

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
з організації самостійної роботи студентів
при вивченні дисципліни

«ГІДРОХІМІЯ»

для студентів II курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

Одеса – 2010

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
з організації самостійної роботи студентів
при вивченні дисципліни

«ГІДРОХІМІЯ»

для студентів II курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

«Затверджено»
методичною комісією
природоохоронного факультету
протокол № 9 від 17 травня 2010р.

Одеса – 2010

Методичні вказівки з організації самостійної роботи студентів при вивченні дисципліни «Гідрохімія» для студентів II курсу денної форми навчання, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»; рівень підготовки - бакалаври. / Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2010. – 44 с.

ЗМІСТ

1. Загальна частина.....	4
1.1. Мета і завдання дисципліни.....	4
1.2. Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт.....	5
1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.....	5
1.2.2. Перелік тем лабораторних робіт.....	7
1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімія»..	8
1.4. Перелік знань та умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімія»	9
1.5. Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів.....	10
2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань по СРС.....	12
2.1. Перелік завдань на самостійну роботу.....	12
2.2. Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу.....	12
3. Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів.....	29
4. Наукова робота студентів.....	34
5. Додатки.....	36

1. Загальна частина

1.1. Мета і завдання дисципліни.

Дисципліна «Гідрохімія» належить до циклу Б природничо-наукової підготовки, напрям підготовки – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», освітньо-кваліфікаційний рівень – бакалавр. «Гідрохімія» є нормативною дисципліною та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення інших фахових дисциплін.

Мета дисципліни – формування у студентів повного уявлення про теоретичні основи гідрохімії, про хімічний склад природних вод та закономірності його зміни під впливом природних та антропогенних факторів, про шляхи вирішення актуальних проблем регіональної та прикладної гідрохімії, а головне – формування бази знань сучасного стану гідрохімічних проблем та творчого відношення до їхнього вирішення.

Основні завдання дисципліни:

- дати студентам сучасні уявлення про фізико-хімічні процеси, що протікають між різними речовинами, які утримуються у природних водах;
- ознайомити зі впливом природних та антропогенних факторів на хімічний склад та властивості природних вод;
- ознайомити з принципами гідрохімічних досліджень природних та стічних вод;
- навчити студентів застосовувати результати гідрохімічних досліджень для оцінки якості води;
- розширити природно-науковий та утворити сучасний професійний світогляд.

Читання даної дисципліни базується на попередньому вивченні студентами «Неорганічної хімії», «Органічної хімії», «Прикладної математики», «Фізики з основами біофізики», «Гідробіології». Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивченні наступних навчальних дисциплін: «Оцінка, прогнозування та управління якістю вод рибогосподарських водойм», «Нормування навантаження на природні середовища».

Визначення гідрохімії як науки дав відомий гідрохімік О.О. Альокін та доповнив А.М. Ніканоров: гідрохімія – це наука, яка вивчає хімічний склад природних вод (гідросфери) та його зміну в часі та просторі у залежності від хімічних, фізичних, біологічних та антропогенних процесів.

Всі явища в літосфері, біосфері та атмосфері трапляються з участю води. За своїми фізичними, хімічними та біологічними властивостями вода займає виключне положення у природі. «Ми не знаємо в природі жодного твердого тіла, яке не включало би у своєму складі воду» – писав В.І. Вернадський.

Надзвичайна роль води пов'язана з її здатністю розчиняти, внаслідок чого утворюються складні розчини солей, газів, органічних речовин й колоїдів. Ця властивість води лежить в основі природного процесу хімічного вивітрювання корінних вивержених порід і формування осадкових, які складають верхні шари літосфери, забезпечуючи родючість й різноманітність ґрунтів на поверхні та процеси життєдіяльності гідробіонтів у природних водах.

Гідрохімія вивчає хімічний склад вод різноманітних природних та штучних об'єктів: атмосферних опадів, річок, озер, морів, океанів, водоймищ, підземних водоносних горизонтів. Визначення походження іонного складу води є важливим теоретичним питанням, а її хімічний склад при водопостачанні, гідротехнічному будівництві, зрошенні, веденні рибного господарства – практичним.

Систематичні гідрохімічні дослідження входять до комплексу заходів боротьби із забрудненням природних вод.

1.2. Перелік тем лекційного курсу та лабораторних робіт

1.2.1. Перелік тем лекційного курсу.

Розділ 1. Теоретичні основи гідрохімії.

Вступ. Ціль та завдання гідрохімії, її задачі на сучасному етапі і подальші перспективи розвинення. Роль гідрохімії у господарському розвитку України.

1.1. Вода як розчинник. Будова молекули води, її структура та ізотопний склад. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Міжмолекулярні взаємодії. Структура молекул води у різних агрегатних станах. Склад природної води.

1.2. Енергетика процесів розчинності. Поняття про внутрішню енергію, ентальпію, ентропію та вільну енергію Гіббса. Кінетика та рівновага у водних розчинах.

1.3. Загальна характеристика розчинів. Процес розчинності. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Теорія розбавлених розчинів. Осмос. Закони Рауля та Вант-Гоффа.

1.4. Особливості розчинів електролітів (солей, кислот, основ). Ізотонічний коефіцієнт. Електролітична дисоціація як хімічна рівновага розчинів. Ступінь дисоціації, константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Активність іонів у розчинах, іонна сила розчину. Добуток розчинності.

1.5. Іонізація води. Водневий показник (рН). Індикатори. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів. Буферні розчини.

1.6. Дисперсні системи, істинні та колоїдні розчини.

1.7. Окисно-відновний процес у водних розчинах. Стандартні електродні потенціали. Формула Нернста. Окисно-відновний потенціал. Гальванічні елементи. Електрометричне визначення рН водних розчинів. Електроліз водних розчинів. Електрохімічна корозія металів у водних розчинах.

Розділ 2. Хімічний склад природних вод.

2.1. Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація (за О.О. Альокіним та за А.М. Ніканоровим). Головні та другорядні, прямі та опосередковані фактори. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність.

2.2. Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розчинені гази. Вплив природних умов на якісний та кількісний вміст розчинених газів. Іони водню та окисно-відновний потенціал. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Головні іони. Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Біогенні речовини. Мікроелементи. Радіоактивність природних вод. Органічні речовини. Забруднювальні речовини. Мінералізація природних вод.

2.3. Класифікація природних вод за хімічним складом та мінералізацією (О.А. Альокіна, В.О. Олександрова, М.Г. Валяшко, В.О. Суліна та ін.). Графічні форми зображення результатів хімічного аналізу природних вод. Формула Курлова.

Розділ 3. Регіональна гідрохімія.

3.1. Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню.

3.2. Хімічний склад річкових вод та умови формування. Вміст газів, концентрація іонів водню, вміст головних іонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин та неоднорідність складу річкових вод. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Сток розчинених речовин .

3.3. Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні). Вміст газів, іонний склад, концентрація іонів водню.

3.4. Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. Вміст основних іонів та солоність. Зміст газів, концентрація іонів водню. Зміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини.

3.5. Особливості формування хімічного складу підземних вод.

Розділ 4. Основи прикладної гідрохімії.

4.1. Вимоги до складу води при її використанні. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал.

4.2. Джерела забруднення природних вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води.

4.3. Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень.

4.4. Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах.

Загальний обсяг годин, що відведений на лекційний курс – 17 годин; СРС – 9 годин на підготовку до лекцій + 5 годин на підготовку до контрольної роботи змістовного лекційного модулю «ЗМ – Л1».

Усього лекцій – 17 годин; СРС – 14 годин.

1.2.2. Перелік тем лабораторних робіт

Лабораторна робота №1 «Вступне заняття. Техніка безпеки при проведенні гідрохімічних досліджень. Визначення діоксиду вуглецю (CO_2), розчиненого у природній воді».

Лабораторна робота №2 «Розчинені у природній воді гази. Визначення розчиненого кисню O_2 у природній воді йодометричним методом (по Кубелю)».

Лабораторна робота №3 «Іони водню у природних водах. Водневий показник. Потенціометричний метод визначення рН у природній воді».

Лабораторна робота №4 «Головні іони, які містяться у природних водах. Визначення лужності природної води. Визначення хлорид-іонів (Cl^-) у природній воді аргентометричним методом».

Лабораторна робота №5 «Визначення сульфат-іонів (SO_4^{2-}) у природній воді методом титрування нітратом плюмбуму з дітизоном у якості індикатора».

Лабораторна робота №6 «Визначення вмісту іонів кальцію (Ca^{2+}) у природній воді та загальної твердості води трилонометричним методом. Визначення карбонатної твердості води (HCO_3^-) методом титрування соляною кислотою. Розрахунок вмісту іонів магнію (Mg^{2+}) та

некарбонатної твердості природної води. Розрахунок вмісту суми іонів натрію та калію ($K^+ + Na^+$) у природній воді».

Лабораторна робота №7 «Органічна речовина у природній воді. Визначення перманганатної окиснюваності природної води (ПО)».

Лабораторна робота №8 «Обробка результатів гідрохімічних досліджень, оформлення звіту в формі таблиці, класифікація природної води за хімічним складом та мінералізацією. Формула Курлова».

Загальний обсяг годин, що відведений на виконання лабораторних робіт – 34 години; СРС – 32 години на підготовку до лабораторних робіт + 10 годин на підготовку до 2-х контрольних робіт – практичних змістовних модулів «ЗМ – П1» та «ЗМ – П2».

Разом: Лабораторні роботи – 34 години; СРС – 42 години.

1.3. Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Гідрохімія»

ОСНОВНА ЛІТЕРАТУРА

1. Пелешенко В.І., Хільчевський В.К. Загальна гідрохімія: Підручник. – К. : Либідь, 1997.
2. Горєв Л.М. та інш. Гідрохімія України. – Київ.: Вища школа, 1995.
3. Алёкин О.А. Основы гидрохимии. – Л., 1970.
4. Никаноров А.М. Гидрохимия: Учебник. – Л., Гидрометеиздат, 1989.
5. Глинка Н.Л. Общая химия (Раздел «Вода. Растворы»). – Л.: Химия, 1985.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии (Раздел «Растворы»), Л.: Химия, 1988.
7. Васильєва М.Г. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Гідрохімія» для студентів II-го курсу природоохоронного факультету, напрям підготовки – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», рівень підготовки – бакалаври. – Одеса, ОДЕКУ, 2007.

Додаткова література

8. Федорова Г.В. Конспект лекцій „Гідрохімія і методи гідрохімічних досліджень” Дніпропетровськ – „Економіка”, 2006.
9. Гопченко Є.Д., Шахназарова Ж.Р. Конспект лекцій „Гідрохімія України”. Дніпропетровськ – „Економіка”, 2005.

10. Никаноров А.М., Посохов Е.В. Гидрохимия. Л., Гидрометеоиздат, 1985.
11. Справочник по гидрохимии / Под ред. А.М. Никанорова. – Л.: 1989.
12. Основы химии и технологи воды / Кульский Л.А., Отв. ред. Строкач П.П. – Киев : Наук. думка, 1991.
13. Алекин О.А., А.Д. Семенов, Б.А. Скопинцев. Руководство по химическому анализу вод суши. Гидрометеоиздат. Л., 1973.
14. Унифицированные методы анализа вод. Под общей редакцией д.х.н., проф. Ю.Ю. Лурье – М.: 1973.
15. Пилипенко А.Т., Посохов Е.В. Гидрохимия . – Л.: Гидрометеоиздат, 1985.
16. Кульский Л.А., Накорчевская В.Ф. Химия воды. Физико-химические процессы обработки природных и сточных вод. – Киев.: Вища школа, 1983.
17. Справочник по свойствам, методам анализа и очистке воды / Кульский Л.А. и др. – Киев: Наук. думка, 1980.

Посібники, підручники та конспекти лекцій є в наявності у бібліотеці ОДЕКУ, методичні вказівки до виконання лабораторних робіт є у достатній кількості на кафедрі хімії навколишнього середовища.

1.4. Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Гідрохімія»

Засвоєння дисципліни «Гідрохімія» повинне сприяти розвитку у студентів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних та біологічних процесів, які виникають у гідросфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад природних вод за оцінкою їх якості та за гідрохімічними дослідженнями. Потреба в кількісній оцінці регіональних закономірностей поведінки речовин, розчинених у природних водах пов'язана з практичною реалізацією ключових завдань, проблемою використання, охорони та відтворення водних біоресурсів.

Після вивчення дисципліни студент повинен знати:

- теоретичні основи гідрохімії – фізичні та хімічні властивості води, аномальні властивості води, ізотопний склад природної води, структуру води у різних агрегатних станах, енергетику процесів розчинності, хімічну кінетику та хімічну рівновагу у водних розчинах, властивості розчинів неелектролітів, електролітів, колоїдних розчинів, вплив гідролізу солей на реакцію середовища (рН) у водному розчині, електрохімічні процеси у водних розчинах;
- хімічний склад природної води;

- умови та фактори, які визначають формування хімічного складу природних вод;
- поняття про гідрохімічний режим водної екосистеми;
- особливості хімічного складу вод атмосферних опадів, річкової, озерної, морської, океанічної та підземної води;
- основи прикладної гідрохімії та методів гідрохімічних досліджень водних екосистем.

Основні вміння, які отримує студент:

- отримання результатів гідрохімічних досліджень у лабораторії;
- визначення хімічного складу природної води: вмісту розчинених газів, головних іонів, концентрації водневих іонів (рН), вмісту органічної речовини;
- вираження результатів хімічного аналізу води (складу іонів, розчинених газів, біогенних елементів, органічних речовин, мікроелементів у природних водах);
- визначення твердості води та методів її усунення;
- узагальнення матеріалів гідрохімічних досліджень;
- класифікації природних вод за хімічним складом та мінералізацією;
- оцінки якості води для різноманітних цілей;
- застосування правил техніки безпеки при виконанні гідрохімічних дослідів.

1.5. Перелік і графік контрольних заходів поточного контролю знань та вмінь студентів

Загальний обсяг навчального часу визначається освітньо-професійною програмою бакалавра та складається з: 17 год. – лекції, 34 год. – лабораторні заняття, 51 год. – самостійна робота студентів (СРС), залік, усього – 102 год.

Контроль поточних знань здійснюється на основі:

1. усного опитування на лекційних та лабораторних заняттях (УО),
2. виконанні письмових контрольних робіт (КР): 1 змістовного лекційного (теоретичного – «ЗМ-Л1») та 2-х змістовних лабораторних (практичних – «ЗМ-П1» та «ЗМ-П2») модулів,
3. складання протоколів лабораторних робіт (ЛР),
4. розв'язання задач у присутності викладача в лабораторії (РЗ) та виконання завдань біля дошки (КЗ),
5. двох атестацій,
6. у кінці III семестру – семестровий залік.

Окремою заліковою одиницею введений науковий модуль у відповідності до *Положення про врахування науково-дослідної роботи*

студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ, затвердженого 25.01.07.

Структура дисципліни «Гідрохімія» складена згідно із затвердженим навчальним планом:

- загальна кількість кредитів ECTS – 3,1+1науковий;
- кількість залікових одиниць - 2;
- модулі – лекційний, практичний (лабораторні заняття), наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 3.

Графік контрольних заходів з дисципліни “Гідрохімія”

№ тижня	Контролюючий показник та вигляд занять, на яких буде проведений контроль	
	Теоретична частина	Практична частина (лабораторні заняття)
1	УО	
2		УО; РЗ; КЗ; ЛР
3	УО	
4		УО; РЗ; КЗ; ЛР
5	УО	
6		УО; РЗ; КЗ; ЛР
7	Атестація I	
8		ЛР; КР (ЗМ-П1)
9	УО	
10		УО; РЗ; КЗ; ЛР
11	УО	
12		УО; РЗ; КЗ; ЛР
13	УО	
14	Атестація II	УО; РЗ; КЗ; ЛР
15	КР (ЗМ-Л1)	
16		ЛР; КР (ЗМ-П2)
17	Залік	

Умовні позначки:

УО – усне опитування під час лабораторних або лекційних занять;

РЗ – розв’язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;

КР – письмова контрольна робота;

КЗ – виконання завдання біля дошки;

ЛР – виконання лабораторної роботи та складання протоколу;

ЗМ – змістовний модуль.

2. Організація самостійної роботи по виконанню завдань для СРС

2.1. Перелік завдань на самостійну роботу

Згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.) завдання до СРС з дисципліни «Гідрохімія» надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу. Успішне вивчення курсу дисципліни може бути тільки при систематичній самостійній роботі студента та обов'язково повинне проводитись з виконанням вправ та розв'язанням тематичних задач.

2.2. Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу

2.2.1. Підготовка до змістовних модулів з дисципліни «Гідрохімія» включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1 та ЗМ-П2).

Вказівки щодо послідовності вивчення теоретичного матеріалу включають перелік питань до кожної з тем, на які необхідно звернути особливу увагу, а також поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу.

Для успішного засвоєння теоретичного матеріалу необхідно вести конспект лекцій, в якому в лаконічній формі та суворій послідовності викладені усі питання теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л1». Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділу1 «Теоретичні основи гідрохімії» студенти повинні знати:

- Ціль та завдання гідрохімії, її задачі на сучасному етапі і подальші перспективи розвинення. Роль гідрохімії у господарському розвитку України. Основна література [1, с. 4-9; 3, с. 5-8; 4, с. 5-11]. Додаткова література [8, с. 3-5; 9, с. 5-9; 10, с. 4-10].
- Властивості води, як розчинника. Будову молекули води, її структуру та ізотопний склад. Водневий зв'язок. Аномальні властивості води. Фізичні та хімічні властивості води. Міжмолекулярні взаємодії. Структуру води у різних агрегатних станах. Основна література [1, с. 10-14,19-23; 4, с. 27-34; 5, с. 197-205]. Додаткова література [8, с. 6-7; 10, с. 10-15].
- Енергетику процесів розчинності. Поняття про внутрішню енергію, ентальпію, ентропію та вільну енергію Гіббса. Хімічну кінетику та

рівновагу у водних розчинах. Основна література [1, с. 14-19; 4, с. 18-26; 5, с. 158-196].

- Загальну характеристику розчинів. Процеси розчинності. Способи вираження концентрації розчинів. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Теорію розбавлених розчинів. Осмос. Закони Рауля та Вант-Гоффа. Основна література [1, с. 23-28; 3, с. 11-15, 41-44; 4, с. 42-44; 5, с. 205-222]. Додаткова література [10, с. 16-20, 22-25].
- Особливості розчинів електролітів (солей, кислот, основ). Ізотонічний коефіцієнт. Електролітичну дисоціацію як хімічну рівновагу розчинів. Ступінь дисоціації, константа дисоціації. Закон розбавлення Оствальда. Активність іонів у розчинах, іонна сила розчину. Добуток розчинності. Основна література [1, с. 25, 28-30; 4, с. 37, 44-50; 5, с. 223-242]. Додаткова література [10, с. 20-22].
- Іонізація води. Водневий показник (рН). Індикатори. Гідроліз солей. Вплив гідролізуючих солей на рН розчинів. Основна література [1, с. 37-38, 73; 5, с. 243-255,]. Додаткова література [8, с. 11; 16, с. 35-42].
- Дисперсні системи, істинні та колоїдні розчини. Основна література [1, с. 26-27, 30-31; 4, с. 50-55; 5, с. 295-330]. Додаткова література [10, с. 23; 16, с. 44-65].
- Окисно-відновний процес у водних розчинах. Стандартні електродні потенціали. Формула Нернста. Окисно-відновний потенціал. Гальванічні елементи. Електрометричне визначення рН водних розчинів. Електрохімічна корозія металів у водних розчинах. Основна література [1, с. 36-37, 75-76; 5, с. 255-284, 536-543]. Додаткова література [16, с. 65-74].

Після вивчення розділу 2 «Хімічний склад природних вод» студенти повинні знати:

- Склад природних вод та фактори, що його визначають. Умови формування хімічного складу природних вод та їх класифікація (за О.О. Альокініним та за А.М. Ніканоровим). Першоджерела складу води. Походження катіонів та аніонів. Головні та другорядні, прямі та опосередковані фактори. Фізико-географічні фактори. Геологічні фактори. Фізико-хімічні фактори. Біологічні фактори. Антропологічні фактори. Гідрохімічна зональність. Основна література [1, с. 32-47; 3, с. 15-40; 4, с. 100-127]. Додаткова література [8, с. 8-14; 9, с. 10-16; 10, с. 49-66].
- Природна вода – багатокомпонентний розчин. Розчинені гази. Вплив природних умов на якісний та кількісний зміст розчинених газів. Іони водню та окисно-відновний потенціал. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у

природних водах. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах. Головні іони. Карбонатна та сульфатна системи. Роль карбонатної системи у водних об'єктах. Загальна, карбонатна та некарбонатна твердість води. Біогенні речовини. Органічні речовини. Мікроелементи. Радіоактивність. Забруднювальні речовини. Мінералізація природних вод. Основна література [1, с. 66-129; 3, с. 41-118; 4, с. 53-99]. Додаткова література [8, с. 15-31; 10, с. 25-49].

- Класифікацію природних вод за хімічним складом та мінералізацією (О.А. Альокіна, В.О. Олександрова, М.Г. Валяшко, В.О. Суліна та ін.). Обробку результатів хімічного аналізу природних вод. Формулу Курлова. Графічні форми зображення результатів хімічного аналізу природних вод. Основна література [1, с. 50-61; 3, с. 119-131; 4, с. 128-143]. Додаткова література [8, с. 32-42; 10, с. 66-72].

Після вивчення розділу 3 «Регіональна гідрохімія» студенти повинні знати:

- Хімічний склад атмосферних опадів. Аерозолі. Джерела утворення аерозолів в атмосферних опадах. Мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню. Основна література [1, с. 120-136; 3, с. 132-167; 4, с. 144-162]. Додаткова література [8, с. 42-43; 9, с. 27-33; 10, с. 73-80].
- Хімічний склад річкових вод та умови формування. Вміст газів, концентрація іонів водню, вміст головних іонів, мікрокомпонентів, органічної речовини, біогенних елементів, забруднювальних речовин та неоднорідність складу річкових вод. Гідрохімічна характеристика основних річок України. Стік розчинених речовин. Основна література [1, с. 148-190; 3, с. 221-277; 4, с. 162-206]. Додаткова література [8, с. 43-45; 9, с. 34-42; 10, с. 81-101].
- Загальна гідрохімічна характеристика озер (прісні, солонуваті та солоні) та штучних водоймищ. Вміст газів, іонний склад, концентрація іонів водню, мінералізація. Основна література [1, с. 191-225; 3, с. 280-327; 4, с. 206-243]. Додаткова література [8, с. 45-46; 9, с. 44-58; 10, с. 102-126].
- Загальні відомості про сольовий склад вод морів та океанів. Вміст основних іонів та солоність. Зміст газів, концентрація іонів водню. Зміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини. Основна література [1, с. 263-286; 3, с. 328-370]. Додаткова література [8, с. 46-48; 9, с. 69-80].
- Особливості формування хімічного складу підземних вод. Грунтові, напірні (артезіанські), мінеральні води. Основна література [1, с. 226-262; 3, с. 169-220; 4, с. 243-253]. Додаткова література [8, с. 48-50; 9, с. 59-68].

Після вивчення розділу 4 «Основи прикладної гідрохімії» студенти повинні знати:

- Вимоги до складу води при її використанні. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал. Основна література [1, с. 287-302; 3, с. 371-395; 4, с. 280-291]. Додаткова література [10, с. 164-177].
- Хімічні показники оцінки забрудненості вод. Значення хімічного складу природних вод для охорони природи, географічних та біологічних досліджень. Джерела забруднення природних вод. Самоочищення природних вод; деякі методи очищення, опріснення та підготовки до використання води. Комплексні критерії якості води. Основна література [1, с. 303-340; 3, с. 399-433; 4, с. 325-345]. Додаткова література [8, с. 64-78; 9, с. 84-88; 10, с. 212-228].
- Основні методи гідрохімічного аналізу. Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах. [1, с. 347-366; 4, с. 263-279]. Додаткова література [8, с. 50-64; 10, с. 147-160, 178-205].

Питання до самоконтролю студентів після вивчення тем теоретичного змістовного модулю «ЗМ-Л1»

1. Які цілі та завдання гідрохімії як науки?
2. Які є сучасні наукові напрямки розвитку гідрохімії України?
3. Поясніть будову молекули води. Поясніть високе значення дипольного моменту води ($6 \cdot 10^{-28}$ Кл.м), виходячи з будови її молекули.
4. Поясніть ізотопний склад води. Які властивості має «важка вода» та як вона впливає на живі організми?
5. Як пояснити аномальні властивості води? Яке значення мають ці аномалії для життя на Землі?
6. Поясніть структуру молекул води у різних агрегатних станах.
7. Які взаємодії є міжмолекулярними? Що таке Ван-дер-Ваальсові сили? На які типи вони поділяються?
8. Як пояснити високу розчинну та дисоціюючу здібність води?
9. Як класифікують домішки води по їх фазово-дисперсному стану?
10. Енергетика хімічних процесів розчинення. Поняття про внутрішню енергію, ентальпію, ентропію, вільну енергію Гіббса.
11. Як визначити тепловий ефект реакції розчинення?
12. Як визначити можливість чи неможливість перебігу хімічної реакції?
13. Хімічна кінетика. Закон дії мас. Фактори, що впливають на швидкість реакції у водних розчинах.
14. Хімічна рівновага. Принцип Ле-Шательє. Гетерогенна рівновага.
15. Які закономірності розчинення твердих речовин, рідини та газів у воді? Закони Генрі та Генрі-Дальтона.

16. Які існують способи вираження концентрацій розчинів?
17. Розбавлені розчини неелектролітів. Закони Рауля та Вант-Гоффа.
18. Як речовини поділяють на електроліти та неелектроліти? В чому особливості розчинів електролітів? Що таке ізотонічний коефіцієнт?
19. В чому полягають основні положення теорії електролітичної дисоціації?
20. Що називають добутком розчинності?
21. Іонізація води. Константа води. Водневий показник (рН). Реакція середовища у водних розчинах. Індикатори.
22. Яку реакцію називають гідролізом солей? Як впливає гідроліз солей на рН водних розчинів?
23. Окисно-відновний процес у водних розчинах. Які важливіші окисники та відновники у природних водах?
24. Що називають стандартним електродним потенціалом?
25. Що таке окисно-відновний електродний потенціал системи (водного розчину)? Чи можна визначити за табличними значеннями стандартних електродних потенціалів систем напрямок перебігу окисно-відновних реакцій? Наведіть приклади.
26. Гальванічні елементи. В чому полягає сутність електрометричного визначення рН водних розчинів?
27. Природна вода – багатокомпонентний розчин. Які іони, що вміщуються у природній воді, називають головними або макрокомпонентами?
28. Розчинені у природній воді гази. Які атмосферні гази та в яких кількостях вміщуються у природних водах? Які гази вулканічного походження та при яких умовах присутні у природних водах? Які гази біохімічного походження розчинені у природних водах?
29. Які речовини, присутні у природних водах, називають біогенними? У якій формі вони існують?
30. Як поділяються органічні речовини у природній воді за походженням? Як впливають ґрунти на формування хімічного складу природних вод? Яким чином живі істоти впливають на формування хімічного складу природних вод?
31. Мікроелементи та їх роль у життєвих процесах гідросфери.
32. Що називають радіоактивністю природних вод?
33. Дайте визначення мінералізації природних вод. Як співвідношення головних іонів у природній воді залежить від її мінералізації?
34. Які фактори зумовлюють формування хімічного складу природних вод за класифікацією А.М. Ніканорова?
35. Як поділяє О.О.Альокін умови формування хімічного складу природних вод?
36. Концентрація водневих іонів та рН, як результат та показник стану хімічних рівноважних систем у природних водах.

37. Окисно-відновні умови та редокс-потенціал у природних водах.
38. Які складові частини карбонатної системи? Як співвідношення їх залежить від зовнішніх умов? Яка роль карбонатної системи у водних об'єктах?
39. Коловорот вуглецю. Умови утворення та розчинності карбонатів.
40. Які ще рівноважні системи існують у природних водах?
41. Які класифікації природних вод за хімічним складом поширені в гідрохімічній практиці?
42. В чому сутність класифікації О.О. Альокіна?
43. Які існують класифікації природних вод за ступенем мінералізації?
44. Які існують форми і способи вираження результатів аналізу природних вод?
45. Охарактеризуйте хімічний склад атмосферних опадів: мінералізація та головні іони, концентрація іонів водню, вміст біогенних елементів, вміст радіоактивних елементів.
46. Охарактеризуйте хімічний склад річкових вод та умови їх формування:
 - вміст розчинених газів, концентрація іонів водню, головні іони та неоднорідність складу річкових вод, мікроелементи та радіоактивні ізотопи, біогенні елементи, органічні речовини.
47. Гідрохімічна характеристика основних річок України.
48. Сток розчинених речовин: іонний сток і показник іонного стоку річок, стік біогенних речовин, мікроелементів, органічної речовини, сток мінеральних колоїдів.
49. Загальна гідрохімічна характеристика озер. Озера прісні, солонуваті та солоні.
50. Які особливості формування і прогноз хімічного складу вод водосховищ?
51. Загальні відомості про сольовий склад вод океану. Вміст основних іонів та солоність океанічної води. Вміст газів, концентрація іонів водню.
52. Вміст мікроелементів у океанічній воді та її радіоактивність. Біогенні елементи та органічні речовини у водах морів та океанів.
53. Які фактори визначають формування хімічного складу підземних вод?
54. Охарактеризуйте найбільш поширені типи мінеральних вод та вод специфічного складу.
55. Як оцінити воду для різних видів використання (господарсько-побутове, технічне, для зрошення)?
56. Побутове та технічне значення твердості води. Агресивна дія природної води на бетон і метал.

57. Значення вивчення міграції хімічних елементів для географічних та біологічних досліджень. Які основні джерела забруднення природних вод?
58. Які хімічні показники оцінки забрудненості вод?
59. Які основні методи хімічного аналізу природної води?
60. Охарактеризуйте гідрохімічні дослідження на водних об'єктах:
- гідрохімічні дослідження в системі Загальнодержавної службі нагляду та контролю за станом природного середовища;
 - вибір місця відбору проб, об'єм аналітичних визначень у водоймищах різних типів;
 - пристрій та призначення польових гідрохімічних лабораторій;
 - автоматизовані та дистанційні методи контролю якості води;
 - техніка безпеки при гідрохімічних дослідженнях.

До складу теоретичного модулю можуть входити декілька розрахункових завдань, що ілюструють можливості застосування теоретичних знань у практичній діяльності фахівця з водних біоресурсів.

Наприклад. Розрахуйте загальну твердість природної води, якщо на реакцію з солями твердості, які вмішувались у 100мл води, при титруванні потрібно було затратити 4см^3 розчину комплексна III (трилону Б) з концентрацією $0,1\text{моль/дм}^3$. Яку масу фосфату натрію Na_3PO_4 потрібно додати у 500 дм^3 води для її пом'якшення?

Рішення.

Загальну твердість води розраховують за формулою:

$$T = \frac{[T] \cdot V_T \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}};$$

де: $[T]$ – концентрація титранта (розчину трилону Б), яка має значення $0,1\text{моль/дм}^3$;

V_T – об'єм титранта (розчину трилону Б), $V_T = 4\text{см}^3$;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, $V_{\text{H}_2\text{O}} = 100\text{ см}^3$.

Тоді розраховують твердість у даній пробі води:

$$T = \frac{0,1 \times 4 \times 1000}{100} = 4\text{ммоль/дм}^3.$$

Таким чином, у 1 дм^3 води вміщується 4ммоль солей твердості, а в 500 дм^3 води вміщується $500 \cdot 4 / 1 = 2000\text{ммоль}$ еквівалентів солей, які обумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу фосфату натрію Na_3PO_4 потрібно додати у 500 дм^3 води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту фосфату натрію:

$$\text{Мекв.} = 1/3 \cdot M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{164}{3} = 54,7 \text{ г/моль} = 54,7 \text{ мг/ммоль.}$$

Тому для усунення твердості в 500 дм^3 води потрібно додати таку масу фосфату натрію:

$$m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 2000 \cdot 54,7 = 109400 \text{ мг} = 109,4 \text{ г.}$$

Відповідь: $T = 4 \text{ ммоль/дм}^3$; $m(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 109,4 \text{ г.}$

2.2.2. Після засвоєння теоретичних питань з розділів 1-2, виконання лабораторних робіт №№1-4 та самостійної праці з індивідуальними завданнями до лабораторних робіт, студенти зможуть добре підготуватись до контрольної роботи – змістовного практичного модулю «ЗМ-П1».

Студенти повинні вміти:

- виражати результати аналізу проб природної води;
- розраховувати концентрації розчинів різними способами;
- визначати водневий показник проби води (рН) потенціометричним методом;
- користуватись буферними розчинами, індикаторами, робити висновки про характер кислотно-лужного середовища водного розчину;
- розраховувати концентрації іонів водню та гідроксид-іонів за значеннями рН та навпаки – розраховувати водневий показник (рН) за значеннями концентрації іонів водню та гідроксид-іонів;
- складати рівняння гідролізу солей в молекулярному та іонно-молекулярному виді, визначати константу та ступінь гідролізу, розраховувати значення рН та робити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі;
- розраховувати добуток розчинності (ДР) малорозчинних електролітів;
- виходячи із табличного значення ДР малорозчинних електролітів розраховувати їх розчинність у воді та розчинах, що вміщують інші електроліти;
- робити висновок про можливість випадіння осаду малорозчинного електроліту з насиченого розчину за певних умов;
- розраховувати завдання, використовуючи колігативні властивості розбавлених розчинів неелектролітів за законами Рауля та Вант-Гоффа (визначення молекулярної маси розчиненої речовини у розчині, зниження температури кристалізації та підвищення температури кипіння розчину неелектроліту й т. д.);

- визначати напрямок самовільного перебігу окисно-відновної реакції, використовуючи стандартні значення електродних потенціалів у водних розчинах.

Нижче наведені поради щодо виконання практичного змістовного модулю та приклади рішення задач.

Для самостійної підготовки до «ЗМ-П1» студенти можуть користуватись основною літературою [6, с. 106 – 156; 7, с. 7 – 41] та додатковою літературою [16, с. 35 – 42].

Приклад №1

Визначити молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалента (C_H), моляльну концентрацію (C_m) та титр (T) 17 % розчину сірчаної кислоти, густина якої 1,12 г/см³.

Рішення:

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{екв}}$$

$M(H_2SO_4) = 98$ г/моль

$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв} \cdot M = 1/2 \cdot 98 = 49$ г/моль

Визначаємо **молярну** концентрацію розчину

$$C_M = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{98} = 1,94 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо **молярну** концентрацію **еквівалента** розчину

$$C_H = \frac{1,12 \cdot 1000 \cdot 0,17}{49} = 3,88 \text{ моль/дм}^3$$

Рахуємо **моляльну** концентрацію розчину за формулою

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_s}$$

де m , m_s – маси речовини та розчинника

$$m_{р-ка} = m_{розч-ну} - m_{реч.} = 100 - 17 = 83 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{17 \cdot 1000}{98 \cdot (100 - 17)} = 2,09 \text{ моль/кг}$$

Титр визначаємо за формулою

$$T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}; \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(H_2SO_4) = \frac{1,94 \cdot 98}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{3,88 \cdot 49}{1000} = 0,1901 \text{ г/см}^3$$

Відповідь: $C_M(H_2SO_4) = 1,94 \text{ моль/дм}^3$, $C_H(H_2SO_4) = 3,88 \text{ моль/дм}^3$;
 $C_m = 2,09 \text{ моль/кг}$; $T(H_2SO_4) = 0,1901 \text{ г/см}^3$.

Приклад №2

Розрахуйте рОН розчину а також концентрацію іонів H^+ та OH^- , якщо водневий показник $pH=3,14$.

Рішення:

Концентрації іонів водню та гідроксиду виражають у вигляді логарифмів з оберненим знаком та називають ці величини водневим показником (рН) та показником іонів гідроксиду (рОН):

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-].$$

Отже, $pH + pOH = pK_b = 14$, де $pK_b = -\lg K_b = -\lg 10^{-14} = 14$.

Тому рОН розчину розраховують за формулою:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3,14 = 10,96.$$

Для перерахунку рН в H^+ та H^+ в рН зручно користуватись таблицею 2.1. В нашому прикладі $pH=3,14$. За мантисою 0,14 (яка міститься у стовпчику рН) знаходимо поряд у стовпчику (H^+) коефіцієнт 0,725, який множимо на 10 у ступені, рівною характеристиці ($Q=3$) з оберненим знаком. Тобто концентрація іонів водню дорівнює:

$$[H^+] = 0,725 \cdot 10^{-3} = 7,25 \cdot 10^{-4}.$$

Добуток концентрації іонів водню та гідроксид-іонів є величиною постійною при постійній температурі. Цю величину називають іонним добутком води (або константою води); чисельне його значення при 22°C дорівнює 10^{-14} моль/л.

$$K_b = [H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ моль/л.}$$

Тому концентрацію гідроксид-іонів розраховують за формулою:

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{7,25 \times 10^{-4}} = 0,138 \cdot 10^{-10} = 1,38 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

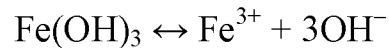
Відповідь: $\text{pOH} = 10,96$; $[\text{H}^+] = 7,25 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$
 $[\text{OH}^-] = 1,38 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л.}$

Приклад №3

Розрахувати добуток розчинності (ДР) гідроксиду феруму (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, якщо відома розчинність, яка становить $1,9 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$

Рішення:

Запишемо рівняння дисоціації $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Як видно з рівняння, при розчиненні 1 моль $\text{Fe}(\text{OH})_3$ у розчин переходить 1 моль іонів Fe^{3+} та втричі більше моль OH^- .

Визначаємо концентрацію іонів Fe^{3+} : $1,9 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$

Визначаємо концентрацію OH^- іонів:

$$3C_{\text{Fe}^{3+}} = 3 \cdot 1,9 \cdot 10^{-10} = 5,7 \cdot 10^{-10} \text{ моль / л}$$

Розраховуємо добуток розчинності $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

$$\begin{aligned} \text{ДР}(\text{Fe}(\text{OH})_3) &= [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3 = 1,9 \cdot 10^{-10} \cdot (5,7 \cdot 10^{-10})^3 = \\ &= 1,9 \cdot 10^{-10} \cdot 185 \cdot 10^{-30} = 3,5 \cdot 10^{-38} \end{aligned}$$

Відповідь: $\text{ДР}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 3,5 \cdot 10^{-38}$.

Таблиця 2.1 - Перерахунок рН в $[H^+]$ та навпаки ($pH = -\lg[H^+]$)

рН	H^+	рН	H^+	рН	H^+
Q 0,00	$1,000 \times 10^{-Q}$	Q 0,34	$0,457 \times 10^{-Q}$	Q 0,67	$0,214 \times 10^{-Q}$
0,01	0,977	0,35	0,447	0,68	0,209
0,02	0,955	0,36	0,437	0,69	0,204
0,03	0,933	0,37	0,427	0,70	0,200
0,04	0,912	0,38	0,417	0,71	0,195
0,05	0,891	0,39	0,407	0,72	0,191
0,06	0,871	0,40	0,398	0,73	0,186
0,07	0,851	0,41	0,389	0,74	0,182
0,08	0,832	0,42	0,380	0,75	0,178
0,09	0,813	0,43	0,372	0,76	0,174
0,10	0,794	0,44	0,363	0,77	0,170
0,11	0,776	0,45	0,355	0,78	0,166
0,12	0,759	0,46	0,347	0,79	0,162
0,13	0,741	0,47	0,339	0,80	0,158
0,14	0,725	0,48	0,331	0,81	0,155
0,15	0,709	0,49	0,324	0,82	0,151
0,16	0,692	0,50	0,316	0,83	0,148
0,17	0,676	0,51	0,309	0,84	0,144
0,18	0,661	0,52	0,302	0,85	0,141
0,19	0,646	0,53	0,295	0,86	0,138
0,20	0,631	0,54	0,288	0,87	0,135
0,21	0,617	0,55	0,282	0,88	0,132
0,22	0,603	0,56	0,275	0,89	0,129
0,23	0,589	0,57	0,269	0,90	0,126
0,24	0,575	0,58	0,263	0,91	0,123
0,25	0,562	0,59	0,257	0,92	0,120
0,26	0,549	0,60	0,251	0,93	0,117
0,27	0,537	0,61	0,245	0,94	0,115
0,28	0,525	0,62	0,240	0,95	0,112
0,29	0,513	0,63	0,234	0,96	0,110
0,30	0,501	0,64	0,229	0,97	0,107
0,31	0,490	0,65	0,224	0,98	0,105
0,32	0,479	0,66	0,219	0,99	0,102
0,33	0,468				

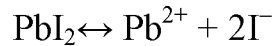
Примітка. Якщо треба знайти значення рН за відомим значенням концентрації водневих іонів $[H^+]=0,123 \times 10^{-7}$, то розрахунок ведуть таким чином: за коефіцієнтом 0,123 знаходимо у правій графі мантису 0,91, а за характеристику приймаємо показник ступеня, взятий з оберненим знаком. Тобто, рН=7,91.

Приклад №4

Добуток розчинності йодиду плумбуму ($DP(PbI_2)$) при $20^\circ C$ дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. розрахуйте розчинність (S) солі в моль/дм³ та г/дм³ за даною температурою.

Рішення:

Запишемо рівняння дисоціації PbI_2 :



Позначимо розчинність як S (моль/дм³). Тоді у насиченому розчині PbI_2 вміщується S моль/дм³ іонів Pb^{2+} та $2S$ моль/дм³ іонів I^- . Тому добуток розчинності солі дорівнює:

$$DP(PbI_2) = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

А розчинність солі розраховуємо, як:

$$S = \sqrt[3]{DP/4} = \sqrt[3]{8 \times 10^{-9}/4} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/ дм}^3.$$

Молярна маса солі $M(PbI_2) = 461$ г/моль, тому розчинність солі в г/дм³ розрахуємо таким чином:

$$S = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/ дм}^3 \times 461 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г/дм}^3$$

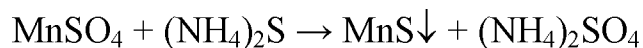
Відповідь: $S(PbI_2) = 1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/ дм³; $S(PbI_2) = 0,6$ г/дм³.

Приклад №5

Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів солі сульфат мангану з нормальною концентрацією $C_n(MnSO_4) = 10^{-2}$ моль/дм³ та солі сульфід амонію з концентрацією $C_n((NH_4)_2S) = 2 \cdot 10^{-1}$ моль/ дм³?

Рішення:

Запишемо рівняння реакції



Знайдемо у додатку 3 табличне значення добутку розчинності MnS , яке становить:
 $DP(MnS) = 5,6 \cdot 10^{-16}$

Визначаємо молярні концентрації (C_m) розчинів, враховуючи фактори еквівалентів солей:

$$\begin{aligned} C_n(MnSO_4) &= 10^{-2} \text{ моль/л,} & \text{то } C_m(MnSO_4) &= 1/2 \cdot \\ C_n &= 1/2 \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.} \\ C_n((NH_4)_2S) &= 2 \cdot 10^{-1} \text{ моль/л,} & \text{то } C_m((NH_4)_2S) &= 1/2 \cdot 2 \cdot 10^{-1} = 10^{-1} \text{ моль/л} \end{aligned}$$

Але при змішуванні речовин загальний об'єм розчину став вдвічі більше, тому концентрація іонів Mn^{2+} та S^{2-} зменшується вдвічі і становить:

$$C_{Mn^{2+}} = 1/2 \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л}$$

$$C_{S^{2-}} = 1/2 \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль / л}$$

Знайдемо добуток концентрацій солі MnS

$$[Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 12,5 \cdot 10^{-5} = 1,25 \cdot 10^{-4}$$

Якщо $[Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] > DP(MnS)$, то випадає осад

$$1,25 \cdot 10^{-4} > 5,6 \cdot 10^{-16}$$

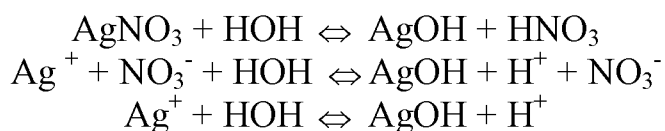
Відповідь: при змішуванні рівних об'ємів розчинів $MnSO_4$ та $(NH_4)_2S$ випадає осад, тому що добуток концентрацій іонів більше ніж добуток розчинності MnS .

Приклад №6

Складіть рівняння гідролізу солі $AgNO_3$ в молекулярному та іонно-молекулярному виді, визначити константу та ступінь гідролізу, розрахувати значення рН та зробити висновок про характер кислотно-лужного середовища водного розчину солі. Молярна концентрація розчину солі $AgNO_3$ дорівнює 0,01 моль/л.

Рішення:

$AgNO_3$ – сіль, яка утворена слабкою основою та сильною кислотою. Гідроліз завжди йде з утворенням слабого електроліту, тобто слід очікувати утворення слабкої основи – гідроліз по катіону. Іони срібла будуть зв'язувати гідроксид-іони води, а іони водню будуть накопичуватися. Надлишок іонів водню в розчині відповідає кислому середовищу – $pH < 7$.



Кислу реакцію розчину визначають за допомогою індикатора – лакмусу. Розчин забарвлюється в червоний колір.

Константу гідролізу за катіоном визначають за формулою

$$K_z = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}} = \frac{K_{H_2O}}{K_{AgOH}} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12}$$

Константа дисоціації становить $K_d(AgOH) = 5,0 \cdot 10^{-3}$ (див. Табл. 2.2.)

Ступінь гідролізу (h_r) – це доля електроліту, яка піддалась гідролізу. Вона зв'язана з константою гідролізу рівнянням, яке аналогічно закону розбавлення Оствальда для дисоціації слабких електролітів:

$$K_r = h_r^2 \times C_m, \quad \text{тобто} \quad h_r = \sqrt{K_r / C_m}$$

Визначаємо ступінь гідролізу:

$$h_r = \sqrt{2 \times 10^{-12} / 10^{-2}} = 1,414 \times 10^{-5}.$$

Водневий показник (рН) розчину солі, що утворений сильною кислотою та слабкою основою, визначають за формулою

$$pH = 7 + 1/2 \times \lg K_{осн.} - 1/2 \times \lg C_m = 7 - 1/2 \times pK_{осн.} - 1/2 \times \lg C_m;$$

де: $pK_{осн.} = - \lg K_{осн.}$

$$pH = 7 - 1/2 \times 2,3 - 1/2 \times 10^{-2} = 7 - 1,15 - 0,005 = 5,495.$$

Відповідь: гідроліз по катіону йде з утворенням слабкої основи AgOH; реакція розчину кисла, рН = 5,495; $K_r = 2,0 \cdot 10^{-12}$; $h_r = 1,414 \times 10^{-5}$.

Таблиця 2.2 - Константи дисоціації деяких слабких електролітів
(для $T = 298 \text{ K}$)

Назва	Формула	K_d	$pK = - \lg K_d$
1	2	3	4
Нітритна кислота	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Борна кислота	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Селенідна кислота	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сульфитна кислота	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сульфідна кислота	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Карбонатна кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{CO}_2 (\text{p}) + \text{H}_2\text{O}$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Оцтова кислота	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Метафосфатна кислота	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$	1,51
		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Гіпохлоритна кислота	HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціанідна кислота	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30

Продовження таблиці 2.2

1	2	3	4	
Алюмінію гідроксид	K ₃	Al(OH) ₃	1,38·10 ⁻⁹	8,86
Аміаку розчин (амонію гідроксид)		H ₃ N + H ₂ O NH ₄ OH	1,76·10 ⁻⁵	4,755
Феруму (II) гідроксид	K ₂	Fe(OH) ₂	1,3·10 ⁻⁴	3,89
Феруму (III) гідроксид	K ₂ K ₃	Fe(OH) ₃	1,82·10 ⁻¹¹ 1,35·10 ⁻¹²	10,74 11,87
Магнію гідроксид	K ₂	Mg(OH) ₂	2,5·10 ⁻³	2,6
Мангану (II) гідроксид	K ₂	Mn(OH) ₂	5,0·10 ⁻⁴	3,30
Купруму (II) гідроксид		Cu(OH) ₂	3,4·10 ⁻⁷	6,47
Плюмбуму (II) гідроксид	K ₁ K ₂	Pb(OH) ₂	9,55·10 ⁻⁴ 3,0·10 ⁻⁸	3,02 7,52
Аргентуму гідроксид		AgOH	5,0·10 ⁻³	2,30
Цинку гідроксид	K ₂	Zn(OH) ₂	4,0·10 ⁻⁵	4,4

Приклад №7

Визначити температуру кристалізації та кипіння водного розчину етилового спирту з масовою часткою 10%.

Рішення.

За законом Рауля збільшення температури кипіння розчину у порівнянні з температурою кипіння чистого розчинника (вода) виражається рівнянням:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \frac{m_1 \times 1000}{M \times m_2};$$

де: E – ебуліоскопічна стала, E(H₂O)= 0,52;

m₁ – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

m₂ – маса розчинника, г.

У розчині C₂H₅OH з масовою часткою 40% маса розчиненої речовини m₁ = 10г, а маса розчинника m₂ = 100 - m₁ = 100-10=90г.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 0,52 \times \frac{10 \times 1000}{46 \times 90} = 1,2^{\circ}\text{C}$$

Вода кипить при 100⁰С, тому температура кипіння розчину:

$$t_{\text{кип.}} = 100 + 1,2 = 101,2^{\circ}\text{C}.$$

Аналогічно розраховують зниження температури кристалізації розчину у порівнянні з температурою кристалізації чистого розчинника (вода):

$$\Delta t_{\text{кр.}} = K \frac{m_1 \times 1000}{M \times m_2};$$

де: K – криоскопічна стала, $E(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$;
 m_1 – маса розчиненої речовини, г;
 M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;
 m_2 – маса розчинника, г.

$$\Delta t_{\text{кр.}} = 1,86 \times \frac{10 \times 1000}{46 \times 90} = 4,5$$

Вода кристалізується при 0°C , тому температура кристалізації розчину:

$$t_{\text{кр.}} = 0 - 4,5 = -4,5^\circ\text{C}.$$

Відповідь: $t_{\text{кип.}} = 101,2^\circ\text{C}$; $t_{\text{кр.}} = -4,5^\circ\text{C}$.

2.2.3. Після засвоєння теоретичних питань, виконання лабораторних робіт, самостійної роботи, підготовки до контрольної роботи – змістовного практичного модулю «ЗМ-П2» студенти повинні вміти:

- обробляти результати хімічного аналізу природних вод;
- виражати концентрацію головних іонів в:
а) моль/дм³; б) мг-екв/дм³; в) % екв; г) г/дм³.
- класифікувати природну воду за її хімічним складом, використовуючи класифікацію О.О. Альокіна;
- визначати загальну мінералізацію природної води (мг/л) та класифікувати її за ступенем мінералізації;
- розраховувати загальну, тимчасову та постійну твердість води (ммоль/дм³) використовуючи дані хімічного аналізу;
- визначати методи пом'якшення води та порівнювати ці методи за глибиною пом'якшення та економічними показниками;
- відображати результати обробки аналітичних даних про склад даної проби природної води у вигляді таблиці та за формулою Курлова;
- робити висновки про походження, доцільність застосування та можливість очищення даного типу природної води за гідрохімічним аналізом та проведеними розрахунками.

Для самостійної підготовки до «ЗМ-П2», крім конспекту лекцій та лабораторного журналу, студенти можуть користуватись основною літературою [1, с. 50 – 60, 290 – 292; 3, с. 119 – 130, 372 – 380] та додатковою літературою [16, с. 171 – 181].

3. Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів.

Накопичувальна система оцінки навчальних досягнень студента зараховується згідно з Положеннями про організацію КСРС в ОДЕКУ та проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ.

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ» від 29.03.2004р. (зі змінами та доповненнями, затвердженими 27.04.2006р.).
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: семестровий залік (III семестр).
- *Ресстрація та підсумковий контроль*: допуск до семестрового заліку здійснюється лектором згідно з результатами поточного контролю за навчальний семестр. До підсумкового контролю допускаються студенти, які отримали не менше 50% від максимально можливої суми балів з модуля практичної підготовки та 50% від теоретичної частини.

Підсумковий семестровий контроль (ПСК) проводиться на основі накопиченої (інтегральної) суми балів, яку отримав студент за підсумками контролюючих заходів, що проводяться по дисципліні «Гідрохімія» згідно з робочим навчальним планом та робочою програмою дисципліни.

Контролюючі заходи поділяються на 2 типа:

- *поточні контролюючі заходи*, які здійснюються на протязі семестру згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ» за теоретичною та практичною складовими робочої програми дисципліни «Гідрохімія»;
- *семестрові контролюючі заходи*, які проводяться на протязі екзаменаційної сесії. До семестрового контролюючого заходу дисципліни «Гідрохімія» відноситься **семестровий залік**.

Комплекс контролюючих заходів розроблено на підставі «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», затвердженого на засіданні Методичної ради ОДЕКУ від 29.04.2010р., а також «Положення про організацію навчального процесу у вищих навчальних закладах України» (наказ МОН № 161 від 2.06.1993р.), «Положення про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ» (наказ № 31 від 6.04.2004р.), «Положення про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ» (від 28.11.2002 р.).

Комплекс контролюючих заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення дисципліни «Гідрохімія», а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні з напрямку – 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура», на освітньо-кваліфікаційному рівні – бакалаври.

Метою кредитно-модульної системи контролю є:

- активізація самостійної роботи студентів;
- визначення рівня набутих знань, вмінь та навичок;
- підвищення якості навчання студентів шляхом активізації навчальної діяльності;
- стимулювання ритмічної роботи протягом семестру згідно з графіком контролюючих заходів;
- визначення кількісних критеріїв засвоєння змісту окремих розділів (змістовних модулів).

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час практичних та лекційних занять – УО;
- розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі – РЗ;
- виконання завдання біля дошки – КЗ;
- письмова контрольна робота – КР;
- складання протоколів лабораторних робіт – ЛР;

Студент повинний мати лабораторний журнал, тобто зошит, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту. У цьому ж лабораторному зошиті студент повинний дома записати всі теоретичні відомості (основні положення, правила, формули, визначення), що стосуються теми лабораторної роботи, до виконання якої він готується. Кожній лабораторній роботі передусє перевірка викладачем теоретичних знань студента з даної теми, яка проводиться у вигляді усного опитування та перевірки теоретичної частини, яку студент підготував дома у лабораторному журналі. Студенти, які не підготували теоретичну частину та не знають, як виконувати лабораторну роботу, згідно з правилами техніки безпеки в гідрохімічній лабораторії не допускаються до виконання експерименту. Відпрацювати лабораторну роботу можна у перший тиждень сесії після підготовки до неї.

Формою звітності виконання лабораторної роботи є протокол, оформлення титульного листа до якого наведено у додатку 2. Протоколи ведуть у лабораторному журналі. Титульний лист та теоретичну частину готують дома; експериментальну частину, розрахунки та висновки виконують в лабораторії та вносять до протоколу.

Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень. Виконуючи лабораторну роботу студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.і. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) написати рівняння хімічних реакцій;
- 5) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 6) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 7) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Малюнки приладів, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Чисельні значення символів і коефіцієнтів, що входять у формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

Для представлення лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу гідрохімії.

Методика оцінки всіх видів підготовки студентів.

Кредитно-модульна система оцінки знань студентів передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Гідрохімія» на структурно-логічні завершені розділи (змістовні модулі), які можуть бути оцінені певною кількістю балів. Загальна кількість змістовних модулів визначена згідно з «Положенням про організацію модульного контролю» і відповідає розподіленню робочої програми дисципліни на завершені структурно-логічні розділи у відповідності з проведенням навчальних занять: 1 змістовний модуль з теоретичної (лекційної) частини курсу (ЗМ-Л1) та 2 змістовних модулів з практичної частини (лабораторні заняття) курсу

(ЗМ-П1; ЗМ-П2). Підсумкова оцінка в балах складається з суми балів за кожен змістовний модуль. Види завдань та кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання зведені у таблицю 3.1.

Таблиця 3.1

№	Види завдань, за які нараховують бали.	Кількість балів, що нараховані за виконання певного виду завдання
1	Змістовний модуль №1 – теоретичний, складається з 8 питань (ЗМ-Л1) – КР1	40
	Усього за теоретичний модуль:	40
2	Змістовний модуль №2 – практичний, складається з 5 розрахункових задач (ЗМ-П1) – КР2	20
3	Змістовний модуль №3 – практичний, складається з 6 завдань (ЗМ-П2) – КР3	20
4	Усне опитування (УО) на лекційних та лабораторних заняттях, виконання завдання біля дошки (КЗ) та рішення розрахункових завдань (РЗ) на лабораторних заняттях	8 (1 бал за 1 УО, 1КЗ або 1 РЗ)
5	Складання протоколів лабораторних робіт	8 (1 бал за кожну роботу)
6	Присутність на лабораторних роботах	4 (0,5 бали за кожну роботу)
	Усього за практичний модуль:	60
	Усього за семестр:	100

Сума отриманих балів складається з суми виконаних своєчасно контролюючих заходів. Якщо студент не виконав з поважних причин окремих модуль, він може здати його у двотижневий термін згідно з графіком контролюючих заходів.

Сума балів, яку отримав студент за всіма змістовними модулями (заліковою одиницею) навчальної дисципліни «Гідрохімія», формують інтегральну оцінку поточного контролю студента. Вона є підставою для допуску студента до *семестрового заліку*. Питання про допуск до семестрового заліку за підсумками модульного накопичувального контролю регламентується п.2.4. «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів». Студент вважається допущеним до ПСК з дисципліни «Гідрохімія», якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою програмою дисципліни і набрав за модульною системою суму балів не менше 50% від максимально можливої за практичну частину дисципліни (30 балів) та 50% за теоретичну частину (20 балів).

При проведенні міжсесійного контролю студент вважається атестованим, якщо він набрав не менш як 50% від максимально можливої суми балів по модулям, завершеним на момент атестації.

ПСК передбачає дві форми оцінювання успішності засвоєння студентом навчального матеріалу дисципліни:

- кількісна оцінка (бал успішності);
- якісна оцінка.

Кількісна оцінка (бал успішності) – це відсоток, який становить інтегральна сума балів, отриманих студентом на контролюючих заходах, по відношенню до максимально можливої суми балів, яка встановлена робочою програмою дисципліни «Гідрохімія» (100 балів).

Якісна оцінка – це оцінка, яка виставляється на підставі кількісної оцінки за двобальною якісною шкалою: зараховано, не зараховано. Також при кредитно-модульній системі організації навчального процесу використовується семибальна шкала оцінювання ECTS.

Студенту, який не має на початок заліково-екзаменаційної сесії заборгованості, має на останній день семестру інтегральну суму балів поточного контролю достатню (60% та більше) для отримання позитивної оцінки, викладач виставляє якісну оцінку у заліково-екзаменаційній відомості.

Студент, який має на останній день семестру інтегральну суму балів поточного контролю недостатню для отримання позитивної оцінки (менше 60%), - складає письмовий залік по тестових завданнях, що розроблені на кафедрі.

Сума балів, які отримав студент за всіма модулями навчальної дисципліни, формують інтегральну оцінку поточного контролю даного студента з навчальної дисципліни. Вона є підставою для виставлення семестрового заліку згідно з таблицею 3.2.

Таблиця 3.2

У % відношенні	Фактично	Оцінка за шкалою ECTS	Традиційна оцінка
<60%	<60 балів	1-34 балів – F	незараховано (обов'язково повторний курс навчання)
		35 – 59 балів – FX	незараховано (можливо перескладати)
60-74%	60 – 74 балів	60 – 67 балів – E	зараховано
		68 – 74 балів – D	
75-89%	75-89 балів	75 – 84 балів – C	
		85 – 89 балів – B	
90-100%	90-100 балів	90 – 100 балів – A	

4. Наукова робота студентів Програма модуля наукової роботи.

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Гідрохімія» передбачено обов'язкове включення наукового модуля, що є окремою заліковою одиницею.

Кредитно-модульна система організації навчального процесу орієнтована на послідовне й системне залучення студентів до науково-дослідницької діяльності, цьому сприяє велика частка їх самостійної та індивідуальної роботи.

Перелік можливих видів наукової роботи під час вивчення навчальної дисципліни «Гідрохімія» пропонується студентам згідно з «Положенням про врахування науково-дослідної роботи студента у кредитно-модульній системі організації навчального процесу в ОДЕКУ»:

- оцінювання навчальних елементів, які за своїм змістом вимагають знань і умінь дослідницько-пошукового характеру – це бездоганне виконання лабораторних робіт, які виконуються *на аудиторних заняттях* – 5 балів;
- оцінювання видів *поза аудиторної роботи*, які інтегрують навчальні та наукові елементи діяльності студента, а саме: виконання рефератів, теми яких наведені нижче, - 5 балів;
- оцінюється НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота», який складається із декількох елементів:
 - участь у 1 етапі Всеукраїнської олімпіади студентів (Е1);
 - участь у науковій студентській конференції в ОДЕКУ (Е3).

Оцінювання 1 рівня науково-дослідної роботи студента:

Елементи НДР	Кількість кредитів			
	1	2	3	Заохочення
Е 1 (Всеукраїнська олімпіада, 1 етап)	1,0	0,5	0,25	
Е3 (Конференції)				0,25

Примітка: 1,2,3 –місця переможців конкурсів

Теми рефератів.

1. Порівняльна характеристика сучасного хімічного складу річкових вод басейнів Дунаю та Дністра.
2. Сучасний хімічний склад річкових вод басейну Дніпра.
3. Порівняльна характеристика сучасного хімічного складу природних вод річок Криму та Приазов'я.
4. Сучасний хімічний склад річкових вод басейну Південного Бугу.

5. Гідрохімічний режим водосховищ; чинники, які впливають на його формування.
6. Генетичні категорії та особливості хімічного складу вод місцевого стоку.
7. Особливості хімічного складу підземних вод.
8. Особливості хімічного складу мінеральних вод.
9. Сучасний стан та основні закономірності формування хімічного складу вод Чорного моря.
10. Сучасний стан та основні закономірності формування хімічного складу вод Азовського моря.
11. Вплив атмосферних опадів на хімічний склад поверхневих вод і ґрунтів.
12. Особливості хімічного складу вод гирлової області Дунаю та Дністра.
13. Особливості хімічного складу вод гирлової ділянки Південного Бугу та Дніпра.
14. Особливості хімічного складу вод Дністровського та Дніпровсько-Бузького лиману.
15. Стік розчинених у природних водах речовин і хімічна денудація.
16. Соляні озера Криму.
17. Особливості хімічного складу вод лиманів Дніпровсько-Дністровського межиріччя. Використання лиманів.
18. Особливості хімічного складу вод лиманів Дунайсько-Дністровського межиріччя. Використання лиманів.
19. Особливості хімічного складу вод Шацьких озер.
20. Особливості хімічного складу вод Придунайських заплавних озер.
21. Оцінка стану рівноважних гідрохімічних систем, як важливих чинників формування хімічного складу природних вод у різних природних зонах України.
22. Взаємозв'язок хімічного складу різних типів природних вод.
23. Вплив техногенезу на хімічний склад річкових вод.

До складу реферату повинні входити пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина
- Висновки
- Література

Оформлення титульного листа реферату наукового модулю

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

РЕФЕРАТ

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента
Група
Перевірив: П.І.Б. викладача

ОДЕСА 2010

Оформлення титульного листа протоколу лабораторної роботи

Одеський державний екологічний університет

Кафедра хімії навколишнього середовища

ПРОТОКОЛ

лабораторної роботи №....

Тема: «.....»

Схема приладу.

Виконав: П.І.Б. студента

Група.....

Перевірив: П.І.Б. викладача

Одеса – 2010

Додаток 3

Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25⁰С

Формула електроліту	ДР	Формула електроліту	ДР
AgBr	6×10^{-13}	Cu(OH) ₂	$2,2 \times 10^{-20}$
AgCl	$1,8 \times 10^{-10}$	CuS	6×10^{-36}
Ag ₂ CrO ₄	4×10^{-12}	Fe(OH) ₂	1×10^{-15}
AgI	$1,1 \times 10^{-16}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \times 10^{-38}$
Ag ₂ S	6×10^{-50}	FeS	5×10^{-18}
Ag ₂ SO ₄	2×10^{-5}	HgS	$1,6 \times 10^{-52}$
BaCO ₃	5×10^{-9}	MnS	$2,5 \times 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,6 \times 10^{-10}$	PbBr ₂	$9,1 \times 10^{-6}$
BaSO ₄	$1,1 \times 10^{-10}$	PbCl ₂	2×10^{-5}
CaCO ₃	5×10^{-9}	PbCrO ₄	$1,8 \times 10^{-14}$
CaC ₂ O ₄	2×10^{-9}	PbI ₂	8×10^{-9}
CaF ₂	4×10^{-11}	PbS	1×10^{-27}
CaSO ₄	$1,3 \times 10^{-4}$	PbSO ₄	$1,6 \times 10^{-8}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	1×10^{-29}	SrSO ₄	$3,2 \times 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	2×10^{-14}	Zn(OH) ₂	1×10^{-17}
CdS	$7,9 \times 10^{-27}$	ZnS	$1,6 \times 10^{-24}$

Додаток 4

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах при 25°C.

Окислена форма	Відновлена форма	Рівняння процесу	$\varphi^\circ, В$
$SO_4^- + 8H^+$	$S^{2-} + 4H_2O$	$SO_4^- + 8H^+ + 8e^- \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$	0,149
$S + 2H^+$	$H_2S_{(r)}$	$S + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2S$	0,17
$S_4O_6^{2-}$	$2S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-} + 2e^- \rightarrow 2S_2O_3^{2-}$	0,15
$S_2O_8^{2-}$	$2SO_4^{2-}$	$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2SO_4^{2-}$	2,05
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$Fe^{3+} + 1e^- \rightarrow Fe^{2+}$	0,77
$HNO_2 + H^+$	$NO + H_2O$	$HNO_2 + H^+ + 1e^- \rightarrow NO + H_2O$	0,99
$NO_3^- + 2H^+$	$NO_2^- + H_2O$	$NO_3^- + 2H^+ - 1e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$	0,84
$NO_3^- + 2H^+$	$NO_2^- + H_2O$	$NO_3^- + 2H^+ - 1e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$	0,81
$NO_3^- + 10H^+$	$NH_4^+ + 3H_2O$	$NO_3^- + 10H^+ + 8e^- \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
$NO_3^- + 4H^+$	$NO + 2H_2O$	$NO_3^- + 5H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	0,95
$NO_2^- + 2H^+$	$NO_{(r)} + H_2O$	$NO_2^- + H^+ + 1e^- \rightarrow NO + H_2O$	0,98
$I_{2(розчин)}$	$2I^-$	$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	0,54
$IO_3^- + 6H^+$	$I^- + 3H_2O$	$IO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightarrow I + 3H_2O$	1,08
$2H^+$	H_2	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
$O_{2(r)} + 4H^+$	$2H_2O$	$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	1,23
$H_2O_2 + 2H^+$	$2H_2O$	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	1,77
$PbO_2 + 4H^+$	$Pb^{2+} + 2H_2O$	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1,46
$Br_{2(розчин)}$	$2Br^-$	$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1,07
$MnO_{2(r)} + 4H^+$	$Mn^{2+} + 2H_2O$	$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1,28
$MnO_4^- + 2H_2O$	$MnO_{2(r)} + 4OH^-$	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	0,57
$MnO_4^- + 8H^+$	$Mn^{2+} + 4H_2O$	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1,51
$MnO_4^- + 4H^+$	$MnO_2 + 2H_2O$	$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1,69
F_2	$2F^-$	$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	2,85
$Cl_{2(r)}$	$2Cl^-$	$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	1,36
$ClO_3^- + 6H^+$	$Cl^- + 3H_2O$	$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightarrow Cl^- + 3H_2O$	1,44
$ClO^- + H_2O$	$Cl^- + 2OH^-$	$ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2OH^-$	0,89
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,36
$CrO_4^- + 4H^+$	$CrO_2^- + H_2O$	$CrO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow CrO_2^- + 2H_2O$	0,95
$H_3AsO_4 + 2H^+$	$HAsO_2 + 2H_2O$	$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow HAsO_2 + 2H_2O$	0,56

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Анион	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ⁴⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	-	Р	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	-	Н	-	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Н	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	-	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛІЄВА																	
ПЕРІОД	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	
1	H 1,0079 Гідроген Водень																
2	Li 6,941 Літій	Be 9,0122 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,011 Карбон Вуглець	N 14,007 Нітроген Азот	O 15,999 Оксиген Кисень	F 18,998 Флуор Фтор	Ne 20,179 Неон									
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,086 Силіцій	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сульфур Сірка	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон									
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Ферум Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікол Нікель							
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій							
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	*La 138,91 Лантан	In 114,82 Індій	Sb 121,75 Стибій	Te 127,60 Телур	I 126,90 Йод	Xe 131,29 Ксенон	Os 192,22 Осмій	Pt 195,08 Платина							
7	Au 196,97 Аурум Золото	Hg 200,59 Меркурій Ртуть	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Плюмбум Свинць, оливо	Bi 208,98 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Rn [222] Радон	Mt [266] Майтнерій	Uun [266] Унунлілій							
8	Fr [223] Францій	Ra 226,03 Радій	Ac [227] Актиній	Db [261] Дубній	Jl [262] Джолотій	Rf [263] Резерфордій	Bh [262] Борій	Hn [265] Ганій									
* Лантаноїди																	
58	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Прасеодим	Nd 144,24 Неодим	Sm 151,96 Самарій	Eu 157,25 Європій	Gd 158,93 Гадоліній	Tb 162,50 Тербій	Dy 164,93 Диспрозій	Ho 167,26 Гольмій	Er 173,04 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 174,97 Ітербій	Lu 174,97 Лютецій				
** Актиноїди																	
90	Th 232,04 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,03 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Курій	Bk [247] Беркелій	Cf [251] Каліфорній	Es [252] Ейнштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделевій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій			

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
з організації самостійної роботи студентів
при вивченні дисципліни
«ГІДРОХІМІЯ»
для студентів II курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підписано до друку 12.04.2011. Формат 60x84/16. Папір офсетний.
Друк офсетний. Ум. друк. арк. 2,56.
Тираж 50 прим. Зам. № 132

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

Надруковано з готового оригінал-макета

Друкарня видавництва «Екологія»
65045, м. Одеса, вул. Базарна, 106, к. 313
Тел.: (0482) 33-07-18, 37-07-95, 37-15-27

www.fotoalbum-odessa.com

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 1873 від 20.07.2004 р.