , з вмістом азоту 0.01 мг/см³), сухий або розчинений реагент Грісса (або суміш сульфанілової кислоти та 1-нафтиламіну в ацетатній кислоті), дистильована вода, досліджувані зразки води.

Хід роботи:

1. Приготування серії калібрувальних розчинів: У шість мірних колб місткістю 50 мл внесіть за допомогою мікропіпетки відповідно 0.0; 0.5; 1.0; 2.0; 3.0; 4.0 мл стандартного розчину натрію нітриту.

2. У кожену колбу додайте по 2 мл реагенту Грісса, доведіть об'єм розчинів до мітки дистильованою водою і ретельно перемішайте. Витримайте розчини 20 хвилин у темному місці для повного розвитку стабільного рожевого забарвлення. Колба з об'ємом 0.0 мл є холостою пробєю.

3. Вимірювання оптичної густини: Виміряйте оптичну густину кожного калібрувального розчину на ФЕК проти холостої проби при довжині хвилі $\lambda = 520-540$ нм у кюветах з товщиною робочого шару 20 мм. Побудуйте калібрувальний графік у координатах «Оптична густина (D) – Концентрація нітрит-іону (C, мг/дм³)».

4. Аналіз досліджуваної води: У мірну колбу на 50 мл відберіть 40 мл досліджуваної природної води, додайте 2 мл реагенту Грісса, доведіть до мітки дистильованою водою. Через 20 хвилин виміряйте оптичну густину досліджуваної проби ($D_{\text{досл}}$) в аналогічних умовах. За калібрувальним графіком знайдіть концентрацію нітритів.

Розчин	Об'єм стандартного розчину (мл)	Фактична концентрація нітритів C (мг/дм ³)	Оптична густина D ($\lambda=520$ нм)
№1 (Холостий)			
№2			
№3			
№4			
№5			
№6			
Проба води			

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Екологічна експертиза криничної води в зоні інтенсивного використання мінеральних добрив»

Ситуація: У фермерському господарстві, що спеціалізується на вирощуванні овочів, для підвищення врожайності масово застосовували неорганічні азотні добрива (амонійну селітру). Влітку мешканці прилеглого селища звернулися зі скаргами на погіршення самопочуття немовлят (синюшність шкіри). При фотометричному аналізі води з колодязя після відновлення нітратів на кадмієвому редукторі оптична густина проби з реагентом Грісса становила $D = 0.450$, що за калібрувальним графіком відповідає сумарній концентрації сполук Нітрогену 75 мг/дм^3 .

Завдання:

1. Оцініть отриманий результат, враховуючи, що ГДК для нітратів у питній воді становить 45 мг/дм^3 . Зробіть висновок про придатність води для пиття.

2. Поясніть біохімічний механізм зв'язку між високим вмістом нітратів у воді колодязя та виникненням тканинної гіпоксії у дітей (роль кишкової мікрофлори у відновленні нітратів до нітритів).

3. Запропонуйте інженерні та агрохімічні заходи для зменшення міграції токсичних мінеральних форм Нітрогену з полів у водоносні горизонти.

Кейс №2: «Методична проблема колориметрії: усунення каламутності та власного забарвлення природних вод»

Ситуація: Лаборант проводить екологічний моніторинг води з торф'яного болота. Вода має інтенсивний природний коричневий колір за рахунок високої концентрації неорганічно-стабілізованих гумусових кислот і містить дрібні колоїдні часточки мулу. При безпосередньому додаванні реагенту Грісса оптична густина виявляється аномально високою, проте контрольне сканування показує, що значна частина світлопоглинання зумовлена не азобарвником, а власною оптичною неоднорідністю проби.

Завдання:

1. Поясніть, чому каламутність та фонове забарвлення розчину порушують виконання закону Бугера-Ламберта-Бера і спотворюють результати фотометрії.

2. Які фізико-хімічні методи попередньої підготовки проби (наприклад, коагуляцію гідроксидом алюмінію або ультрафільтрацію через мембрани) слід застосувати для освітлення води без втрати іонів нітриту?

3. Як правильно провести компенсаційне фотометрування (використання проби досліджуваної води без додавання кольороутворюючого реагенту як розчину порівняння) для нівелювання впливу гумусових речовин?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 23

Тема: Визначення вмісту фосфатів та оцінка ризику евтрофікації («цвітіння») водойм.

Мета заняття

Закріпити знання про кругообіг Фосфору у гідросфері, лімітуючу роль фосфат-іонів у розвитку фітопланктону та хімізм процесів антропогенної евтрофікації. Експериментально опанувати техніку фотоколориметричного визначення ортофосфатів за інтенсивністю забарвлення молібденової сині, навчитися розраховувати концентрацію Фосфору у природних.

Контрольні запитання

1. Які головні джерела надходження неорганічних фосфатів у поверхневі водні об'єкти?
2. Що таке евтрофікація («цвітіння») води? Які екологічні та токсикологічні наслідки має масовий розвиток синьо-зелених водоростей (ціанобактерій)?
3. Чому саме Фосфор, а не Нітроген чи Карбон, найчастіше є лімітуючим елементом для росту біомаси у прісноводних екосистемах?
4. Опишіть хімізм утворення фосфоромолібденового гетерополікомплексу у сильноокислому неорганічному середовищі.
5. Які відновники неорганічної та органічної природи (аскорбінова кислота, олово(II) хлорид, сульфід натрію) застосовують для переведення жовтої гетерополікислоти у «молібденову синь»?
6. До якого ступеня окиснення відновлюється Молібден(VI) у складі синього змішановалентного комплексу?
7. У якій області спектра лежить максимум світлопоглинання молібденової сині, і який світлофільтр слід обрати для фотометрії?
8. Як впливає присутність силікат-іонів та арсенат-іонів на точність фосфатного аналізу, і як усувають заважаючий вплив Силіцію за допомогою регулювання кислотності?
9. Чому для збереження відібраних проб води на фосфати використовують консервацію сульфатною кислотою та зберігання при низьких температурах?
10. Які екологічні класифікації водойм існують за вмістом загального Фосфору?

Інструктивно-методичні матеріали

Фотометричний аналіз ортофосфатів базується на отриманні гетерополісполуки з її подальшим селективним відновленням:

Етап 1: Конденсація гетерополікислоти. При взаємодії ортофосфат-іонів із амоній молібдатом у присутності сульфатної кислоти утворюється жовта 12-молібдофосфорна гетерополікислота.

Етап 2: Відновлення («посиніння» комплексу). Під дією м'якого відновника (наприклад, аскорбінової кислоти у присутності калій антимонілтартрату як каталізатора) частина атомів Молібдену зі ступеня окиснення +6 відновлюється до +5. Утворюється стабільний інтенсивно-

синій забарвлений комплекс («молібденова синь»), структура якого містить змішановалентні молібденові октаедри. Оптична густина цього розчину в червоній області спектра підпорядковується закону Бугера-Ламберта-Бера.

Експериментальна частина

Завдання 1. Спектрофотометричне визначення ортофосфатів у природній воді та оцінка трофічного статусу.

Посуд та реактиви: Фотоелектроколориметр (ФЕК) або спектрофотометр, мірні колби (50 мл), піпетки; стандартний розчин калію дигідрофосфату (KH_2PO_4 , з концентрацією Фосфору 0.005 мг Р/см^3), комплексний молібдатний реагент (амоній молібдат в H_2SO_4), розчин аскорбінової кислоти (10%), досліджувані зразки води (із місцевого ставка чи річки).

Хід роботи:

1. Приготування серії стандартів: У шість мірних колб місткістю 50 мл внесіть відповідно 0.0; 0.2; 0.5; 1.0; 2.0; 4.0 мл стандартного фосфатного розчину.

2. У кожену колбу додайте по 2 мл неорганічного молібдатного реагенту та по 1 мл розчину аскорбінової кислоти. Доведіть об'єм дистильованою водою до мітки, перемішайте і залиште на 15 хвилин для розвитку стабільного синього забарвлення. Колба з 0.0 мл є холостою.

3. Фотометрування: Виміряйте оптичну густина (D) розчинів на спектрофотометрі проти холостої проби при довжині хвилі $\lambda = 690\text{-}710 \text{ нм}$ у кюветах з $l = 20 \text{ мм}$ чи 30 мм . Побудуйте аналітичний калібрувальний графік залежності D від концентрації Фосфору (мг Р/дм^3).

4. Аналіз досліджуваної води: 40 мл профільтрованої річкової або ставкової води внесіть у колбу на 50 мл, додайте аналітичні реагенти у тій самій послідовності, витримайте 15 хвилин та виміряйте оптичну густина. За графіком визначте масову концентрацію Фосфору.

Розчин	Об'єм стандарту (мл)	Концентрація Фосфору СР (мг/дм^3)	Оптична густина A ($\lambda=690 \text{ нм}$)	Трофічний клас (за шкалою Сакамото)
№1				—
№2				Оліготрофний (≤ 0.02)
№3				Мезотрофний (0.02-0.05)
№4				Евтрофний (0.05-0.10)
№5				Гіперевтрофний (> 0.10)
№6				Гіперевтрофний (> 0.10)
Проба води				

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Екологічний колапс міського озера через аварійний скид побутових стічних вод»

Ситуація: У міському парковому озері зафіксовано масову загибель риби (задуха), а сама вода набула інтенсивного зелено-брудної консистенції з неприємним гнильним запахом. Екологічна лабораторія відібрала проби води на аналіз ортофосфатів. За результатом вимірювань оптична густина проби у молібденово-синьому методі становила $D = 0.380$, що за калібрувальним графіком відповідає концентрації Фосфору 0.24 мг/дм^3 . Поряд з озером розташований автомийний комплекс та житловий масив.

Завдання:

1. Визначте трофічний статус міської водойми за шкалою Сакамото. Чи перевищено нормативи екологічної безпеки (еталонний фон чистих вод – до 0.05 мг/дм^3)?

2. Поясніть причинно-наслідковий ланцюг: як надлишок фосфатів з ПАР (поверхнево-активних речовин) призводить до нічного дефіциту розчиненого у воді кисню та мору іхтіофауни.

3. Які неорганічні реагенти-осаджувачі можна застосувати для хімічного зв'язування розчинних фосфатів у нерозчинні мінеральні шлами на очисних спорудах?

Кейс №2: «Аналітичний збій при аналізі шахтних вод з високим вмістом Силіцію»

Ситуація: Гідрохімік визначає фосфати у сильномінералізованій шахтній воді. Проба містить великі кількості розчинених силікатів ($\text{SiO}_3^{2-} = 40 \text{ мг/дм}^3$). Лаборант додав молібдат амонію за стандартною методикою, але підкислив розчин недостатньо (рН розчину виявився близьким до 2.0). Після введення відновника розчин набув аномально темно-синього кольору, який значно перевищує реальний вміст Фосфору, що підтвердили паралельні аналізи іншим методом.

Завдання:

1. Поясніть природу аналітичної помилки: які аналогічні гетерополікомплекси з Молібденом здатні утворювати іони Силіцію (Si(IV)) при недостатній неорганічній кислотності середовища?

2. Чому зниження рН розчину за допомогою концентрованої сульфатної або нітратної кислоти до значень рН = 0.5-0.7 руйнує силікомолібденову синь, але залишає стабільною фосфоромолібденову систему?

3. Запропонуйте хімічний алгоритм дій для аналітика з метою маскування або попереднього усунення заважаючого впливу високих концентрацій розчиненого Силіцію.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 24

Тема: Контроль вмісту іонів важких металів та заліза у рибогосподарських водоймах.

Мета заняття

Вивчити джерела антропогенного надходження важких металів та заліза у рибогосподарські водойми, їхню токсикологічну класифікацію та механізми біокумуляції в трофічних ланцюгах аквакультури; освоїти теоретичні основи комплексонометричного титрування та фотометричного аналізу з використанням специфічних органічних реагентів. Експериментально опанувати техніку кількісного визначення іонів Феруму за допомогою сульфосаліцилової кислоти та загального вмісту важких металів методом трилонометрії, навчитися оцінювати відповідність якості води суворим рибогосподарським нормативам.

Контрольні запитання

1. Чому рибогосподарські нормативи (ГДК) для важких металів є значно суворішими, ніж санітарно-гігієнічні вимоги до питної води?
2. Що таке біокумуляція та біоампліфікація? Як іони важких металів накопичуються в органах і тканинах риб і впливають на життєздатність їхтїофауни?
3. У чому полягає токсична дія надлишкових форм неорганічного та органічного Феруму на гідробіонтів?
4. Опишіть хімізм взаємодії іонів Феруму(III) із сульфосаліциловою кислотою в залежності від рН середовища (утворення моно-, ди- та трисульфосаліцилатних комплексів). Яке забарвлення має комплекс у лужному середовищі?
5. Який принцип лежить в основі комплексонометричного (трилонометричного) визначення суми важких металів? Що таке Трилон Б, і яка стехіометрія його взаємодії з двовалентними катіонами?
6. Які металохромні індикатори застосовують у комплексонометрії, і як фіксують точку еквівалентності?
7. Як впливає процес комплексоутворення з природними гумусовими та фульвокислотами на міграційну здатність та токсичність важких металів у водоймах?
8. Що таке «маточний» та «робочий» стандартні розчини солей металів, і як правильно здійснювати їхнє розведення для побудови калібрувального графіка?
9. Які методи попередньої підготовки проб води застосовують для руйнування стійких органічних комплексів металів перед аналізом?
10. Які інструментальні методи є арбітражними при визначенні ультрамікрокількостей екотоксикантів у гідробиології?

Інструктивно-методичні матеріали

У рибогосподарському моніторингу контроль вмісту Феруму найчастіше здійснюють фотометричним сульфосаліцилатовим методом. У лужному середовищі (рН = 9-11.5, створюється додаванням аміаку) сульфосаліцилова

кислота утворює з іонами Fe^{3+} стійкий трисульфосаліцилатний комплекс жовтого кольору.

Інтенсивність жовтого забарвлення пропорційна загальному вмісту Fe^{2+} попередньо окиснюють до Fe^{3+} за допомогою пероксиду водню.

Для експрес-оцінки сумарного забруднення водойми важкими металами (Cu + Zn + Pb + Ni) застосовують пряме або зворотне комплексонометричне титрування Трилоном Б при строго фіксованому рН в присутності аміачного буферного розчину.

Експериментальна частина

Завдання 1. Сульфосаліцилатовий фотометричний метод визначення загального Заліза у воді рибного ставка.

Посуд та реактиви: Спектрофотометр або фотоелектроколориметр (ФЕК), мірні колби (50 мл), піпетки, стандартний розчин солі Феруму(III) (0.01 мг Fe/см^3), розчин сульфосаліцилової кислоти (10%), концентрований розчин аміаку (25%), розчин пероксиду водню (H_2O_2 , 3%).

Хід роботи:

1. **Побудова калібрувальної кривої:** У серію мірних колб на 50 мл внесіть відповідно 0.0; 0.5; 1.0; 2.0; 3.0; 5.0 мл стандартного розчину Феруму.

2. У кожену колбу додайте по 5 крапель пероксиду водню, 2 мл розчину сульфосаліцилової кислоти і ретельно перемішайте. Додайте краплями розчин аміаку до появи стабільного жовтого забарвлення розчину + ще 2 мл надлишку. Доведіть об'єм дистильованою водою до мітки.

3. Виміряйте оптичну густину розчинів проти холостої проби (колба 0.0 мл) при $\lambda = 420\text{-}430 \text{ нм}$ (синій світлофільтр) у кюветі $l = 20 \text{ мм}$. Побудуйте графік у координатах «Оптична густина (D) – Концентрація Феруму (мг/дм^3)».

4. **Аналіз води:** Відберіть 40 мл досліджуваної води з рибогосподарського ставка, проведіть аналогічну хімічну підготовку з реагентами, виміряйте $D_{\text{досл}}$ та за графіком знайдіть концентрацію Феруму.

Розчин	Об'єм стандарту (мл)	Концентрація Заліза C_{Fe} (мг/дм^3)	Оптична густина D ($\lambda=430 \text{ нм}$)
№1 (Холостий)			
№2			
№3			
№4			
№5			
№6			
Проба води	—	$C_{\text{досл}} =$	$D_{\text{досл}} =$

Завдання 2. Групове розв'язання професійно-орієнтованих кейсів

Кейс №1: «Токсикологічна криза на форелевому господарстві через скид кислих шахтних вод»

Ситуація: На форелевому заводі, що використовує воду з гірської річки, зафіксовано аномальну поведінку риби: вона піднімається до поверхні, заковтує повітря, зябра покриті слизом коричневого кольору. Вище за течією річки відбувся витік кислих дренажних вод з покинутого залізородного кар'єру. Результати експрес-аналізу води сульфосаліцилатовим методом показали оптичну густину $D = 0.520$, що відповідає концентрації загального Заліза 1.35 мг/дм^3 . Рибогосподарський норматив ГДК для заліза становить 0.1 мг/дм^3 (для лососевих водойм).

Завдання:

1. Розрахуйте кратність перевищення норми ГДК. Зробіть екологічний висновок.

2. Опишіть біохімічний та фізіологічний механізм токсичної дії високих концентрацій неорганічного Заліза на дихальну систему лососевих риб (гідроліз заліза на зябрових пелюстках при зміні рН).

3. Запропонуйте неорганічні реагенти для нейтралізації кислотності та осадження розчинних сполук заліза у відстійниках перед подачею води в рибницькі басейни.

Кейс №2: «Маскування заважаючих факторів при трилонометричному аналізі стічних вод рибозаводу»

Ситуація: Хімік аналізує суму важких металів у стічних водах переробного цеху рибогосподарського підприємства комплексонометричним методом. Проба містить високі концентрації катіонів Кальцію та Магнію. При титруванні з індикатором еріохромом чорним Т при $\text{pH} = 10$ Трилон Б зв'язує одночасно і важкі метали, і солі жорсткості, що призводить до отримання хибно завищених результатів щодо токсикантів.

Завдання:

1. Поясніть, чому пряме комплексонометричне титрування за цих умов не є селективним для важких металів.

2. Які неорганічні маскуючі агенти слід ввести в систему для вибіркового блокування сторонніх іонів?

3. Опишіть, як зміна рН середовища дозволяє селективно визначати окремі компоненти неорганічних сумішей.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 25

Тема: Підсумкова модульна контрольна робота

Мета заняття

Узагальнити, систематизувати та перевірити теоретичні знання й експериментальні навички, набуті під час вивчення модулів з аналітичного контролю біогенного навантаження, вмісту важких металів та заліза у водних екосистемах; оцінити здатність самостійно інтерпретувати результати фізико-хімічного моніторингу та приймати рішення щодо екологічної безпеки гідросфери.

I. Спеціалізована література: гідрохімія та аналіз водного середовища

1. Хільчевський В. К., Осадчий В. І., Курило С. М. Основи гідрохімії : підручник. Київ : Ніка-Центр, 2012. 312 с.

2. Хільчевський В. К., Забокрицька М. Р. Хімічний аналіз та оцінка якості природних вод : навч. посіб. Луцьк : Вежа-Друк, 2021. 168 с.

3. Хільчевський В. К. Агروهідрохімія : підручник. Київ : ДІА, 2021. 176 с.

4. Методи гідроекологічних досліджень поверхневих вод / В. Д. Романенко, О. П. Жукинський, О. М. Журавльова та ін. ; під ред. В. Д. Романенка. Київ : Логос, 2006. 408 с.

5. Романенко В. Д. Основи гідроекології : підручник. Київ : Обереги, 2001. 728 с.

II. Фундаментальна загальна, неорганічна та органічна хімія

6. Мітрясова О. П. Органічна хімія : навч. посіб. Київ : Кондор, 2018. 418 с.

7. Ластухін Ю. О., Воронов С. А. Органічна хімія : підручник для вищих навчальних закладів. 4-те вид., стер. Львів : Центр Європи, 2009. 868 с.

8. Губський Ю. І. Біоорганічна хімія : підручник. Вінниця : Нова Книга, 2017. 464 с.

9. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник. Київ : Перун, 2007. 480 с.

10. Глінка М. Л. Загальна хімія : навч. посіб. Київ : Вища школа, 1982. 608 с.

III. Екологічний моніторинг водних систем, токсикологія та якість кормів

11. Клименко М. О., Бедункова О. О. Екологічний моніторинг водних екосистем : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2010. 272 с.

12. Бомко В. С., Бабенко С. П. Зоохімічний аналіз (методи дослідження кормів і продукції тваринництва) : навч. посіб. Біла Церква : БНАУ, 2015. 184 с.

13. Шерман І. М. Ставкове рибництво. Київ : Урожай, 1994. 236 с.
14. Арсан В. О., Гнатюк Н. В., Кирипенко Т. О. Сучасні методи дослідження в аквакультурі : навч. посіб. Херсон : ОЛДІ-ПЛЮС, 2018. 212 с.
15. ДСТУ 2284:2010 Вода рибогосподарська. Методи визначення показників якості. Київ : Держспоживстандарт України, 2011. 42 с.