

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»
для студентів I-го року навчання
Спеціальності 101 «Екологія»,
183 «Технології захисту навколишнього середовища»**

Одеса - 2019

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»
для студентів I-го року навчання
Спеціальності 101 «Екологія»,
183 «Технології захисту навколишнього середовища»**

**«Затверджено»
на засіданні методичної комісії
природоохоронного факультету
протокол № 8 від 23.05.2019 р.**

Одеса - 2019

Методичні вказівки до самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I-го року денної та дистанційної форм навчання, спеціальності 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища».

Укладачі: Софронков О. Н., д.т.н., професор кафедри хімії навколишнього середовища; Васильєва М. Г., старший викладач кафедри хімії навколишнього середовища. Одеса : ОДЕКУ, 2019. 120 с.

ЗМІСТ

1	Загальна частина.....	4
1.1	Мета і завдання дисципліни. «Хімія з основами біогеохімії».....	4
1.2	Перелік тем лекційного курсу, практичних та лабораторних занять.....	6
1.2.1	Перелік тем лекційного курсу.....	6
1.2.2	Перелік тем практичних занять.....	10
1.2.3	Перелік тем лабораторних занять.....	11
1.3	Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії».....	12
1.4	Перелік знань та умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії».....	15
1.5	Перелік контрольних заходів поточного контролю знань та умінь студентів.....	17
2	Організація самостійної роботи по виконанню завдань по СРС.....	20
2.1	Перелік завдань на самостійну роботу.....	20
2.2	Перелік питань з теоретичного і практичного курсів дисципліни «Хімія з основа біогеохімії» та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу.....	21
2.3	Підготовка до «0-го модулю».....	21
2.4	Підготовка до змістовних модулів основного курсу за I-й семестр.....	29
2.5	Підготовка до змістовних модулів основного курсу за II-й семестр.....	73
3	Організація поточного, семестрового та підсумкового контролю рівня знань та вмінь студентів.....	102
4	Наукова робота студентів.....	107
5	Додатки.....	111

1 Загальна частина

1.1 Мета і завдання дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»

Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» належить до природничо-наукового (фундаментального) циклу Б ОПП підготовки, за спеціальностями 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища» рівень вищої освіти – бакалавр. Статус дисципліни – обов'язкова.

Хімія – фундаментальна наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку. В процесі вивчення хімії формується діалектичне мислення, розширюється світогляд, правильне розуміння явищ навколишнього світу, виховується екологічна культура та ерудиція.

В житті людей хімія відіграє важливу роль – немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалась хімія чи її продукція. У зв'язку з цим сучасне людство висуває перед хімічною наукою дуже важливі питання, пов'язані з проблемою охорони довкілля. Тому так важливо для майбутніх фахівців екологів сформуванню повне уявлення про хімічні властивості речовин а також про хімічні процеси, що протікають між різними речовинами у навколишньому середовищі.

Хімія посідає центральне місце серед природничих наук. Вона поєднує фізичні і хімічні уявлення з біологічними і геологічними процесами, явищами живої та неживої природи. Хімічна форма руху матерії – це вища єдність фізичних форм, але вона є нижчою за біологічну. Багато хімічних перетворень відбуваються під дією фізичних факторів – теплоти, електричного струму, випромінювання тощо. Біологічні зміни обумовлені послідовними хімічними реакціями. Основою технологічних процесів у багатьох галузях народного господарства (металургійна, медична, харчова, легка промисловість, енергетика, будівництво, електроніка, сільське господарство) є хімічні реакції.

Метою вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» є:

1. формування наукового світогляду;
2. забезпечення основ екологічних знань, які необхідні для збереження природного середовища;
3. визначення раціональної та безпечної поведінки в усіх галузях виробництва, культури, науки та в повсякденному житті;
4. усвідомлення ролі хімії у вирішенні сировинних, енергетичних, харчових, медичних та екологічних проблем людства.

Основні завдання дисципліни:

1. сформуванню базові знання з загальної, фізичної, колоїдної та біогеохімії;
2. набути квантово-механічні уявлення про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними; а також свідомості про хімічну будову речовини

та механізми її перетворення, характерні властивості хімічних елементів та їх сполук;

3. засвоїти комплекс знань основних законів та закономірностей хімії;
4. отримати сучасні уявлення про хімічні властивості розчинів та процеси, що протікають між різними речовинами у навколишньому середовищі;
5. набути знання про особливу роль біогенних елементів та їх сполук;
6. перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.
7. використовувати хімічні знання в охороні навколишнього середовища та раціональному використанні природних ресурсів.

Хімія тісно пов'язана з фізикою та біологією. Адже хімічні зміни завжди супроводжуються фізичними, а всі життєві процеси – безперервними хімічними перетвореннями речовини в організмі, обміном речовин між організмом та навколишнім середовищем.

Читання даної дисципліни спирається на дисципліни «Хімія», «Біологія», «Фізика», «Математика» в обсязі загальноосвітньої програми середньої школи.

Отримані знання та вміння надалі будуть використовуватися при вивчанні наступних навчальних дисциплін: «Загальна екологія та неоекологія», «Ландшафтна екологія», «Урбоекологія» «Техноекологія», «Безпека життєдіяльності», які також входять в освітньо-кваліфікаційну характеристику бакалавра спеціальності 101 «Екологія»; «Методи контролю та очищення доквілля від фізичного забруднення», «Екологія», «Моделювання в задачах захисту доквілля» «Основи технології захисту навколишнього середовища» для спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища».

Сучасна хімія базується на квантово-механічних уявленнях про структуру атомів, молекул і взаємодії між ними, а також використовує основні закони термодинаміки та електрохімії. У програмі дисципліни передбачається розділ, який дозволяє студентам ознайомитись з основами квантово-механічних уявлень про взаємодію електронів і ядер. На цій основі надалі викладаються сучасні уявлення про будову молекул і речовин. Важливим є момент переходу від опису властивостей окремих атомів і молекул до опису речовин, що є ансамблями взаємодіючих частинок, поведінка яких описується законами термодинаміки.

Частина програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» присвячена хімії окремих елементів. Для елементів обговорюються типові сполуки, їхнє використання в господарських цілях, проблеми хімії навколишнього середовища і токсикологічні аспекти. У програму дисципліни включений розділ «Комплексні сполуки», а також передбачено

викладання понять про теорію розчинів, електрохімічні процеси, основи колоїдної хімії.

Впродовж всього практичного курсу дисципліни розглядаються поняття й методи аналітичної хімії, їх використання для дослідження якісного й кількісного складу органічних і неорганічних сполук, які зустрічаються в природі.

Згідно з «Положенням про систему контролю знань студентів», до програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії», що базується на вивченні хімії вводиться «Програма 0-го модуля» в обсязі до 1/3 загального обсягу годин, відведених у початковому семестрі навчального плану. Цей модуль передбачає оглядове прискорене вивчення базових знань, вмінь та навичок загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

Компетенції – оволодіння базовими знаннями будови речовини різної природи та вміннями розпізнавати хімічні процеси, закономірності їх перебігу та раціонально їх використовувати для охорони навколишнього середовища. Компетенції включають вміння використовувати біогеохімічну інформацію при виконанні екологічних оцінок і експертиз, застосування методів хімії та біогеохімії для екологічного моделювання природних процесів і ситуацій. Сучасним доповненням до компетенцій є використання методів біоіндикації та біотестування при вивченні біосфери й екологічних досліджень. До компетенцій сучасного фахівця-еколога входять уявлення про біогеохімічне районування і дослідження аномалій певних територій з встановленням біогеохімічних провінцій та їх наслідків – біогеохімічних ендемій.

1.2 Перелік тем лекційного курсу та лабораторних занять

1.2.1 Перелік тем лекційного курсу.

«0-модуль»:

Тема 1. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття: атом, елемент, молекула, йон, проста речовина, складна речовина, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції (основні типи). Атомна маса і масове число ізотопу. Ізотопний склад елемента. Молекулярна маса. Моль. Молярна маса.

Тема 2. Основні закони хімії. Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та слідства з нього. Число Авогадро. Закон збереження маси. Закон збереження енергії. Закон постійності складу. Закон кратних відношень.

Тема 3. Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини. Універсальне рівняння стану газу, який об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака. Рівняння Клапейрона-Менделєєва.

Тема 4. Встановлення хімічної формули речовини. Формули прості та молекулярні. Стехіометричні розрахунки.

Тема 5. Періодичний закон Д. І. Менделєєва і будова електронних оболонок атомів (1-4 періоди).

Тема 6. Поняття про хімічний зв'язок: ковалентний (неполярний та полярний), йонний зв'язки. Поняття про ступінь окиснення.

Тема 7. Основні класи неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти, солі. Хімічні властивості та способи одержання.

Тема 8. Йонно-молекулярні хімічні рівняння.

Тема 9. Поняття про окисно-відновні рівняння.

Основний лекційний курс у 1-му семестрі

Розділ 1. Основні поняття та закони хімії

1.1. Предмет хімії, її зв'язок з іншими природничими науками.

1.2. Основні закони хімії. Закон еквівалентів. Молярна маса еквіваленту речовини. Об'єм еквіваленту речовини. Фактор еквіваленту речовини. Кількість речовини еквіваленту.

1.3. Методи визначення атомної маси. Валентність. Правило Дюлонга-Пті.

Розділ 2. Хімічна будова речовин.

2.1. Будова атому та розвиток періодичного закону Д. І. Менделєєва. Опис атома в квантовій механіці. Корпускулярно-хвильовий дуалізм електрона.

2.2. Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського.

2.3. Потенціали іонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, магнітні властивості атомів.

2.4. Багатоелектронні атоми. Електронні формули. Нормальний і збуджений стан атома.

2.5. Періодичний закон Д. І. Менделєєва і будова електронних оболонок атомів. Періодична система елементів. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою. Періодичний характер зміни властивостей елементів.

Розділ 3. Хімія елементів

3.1. Хімія металів. Властивості *s*-, *p*-, *d*-металів та їх сполук.

3.2. Хімія неметалів. Сполуки карбону, нітрогену, фосфору, сульфуру, силіцію, галогенів, гідрогену.

Розділ 4. Основні типи хімічного зв'язку.

4.1. Метод валентних зв'язків. Електронегативність елементів. Ковалентний зв'язок. неполярний та полярний ковалентний зв'язок. Механізм утворення, напрямленість та насиченість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО (молекулярних орбіталей).

4.2. Йонний зв'язок. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок.

4.3. Комплексні сполуки. Основні положення координаційної теорії

Вернера. Комплексоутворювач; ліганди. Координаційне число комплексоутворювача. Дентантність лігандів. Внутрішня сфера комплексної сполуки (комплекс). Зовнішня сфера комплексної сполуки. Класифікація комплексних сполук. Електролітична дисоціація комплексних сполук. Природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Донорно-акцепторний зв'язок. Просторова будова та ізомерія комплексних сполук.

4.4. Міжмолекулярна взаємодія. Сили Ван-дер-Вальса.

4.5. Типи кристалічних ґраток. Агрегатний стан речовини.

Розділ 5. Енергетика хімічних реакцій. Закономірності перебігу хімічних реакцій.

5.1. Тепловий ефект хімічних реакцій. Внутрішня енергія і ентальпія, як функції стану хімічної системи.

5.2. Закони термодинаміки. Закон Гесса та наслідки з нього. Термохімічні розрахунки.

5.3. Термодинамічні величини. Ентропія та енергія Гіббса.

Розділ 6. Швидкість хімічних реакцій та хімічна рівновага.

6.1. Хімічна кінетика. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції. Гомогенні та гетерогенні реакції.

6.2. Вплив температури реагуючих речовин на швидкість реакції. Рівняння Ареніуса. Правило Вант-Гоффа. Каталіз.

6.3. Хімічна рівновага. Обернені та необернені реакції. Константа рівноваги, її зв'язок з вільною енергією Гіббса. Зрушення хімічної рівноваги Принцип Ле-Шател'є. Вплив концентрації, температури, тиску та каталізаторів на стан хімічної рівноваги.

Розділ 7. Розчини.

7.1. Вода, як розчинник. Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді. Закон Генрі. Закон Генрі-Дальтона. Розчини. Насичені, ненасичені і перенасичені розчини. Способи вираження концентрацій у розчинах. Властивості розбавлених розчинів неелектролітів. Осмотичний тиск у розчинах. Закон Вант-Гоффа. Закони Рауля.

7.2. Розчини електролітів. Теорія електролітичної дисоціації (С. Арреніуса). Ступінь дисоціації, сила електролітів. Константа дисоціації. Властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації. Хімічна рівновага у розчинах слабких електролітів; закон розбавлення Оствальда. Добуток розчинності. Активність йонів у розчинах електролітів.

7.3. Йонізація води. Константа води. Водневий показник (рН). Буферні розчини. Гідроліз солей. Вплив гідролізу солей на рН розчинів.

Розділ 8. Окисно-відновні реакції.

- 8.1. Процеси окиснення та відновлення. Визначення коефіцієнтів в ОВР методом електронно-іонного балансу.
- 8.2. Типові окисники та відновники. Окисно-відновна двоїстість. Еквіваленти окисників та відновників.
- 8.3. Типи окисно-відновних реакцій.

Основний лекційний курс у 2-му семестрі:

Розділ 9. Електрохімічні процеси.

- 9.1. Поняття про електродні потенціали. Стандартний водневий електрод. Ряд напруги металів.
- 9.2. Визначення електродних потенціалів. Рівняння Нернста.
- 9.3. Електрорушійна сила та її вимірювання. Класифікація електрохімічних процесів. Гальванічні елементи.
- 9.4. Електроліз розчинів та розплавів електролітів. Послідовність електродних процесів на аноді та катоді. Закони Фарадея. Вихід за током. Хімічні джерела електричної енергії.
- 9.5. Проблеми водневої енергетики. Паливні елементи. Датчики.
- 9.6. Корозія металів та сплавів. Методи захисту від корозії. Основні типи корозії. Хімічна корозія. Електрохімічна корозія. Біологічна корозія. Електрохімічний захист, захисні покриття. Інгібітори та активатори корозії.

Розділ 10. Основи колоїдної хімії

- 10.1. Загальна характеристика дисперсних систем, їх особливості. Класифікація. Способи отримання дисперсних систем.
- 10.2. Поверхнева енергія. Поверхневий натяг. Капілярні явища. Закон Лапласа. Поверхнева активність. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини. Правило Дюкло-Траубе. Змочування. Крайовий кут.
- 10.3. Оптичні властивості гетерогенних систем. Розсіювання світла. Закон Релея. Поглинання світла. Закон Ламберта-Бугера-Бера.
- 10.4. Адсорбція на поверхні розподілу фаз. Величина адсорбції. Рівняння Гіббса. Рівняння Фрейндліха та Ленгмюра. Вибіркова та обмінна адсорбція з розчинів електролітів.
- 10.5. Електрокінетичні явища. Подвійний електричний шар на межі розподілу фаз. Електрична будова колоїдних частинок. Міцели. Електрофорез та електроосмос. Коагуляція. Правила коагуляції. Правило значності Шульце-Гарді.

Розділ 11. Основи біогеохімії

- 11.1. Біогеохімія як наука: об'єкт вивчення, задачі, місце в системі природознавчих наук, зв'язок з іншими науками. Закони біогеохімії. Роль Вернадського В. І. у становленні й розвитку біогеохімії.

11.2. Концепція біосфери; огляд її властивостей і особливостей; компоненти біосфери. Енергетика біосфери. Концепція живої речовини і біокосних систем. Типи речовини в біосфері. Види, функції живої речовини. Еволюція живої речовини і біосфери. Концепція ноосфери.

11.3. Поняття про кларк, кларк концентрацій, біофільність. Класифікації біогенних елементів. Дефіцитні та надлишкові елементи за Ферсманом. Коефіцієнт біологічного поглинання.

11.4. Класифікація видів міграції. Показники міграції різних видів (показник механічної міграції, іонний потенціал Картледжа, енергетичні коефіцієнти). Геохімічні бар'єри: утворення, відомі класифікації, основні показники.

11.5. Концепція колообігу, предбіотичний мінеральний, біотичний, геологічний, біогеохімічний цикли. Колообіги біогенних елементів. Техногенна міграція і технофільність. Техногенні фактори порушення природних колообігів. Техногенні аномалії в біосфері.

11.6. Карбон в біосфері. Органічна речовина як геохімічний акумулятор. Класифікація органічних речовин, у т. ч. вуглеводнів, функціональних сполук (спирти, альдегіди, кетони, карбонові кислоти, етери і естери). Знаходження в природі, хімічні і фізичні властивості вуглеводнів; екологічна небезпека. Гіпотези формування нафти. Склад нафти і природного газу. Правила номенклатури IUPAC. Природні біологічно активні речовини і біополімери.

11.7. Вплив забруднюючих речовин на біоту. Джерела забруднювачів довкілля. Класифікація та характеристика сучасних забруднювачів довкілля, наслідки забруднення.

11.8. Основи біоіндикації, рівні, методи, форми, види, типи, часові типи. Геосфери земної кори і біосфери. Фізико-хімічні процеси в атмосфері, гідросфері (склад поверхневих вод, твердість води та її види, класифікації вод), літосфері. Ґрунти та їх геохімічна роль.

1.2.2 Перелік тем практичних занять

«0 – модуль»:

1. Визначення валентності та ступеня окиснення елементів. Складання формул хімічних сполук за валентністю. Розрахунки за основними законами хімії.
2. Класи неорганічних сполук. Складання рівнянь хімічних реакцій.

Основний курс 1-го семестру:

3. Закон еквівалентів. Визначення молярних мас еквівалентів елементів та сполук.
4. Електронні формули елементів. Визначення за електронним

- формулами елементів їх властивостей та характер сполук.
5. Періодичний закон та система Д. І. Менделєєва. Хімічний зв'язок та будова молекул. Типи взаємодії молекул. Донорно-акцепторний зв'язок. Комплексні сполуки.
 6. Термодинамічні функції стану системи: ентальпія, ентропія, енергія Гіббса, їх зміни при хімічних реакціях. Швидкість хімічних реакцій. Закон діючих мас. Правило Вант-Гоффа. Хімічна рівновага. Зрушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.
 7. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів. Розчини електролітів. Йонні реакції в розчинах. Водневий показник рН. Гідроліз солей.
 8. Окисно-відновні процеси. Методи розрахунків коефіцієнтів в ОВР. Визначення еквівалентів відновників та окисників.

Основний курс 2-го семестру:

9. Гальванічні елементи. Ряд стандартних електродних потенціалів. Хімічні процеси при роботі гальванічних елементів. Розрахунок електрорушійної сили гальванічного елемента.
10. Електроліз розчинів та розплавів електролітів. Послідовність процесів на аноді та катоді при електролізі. Розрахунок виділеної при електролізі кількості (мас та об'ємів) речовини за законами Фарадея.
11. Корозія металів та сплавів, контактна корозія. Атмосферна корозія. Електрохімічна корозія. Методи захисту від корозії.
12. Класифікація дисперсних систем, їх особливості. Оптичні властивості.
13. Будова міцели. Електрофорез та електроосмос. Коагуляція колоїдних систем. Правила коагуляції.
14. Правила номенклатури IUPAC вуглеводнів усіх класів та складання структурних формул вуглеводнів.
15. Розрахункові задачі за рівнянням хімічної реакції визначення продуктів або реагентів; визначення ступеня окиснення карбону в різноманітних органічних сполуках.

1.2.3 Перелік тем лабораторних занять

«0»-й модуль:

Лабораторна робота № 1 «Техніка безпеки та загальні правила роботи в хімічній лабораторії. Зважування на технохімічних терезах. Стехіометричні розрахунки»

Лабораторна робота № 2 «Визначення формули речовини кристалогідрату гравіметричним (ваговим) методом аналізу»

Основний курс 1-го семестру:

Лабораторна робота № 3 «Закон еквівалентів. Визначення еквіваленту металу методом витиснення водню»

Лабораторна робота № 4 «Визначення теплового ефекту хімічних реакцій»

Лабораторна робота № 5 «Приготування розчинів певної концентрації. Різні способи вираження концентрації розчину»

Лабораторна робота № 6 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину (рН)»

Лабораторна робота № 7 «Окисно-відновні реакції та закономірності їх перебігу»

Лабораторна робота № 8 «Підсумкове заняття. Розрахунки в хімії»

Основний курс 2-го семестру:

Лабораторна робота № 9 «Електрохімічні процеси в гальванічних елементах»

Лабораторна робота № 10 «Електроліз солей»

Лабораторна робота № 11 «Корозія металів»

Лабораторна робота № 12 «Основи колоїдної хімії. Виготовлення золей різними методами»

Лабораторна робота № 13 «Коагуляція золей електролітами. Визначення порогу коагуляції»

Лабораторна робота № 14 «Визначення біогенних забруднень нітрат- і нітрит-іонів у воді фотоколориметричним методом»

Лабораторна робота № 15 «Визначення загальної, карбонатної та некарбонатної твердості природних вод аналітичними методами.»

1.3 Перелік навчальної літератури та навчально-методичного матеріалу, що забезпечує вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»

Основна література

1. Глинка Н. Л. Общая химия : учебное пособие. М. : КНОРУС, 2011. 752 с.
2. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для нехимических специальностей вузов. Л. : Химия, 1988. 272 с.
3. Костік В. В. Хімія з основами біогеохімії. Частина I : конспект лекцій. Одеса : ОДЕКУ, 2012. 108 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/729> (дата звернення 30.05.2019)
4. Костік В. В. Хімія з основами біогеохімії. Частина II : конспект

- лекцій. Одеса : «ТЕС», 2010. 110 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/912> (дата звернення 30.05.2019)
5. Костік В. В., Софронков О. Н. Збірник задач із загальної хімії : навчальний посібник. Одеса : ТЕС, 2018. 262 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/762> (дата звернення 30.05.2019)
 6. Герасименко Г. І. Хімія. Практичний курс : навчальний посібник. Одеса : «ТЕС», 2009. 304 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/673> (дата звернення 30.05.2019)
 7. Безуглова О. С., Орлов Д. С. Біогеохимія : учебник для студентов высших учебных заведений. Ростов-на-Дону: «Феникс», 2000. 320 с.
 8. Шепеліна С. І. Методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» з курсу «Хімія» 0-модуль. Спеціальності: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Одеса : ОДЕКУ, 2018. 125 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/18> (дата звернення 30.05.2019)
 9. Шепеліна С. І. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт I семестр з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I курсу. Спеціальності: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Одеса : ОДЕКУ, 2017. 140 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/395> (дата звернення 30.05.2019)
 10. Шепеліна С. І. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт II семестр з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I курсу. Спеціальності: 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Одеса : ОДЕКУ, 2018. 134 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/345> (дата звернення 30.05.2019)
 11. Федорова Г. В. Практикум з біогеохімії для екологів : навчальний посібник. Київ : КНТ, 2007. 286 с.
 12. Федорова Г. В. Тлумачний словник з біогеохімії для екологів. Київ : Центр учбової літератури, 2013 р. 864 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/859> (дата звернення 30.05.2019)
 13. Басов В. П., Родіонов В. М., Юрченко О. Г. Хімія : навч. посібник для слухачів підготовчих відділень, факультетів довузівської підготовки, абітурієнтів. Київ : «Каравела», 2003. 119 с.
 14. Капустян А. И., Табенская Т. В. Химия для студ. подготовительных факультетов вузов. М. : «Высш. школа», 1990. 119 с.

Додаткова література

15. Хомченко Г. П., Хомченко И. Г. Задачи по химии для поступающих в вузы М. : «Высш. школа», 1987. 263 с.
16. Мітрясова О. П. Загальна хімія. Хімія довкілля : навчальний посібник. К. : Видавничий дім «Професіонал», 2009. 336 с.
17. Мітрясова О. П. Хімічні основи екології : навчальний посібник. Київ; Ірпінь : ВТФ «Перун», 1999. 192 с.
18. Ахметов Н. С. Неорганическая химия. Изд-е 2-е. М. : Высшая школа, 1975. 640 с.
19. Кононський О. І. Фізична і колоїдна хімія : підручник - 2-е вид., доп. і випр. К. : Центр учбової літератури, 2009. 311 с.
20. Химия окружающей среды / под ред. Дж. О. Бокриси. / перевод с англ. Под ред. А. П. Цыганкова. М. : Химия, 1982. 672 с.
21. Загальна та неорганічна хімія. Частина 1 та 2. / Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Київ : Пед. преса, 2000. 344 с. 326 с.
22. Герасименко Г. І. Стехіометрія : збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії». Одеса : ОДЕКУ, 2010. 64 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/3213> (дата звернення 30.05.2019)
23. Герасименко Г. І. Закономірності перебігу хімічних реакцій : збірник методичних вказівок до практичних робіт з дисциплін «Хімія з основами біогеохімії», «Загальна і колоїдна хімія» для студентів I-III курсів денної форми навчання. Одеса : ОДЕКУ, 2006. 51 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/4378> (дата звернення 30.05.2019)
24. Герасименко Г. І. Водні розчини електролітів. Гідроліз солей : збірник методичних вказівок до практичних робіт та лабораторних робіт з дисциплін «Хімія з основами біогеохімії», «Загальна і колоїдна хімія» для студентів I-III курсів денної форми навчання. Одеса : ОДЕКУ, 2006. 75 с. URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/4225> (дата звернення 30.05.2019)
25. Герасименко Г. І. Електрохімія. Колоїдно-дисперсні системи : збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I курсу денної форми навчання. Одеса : ОДЕКУ, 2010. 72 с.
URL: <http://eprints.library.odeku.edu.ua/id/eprint/3221> (дата звернення 30.05.2019)

Посібники та підручники є в наявності в бібліотеці ОДЕКУ, конспекти лекцій, навчальні посібники, методичні вказівки до виконання

лабораторних та практичних робіт є у достатній кількості на кафедрі хімії навколишнього середовища у паперовому або в електронному вигляді на сайті Репозитарію ОДЕКУ (<http://eprints.library.odeku.edu.ua/>).

Перелік лабораторного обладнання та лабораторій: хімічна лабораторія має лабораторні столи, витяжні шафи, дистилятор. Перелік лабораторного посуду та хімічних реактивів, які використовують при виконанні кожної лабораторної роботи зазначений у збірниках методичних вказівок для лабораторних робіт.

1.4 Перелік знань і умінь, якими повинен володіти студент, для успішного вивчення дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»

Засвоєння дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» повинне сприяти розвитку у студентів екологів широкого природничо-наукового розуміння проблем раціонального використання природних ресурсів а також складних хімічних процесів, які виникають у літосфері, атмосфері, гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад речовин.

Важливим завданням хімії є охорона навколишнього середовища та раціональне використання природних ресурсів.

Базові знання та вміння, які отримують студенти.

Після вивчення дисципліни студент повинен **знати:**

- склад і будову атомів елементів, хімічних сполук, їх властивості;
- періодичний закон та систему Д. І. Менделєєва;
- сучасні уявлення про будову речовини і хімічний зв'язок;
- класифікацію неорганічних сполук;
- теоретичні основи будови й властивості неорганічних і органічних сполук;
- властивості металів і неметалів, комплексних сполук;
- закономірності перебігу хімічних процесів;
- властивості розчинів неелектролітів і електролітів;
- електролітичну дисоціацію води, водневий показник;
- окисно-відновні процеси;
- електрохімічні процеси, гальванічні елементи, електроліз, корозію металів у тому числі біологічну корозію;
- класифікацію колоїдно-дисперсних систем;
- оптичні, електро-кінетичні властивості колоїдів;
- будову міцел та коагуляцію колоїдних систем;
- поняття, закони, принципи і закономірності біогеохімії, структуру біосфери за М. Б. Вассоевичем; будову, компоненти, властивості і особливості біосфери, її енергетику;
- види живої речовини, її природу, функції живої речовини, її характеристики, роль в природі як геохімічного акумулятора в

біосферних процесах та обов'язкового учасника колообігу речовин і елементів в природі;

- класи і номенклатуру IUPAC органічних сполук (вуглеводні й функціональні сполуки), їх хімічні властивості;
- кларк концентрацій, біофільність та коефіцієнт біологічного поглинання; класифікацію хімічних елементів; дефіцитних та надлишкових елементів за О. Є. Ферсманом;
- процеси міграції хімічних елементів, їх ізотопів і сполук;
- сутність геохімічних бар'єрів та їх показників;
- колообіги біогенних елементів та сполук з розгляданням їх як основної рушійної сили еволюції біосфери;
- основи біогеохімічного районування, аномалії вмісту хімічних елементів у ґрунті, водах та рослинності певних територій, виникнення біогеохімічних провінцій та відповідних їм ендемій;
- основи біоіндикації, основні геосфери планети, педосферу, атмосферу, гідросферу (типи природних вод, класифікацію за твердістю, та методи її усунення).
- склад біосфер земної кори.

Після вивчення дисципліни студент повинен **вміти**:

- за електронними формулами атомів визначати положення елементів в періодичній системі та передбачати їхні властивості та характер сполук;
- передбачати теплові ефекти реакцій та термічну стійкість сполук;
- передбачати напрямки хімічних реакцій та хімічну стійкість сполук;
- визначати швидкість хімічних реакцій;
- впливати на зсув рівноваги процесу в потрібному напрямку;
- розраховувати концентрації різних видів та перераховувати одні види концентрацій в інші;
- визначати коефіцієнти методом електронно-йонного балансу в окисно-відновних реакціях;
- розраховувати електродні потенціали та електрорушійну силу гальванічних елементів;
- розраховувати певну кількість речовини при електролізі;
- захищати метали та сплави від корозії;
- класифікувати колоїдно-дисперсні системи за агрегатним станом та розміром частинок;
- визначати поріг коагуляції колоїдних систем;
- класифікувати елементи живої речовини за кількісним та фізіологічним критерієм;
- володіти методиками визначення полютантів довкілля: NH_3 , добрив з вмістом NO_2^- , NO_3^- ;
- володіти кількісним оцінюванням вмісту елементів та їх сполук (кларк);
- класифікувати вуглеводні, використовувати правила міжнародної

- системи IUPAC;
- встановлювати формули органічних сполук за їх назвами;
 - оцінювати забруднення довкілля за величиною ГДК.

Компетенції – оволодіння базовими знаннями будови речовини різної природи та вміннями розпізнавати хімічні процеси, закономірності їх перебігу та раціонально їх використовувати для охорони навколишнього середовища. Компетенції включають вміння використовувати біогеохімічну інформацію при виконанні екологічних оцінок та експертиз, застосування методів хімії та біогеохімії для екологічного моделювання природних процесів та ситуацій. Сучасним доповненням до компетенцій є використання методів біоіндикації та біотестування при вивченні біосфери та виконанні польових екологічних досліджень. Компетентний еколог на основі знань з дисципліни придбає навички класифікувати речовини живої, косної природи і розпізнавати забруднювачі за класами пріоритетності і небезпеки, а також визначати ступінь небезпеки умов навколишнього середовища та розвитку аномалій чи негативних біогеохімічних явищ за допомогою біоіндикаторів на макроскопічному рівні. До компетенцій сучасного фахівця-еколога входять уявлення про біогеохімічне районування і дослідження аномалій певних територій з встановленням біогеохімічних провінцій та їх наслідків – біогеохімічних ендемій.

1.5 Перелік контрольних заходів поточного контролю знань і вмінь студентів

Викладання дисципліни базується на засвоєнні природничих дисциплін в обсязі загально-освітньої програми. Загальний обсяг навчального часу, що припадає на вивчення дисципліни в I та II семестрах визначається освітньо-професійною програмою бакалавра, яка затверджена навчальним планом і становить для денної форми навчання спеціальності 101 «Екологія» 300 годин; для спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища» 270 годин. Дисципліна «Хімія з основами біогеохімії» складається з: 60 год. – лекції, 30 год. – практичні заняття, 45 год. – лабораторні заняття, 165 год. – самостійна робота студентів (СРС) для спеціальності 101 «Екологія», 135 год. – самостійна робота студентів (СРС) для спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Наприкінці I-го семестра іспит для спеціальності 101 «Екологія», залік для спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища». Наприкінці II-го семестру – іспит для обох спеціальностей.

Окремою заліковою одиницею введено науковий модуль у відповідності до чинного положення.

Організація контролю знань студентів:

- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з «Положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ».
- *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» від 25.05.2004 р. зі змінами та доповненнями, затвердженими 25.05.2006 р. – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
- *Форми підсумкового контролю*: семестрові іспити у I, II семестрах для спеціальності 101 «Екологія», залік у I семестрі та іспит у II семестрі для спеціальності 183 «Технології захисту навколишнього середовища».
- *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до іспиту 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 частини підготовки.

Структура дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» складена згідно із затвердженим навчальним планом на I та II семестри:

- загальна кількість кредитів ECTS: I семестр – 6 ;
II семестр – 4;
+1 (науковий);
- кількість залікових одиниць – 10 + 1 (науковий);
- модулі:
 - у I семестрі – «0-й модуль», 2 лекційні, 2 практичних, 1 з лабораторних занять, 1 модуль індивідуальної роботи (ІЗ-1);
 - у II семестрі – 1 лекційний, 1 практичний, 1 модуль індивідуальної роботи (ІЗ-2) та наукової роботи (окрема залікова одиниця);
- загальна кількість змістовних модулів – 10.

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час практичних, лабораторних та лекційних занять – УО;
- захист лабораторних робіт – ЗЛР;
- індивідуальне домашнє завдання – виконання 2-х модулів індивідуальної роботи (ІЗ-1 та ІЗ-2);

- тестові контрольні роботи – ТКР: виконання «0 – модуля», 3-х лекційних (теоретичних), 3-х практичних модулів, 1-го лабораторного модулю;
- захист реферату наукового модулю – РФ.

Графік контрольних заходів у I-му семестрі

№ тижня	Контрольний показник та вид занять, на яких він буде проведений		
	Теоретична частина	Практична частина	
	Лекції	Практичні заняття	Лабораторні заняття
1	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
2	УО		
3	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
4	ЗМ-0 (ТКР)		
5	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
6	УО		
7	УО	ЗМП-1 (ТКР)	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
8	ЗМЛ-1 (ТКР)		
9	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
10	УО		
11	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
12	УО		
13	УО	ЗМП-2 (ТКР)	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР ЗМ-Лаб1 (ТКР)
14	УО		
15	ЗМ-Л2 (ТКР)	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР ЗМ-ІЗ

Умовні позначки:

- УО – усне опитування під час лабораторних або лекційних занять;
 РЗ – розв’язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі;
 КЗ – виконання завдання біля дошки;
 ТКР – тестова контрольна робота;
 ЗЛР – виконання лабораторної роботи, підготовка протоколу та захист;
 ЗМ – змістовний модуль;
 ЗМ-ІЗ – змістовний модуль індивідуального домашнього завдання.

Графік контрольних заходів у II-му семестрі

№ тижня	Контрольний показник та вид занять, на яких він буде проведений		
	Теоретична частина	Практична частина	
	Лекції	Практичні заняття	Лабораторні заняття
1	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
2	УО		
3	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
4	УО		
5	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
6	УО		
7	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
8	УО		
9	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
10	УО		
11	УО	УО; РЗ; КЗ ЗМП-3 (ТКР)	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР
12	УО		
13	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ ЗЛР ЗМ-ІЗ
14	ЗМ-ІЗ (ТКР)		
15	УО	УО; РЗ; КЗ	УО; РЗ; КЗ; ЗЛР

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» завдання до СРС з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I-го курсу природоохоронного факультету (спеціальності 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища» рівень вищої освіти – бакалавр), надані у вигляді вивчення певних розділів теоретичного матеріалу а також підготовки до «0-го модулю», 3-х теоретичних, 3-х практичних 1-го лабораторного змістовних модулів та 2-х модулів індивідуального домашнього завдання (ІЗ-1 та ІЗ-2).

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.

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 питання теоретичних змістовних модулів «0»-го; ЗМ-Л1; ЗМ-Л2; ЗМ-Л3. Крім конспекту лекцій для вивчення програмного матеріалу можливо самостійно користуватись основною та додатковою літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після ретельного вивчення теоретичного матеріалу з певного розділу лекційного курсу треба попрацювати над виконанням тематичних вправ та вирішуванням задач, які ілюструють практичне використання теоретичних знань – це має розвинути у студента певні навички та вміння а також допоможе підготуватися до виконання практичних змістовних модулів (ЗМ-П1; ЗМ-П2; ЗМ-П3; ЗМ-Лаб1 та ЗМ-ІЗ-1; ЗМ-ІЗ-2).

2.2 Перелік питань з теоретичного та практичного курсів дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» та поради щодо їх самостійного вивчення з указівкою на літературу, в якій можна знайти необхідний матеріал

2.2.1. Підготовка до «0-модулю» включає вивчення (або повторення) теоретичного матеріалу та вміння розраховувати тематичні завдання з курсу загальноосвітньої шкільної дисципліни «Хімія».

Після вивчення тем 1-9 «0-модулю» студент повинний знати:

- Атомно-молекулярне вчення, як фундамент сучасної хімії.
- Основні поняття в хімії: атом, елемент, молекула, йон, проста речовина, складна речовина, хімічна формула, хімічна реакція, рівняння хімічної реакції (основні типи).
- Відносну атомну масу, відносну молекулярну масу сполуки, масове число ізотопу.
- Закон об'ємних відношень. Закон Авогадро та наслідки з нього. Число Авогадро.
- Основні закони хімії: закон збереження маси (М. В. Ломоносова – А. Лавуаз'є); закон збереження енергії (А. Ейнштейна). Закон постійності складу (Ж. Пруста). Закон кратних відношень (Д. Дальтона).
- Експериментальні методи визначення молекулярної маси газоподібної речовини: найпоширеніший метод визначення молекулярних мас речовин, який ґрунтується на законі Авогадро; універсальне рівняння стану газу, яке об'єднує закони Бойля-Маріотта і Гей-Люссака; рівняння Клапейрона-Менделєєва.
- Періодичний закон Д. І. Менделєєва у сучасному формулюванні і будову атома.
- Поняття про ступінь окиснення.

- Розрізняти типи хімічного зв'язку: неполярний та полярний ковалентний зв'язок; йонний зв'язок.
- Основні класи неорганічних сполук. Хімічні властивості та способи одержання оксидів, основ, кислот, солей.
- Йонно-молекулярні хімічні рівняння.
- Поняття про окисно-відновні рівняння.

Студент повинний вміти:

- робити розрахунки молярної маси речовини та кількості речовини (моль);
- виявити валентність елемента;
- встановити хімічну формулу (просту та молекулярну) за відсотковим складом речовини або, навпаки, відсотковий склад речовини за хімічною формулою;
- встановити молекулярну формулу газоподібної речовини, використовуючи основні газові закони; стехіометричні розрахунки;
- складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації атомів елементів 1-4 періодів системи Д. І. Менделєєва та на їх основі встановити властивості даної простої речовини (металічні або неметалічні);
- вміти розрахувати ступінь окиснення елемента;
- складати іонно-молекулярні рівняння.

Студент повинен слухати і конспектувати лекції, в яких в лаконічній формі та суворій послідовності викладені усі питання «0-модуля». Для студентів, які за результатами «вхідного контролю» отримали незадовільну оцінку, на кафедрі розроблені «Методичні вказівки до організації самостійної роботи студентів з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» з курсу «Хімія» 0-модуль» (автор Шепеліна С. І.) [8]. Крім конспекту лекцій для знання програмного матеріалу можливо ознайомитись з літературою:

- теми 1-4: основна література [8, с. 15-26; 13, с. 6-18; 14, с. 10-40;], додаткова література [16, с. 6-21],
- теми 5-6: основна література [8, с. 63-68; 13, с. 19-37; 14, с. 40-82], додаткова література [16, с. 22-30],
- тема 7: основна література [5, с. 15-23; 8, с. 69-100, 103-119; 13, с. 67-80; 14, с. 84-107], додаткова література [16, с. 54-68],
- теми 8-9: основна література [13, с. 53-67], додаткова література [16, с. 35-54].

При вивченні (або повторенні) тем 1-4 слід звернути увагу на такі поняття:

Основні хімічні поняття

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, йонів, електронів та ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C . (Позначають – ν – «ню»).

Кількість речовини ν – це відношення числа молекул N , що містяться в даній речовині, до числа N_A атомів у 0,012 кг Карбону.

Кількість структурних одиниць (атомів) в 0,012 кг Карбону можна визначити, знаючи масу одного атома Карбону ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг):

$$N_a = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Це число називають *сталю Авогадро* (N_A), (розмірність моль^{-1}) і показує число структурних одиниць у 1 моль будь-якої речовини.

Молярна маса (M) – величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини (одиниця виміру – кг/моль або г/моль):

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Чисельне значення молярної маси M в г/моль дорівнює відносній молекулярній масі. Наприклад,

$$\begin{aligned} M_r(\text{Na}) &= 23, & M(\text{Na}) &= 23 \text{ г/моль}; \\ M_r(\text{NaCl}) &= 58,5, & M(\text{NaCl}) &= 58,5 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Молярний об'єм (V_m) – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі (одиниця молярного об'єму – $\text{м}^3/\text{моль}$ або $\text{дм}^3/\text{моль}$):

$$V_m = \frac{V}{\nu}.$$

При кількості речовини $\nu = 1$ моль $V_m = 22,4 \text{ дм}^3$ або $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна частка

Для розрахунків за газовими законами за нормальних умов (н.у.):

$P = 101325 \text{ Па} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$; $T = 273 \text{ К}$) використовуємо наступні формули:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, \quad \nu = V \cdot V_m.$$

де $V_m = 22,4 \text{ дм}^3$ – молярний об'єм газу за н.у.;

V – об'єм газу.

На основі закону Авогадро визначають молярні маси газоподібних

речовин. Звідки:

$$v_1 = v_2, \quad v = \frac{m}{M}.$$

де m – маса газу; M – молярна маса газу;

та

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

Позначивши $\frac{m_1}{m_2} = D$, отримаємо $D = \frac{M_1}{M_2}$;

де D – відносна густина першого газу за другим.

Дуже часто густину газу визначають відносно найлегшого газу – водню, молярна маса якого дорівнює 2 г/моль:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{M(\text{H}_2)}; \quad \text{так як} \quad M = 2 \cdot D_{\text{H}_2}$$

Також густину газу визначають відносно повітря ($D_{\text{нов}}$). ($M_{\text{нов}} = 29$ г/моль. У цьому випадку молярна маса визначається:

$$M = 29 \cdot D_{\text{нов}}.$$

Закон Бойля-Маріотта:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1} \quad \text{або} \quad p_1 V_1 = p_2 V_2 = p_3 V_3 = \dots, \quad \text{тобто} \quad pV = \text{const}.$$

Закон Гей-Люссака:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{або} \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (V = \text{const})$$

Об'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Якщо здійснюється перехід до нормальних умов, то $\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T}$.

Для будь-якого газу кількістю речовини 1 моль величина $\frac{V_0 p_0}{T_0}$ стала і однакова, тому її називають універсальною газовою сталою R .

$$pV = \frac{m}{M} RT, \quad \text{якщо } V, [\text{м}^3] \quad \text{та} \quad pV = 1000 \frac{m}{M} RT, \quad \text{коли } V, [\text{дм}^3].$$

Це рівняння отримало назву *рівняння Менделєєва-Клапейрона* і визнано *рівнянням стану ідеального газу*.

Приклади розв'язання завдань з тем 1-4

Приклад 1. Знайти кількість речовини молекул у 10 г оксиду $Cu(I)$.

Розв'язання: Молярна маса оксиду Купруму (I) складає:

$$M(Cu_2O) = 2A_r(Cu) + A_r(O); \quad M(Cu_2O) = 2 \cdot 64 + 1 \cdot 16 = 144 \text{ г/моль.}$$

Знаходимо кількість речовини

$$\nu(Cu_2O) = \frac{m(Cu_2O)}{M(Cu_2O)} = \frac{10}{144} = 0,07 \text{ моль.}$$

Відповідь: 10 г Cu_2O містять 0,07 моль молекул Cu_2O .

Приклад 2. Розрахувати масу хлориду натрію $NaCl$ за кількістю речовини 0,55 моль.

Розв'язання: Молярна маса дорівнює

$$M(NaCl) = 1A_r(Na) + 1A_r(Cl); \quad M(NaCl) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 35,5 = 58,5 \text{ г/моль.}$$

визначаємо масу $NaCl$:

$$m(NaCl) = \nu \cdot M(NaCl); \quad m(NaCl) = 0,55 \cdot 58,5 = 32,175 \text{ г.}$$

Відповідь: 32,175 г $NaCl$ містять 0,55 моль речовини.

Приклад 3. Скільки структурних одиниць міститься в молекулярному кисню масою 10,5 г.

Розв'язання: Молярна маса O_2 дорівнює 32 г/моль. Визначаємо кількість речовини O_2 :

$$\nu(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)}; \quad \nu(O_2) = \frac{10,5}{32} = 0,328 \text{ моль.}$$

Визначаємо число структурних одиниць (молекул) кисню:

$$N(O_2) = \nu(O_2) \cdot N_A; \quad N(O_2) = 0,328 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,975 \cdot 10^{23}.$$

Відповідь: в молекулярному кисні масою 10,5 г міститься $1,975 \cdot 10^{23}$ молекул.

Приклад 4. Знайти об'єм, що займає 100 г кисню O_2 .

Розв'язання:

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}, \quad \text{де } M(O_2) = 32 \text{ г/моль.}$$

$$V = \frac{m \cdot V_m}{M} = \frac{100 \cdot 22,4}{32} = 70 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: 100 г кисню займає об'єм 70 дм³.

Приклад 5. Знайти масу 1 дм³ метану CH₄ (н.у.).

Розв'язання: Маса 1 дм³ газу – це густина газу, тому використовуємо формули:

$$M = \rho \cdot V_m$$
$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,714 \text{ г.}$$

де $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}$.

Відповідь: маса 1 дм³ CH₄ дорівнює 0,714 г.

Приклад 6. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 16.

Розв'язання:

$$M = D(\text{He}) \cdot M(\text{He}) = 16 \cdot 4 = 64 \text{ г/моль.}$$

де $M(\text{He}) = 4 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса газу дорівнює 64 г/моль.

Приклад 7. Який об'єм займає оксид сульфуру (IV) (SO₂) масою 100 г при температурі 25 °С і тиску 125 кПа.

Розв'язання: Визначаємо кількість речовини сірководню

$$\nu(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)}; \quad \nu(\text{SO}_2) = \frac{100}{64} = 1,56 \text{ моль.}$$

де $M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$

Визначаємо об'єм газу за н.у.:

$$V(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot V_m; \quad V(\text{SO}_2) = 1,56 \cdot 22,4 = 34,9 \text{ л.}$$

Визначаємо об'єм оксиду Сульфуру (IV) за даними умовами, користуючись формулою об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V_1 p_1}{T_1},$$

де $p_0 = 101,3 \text{ кПа}$; $T_0 = 273 \text{ К}$; V_0 – тиск, температура, об'єм за н.у.;

$p_1 = 125 \text{ кПа}$; $T_1 = (273+20) = 293 \text{ К}$, V_1 – тиск, температура, об'єм за даних умов.

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(\text{SO}_2) = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 34,9}{125 \cdot 273} = 30,87 \text{ дм}^3.$$

Відповідь: об'єм оксиду сульфуру (IV) дорівнює 30,87 дм³.

**Питання та завдання до самоконтролю студентів
після вивчення тем «0-го модуля»**

1. Що таке кількість речовини? В яких одиницях виражають цю величину?
2. Розрахувати молярну масу речовини $Fe_2(SO_4)_3$.
3. Укажіть молярну масу сульфатної кислоти (г/моль):
А. 58; **Б.** 68; **В.** 78; **Г.** 98.
4. Поясніть, чим хімічний елемент відрізняється від простої речовини?
5. Які розрахунки можна зробити, знаючи формулу хімічної сполуки?
6. Які основні закони хімії ви знаєте?
7. Виберіть формулювання закону сталості складу речовин:
А. «В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул»
Б. «Об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться один до одного й до об'ємів газуватих продуктів реакції як невеликі цілі числа»
В. «Загальна маса речовин, які вступили в хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, які утворились в результаті реакції»
Г. «Якісний і кількісний склад речовин молекулярної будови завжди сталий і не залежить від місцезнаходження та способів добування»
8. Обчисліть об'єм нітрогену (dm^3) за нормальних умов, який необхідний для добування амоніаку об'ємом $6 dm^3$.
9. Розрахуйте в грамах масу однієї молекули SO_2 .
10. Речовина складається (по масі) з 26,53 % калію, 35,37 % хрому та 38,10 % кисню. Складіть просту формулу речовини.

Приклад розрахунку:

$\begin{array}{l} \omega(K) = 26,53\% \\ \omega(Cr) = 35,37\% \\ \omega(O) = 38,10\% \\ \hline K_x Cr_y O_z - ? \end{array}$	<p align="center">Розв'язання:</p> $x : y : z = \frac{26,53}{A(K)} : \frac{35,37}{A(Cr)} : \frac{38,10}{A(O)} = \frac{26,53}{39} : \frac{35,37}{52} : \frac{38,10}{16} = 0,68 : 0,68 : 2,38 = 1 : 1 : 3,5 = 2 : 2 : 7.$
--	---

Відповідь: проста формула речовини – $K_2Cr_2O_7$.

11. В якій групі періодичної системи Д. І. Менделєєва знаходяться лужні метали?
12. В якій групі періодичної системи Д. І. Менделєєва знаходяться галогени?
13. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по періоду в системі Д. І. Менделєєва?
14. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів по групі в системі Д. І. Менделєєва?
15. За електронною формулою атома виберіть елемент, який утворює просту речовину, для якої характерні властивості типового металу
А. $1s^2 2s^2 2p^6$; **Б.** $1s^2 2s^2 2p^4$; **В.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; **Г.** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

16. За електронною формулою атома виберіть елемент, який утворює просту речовину, для якої характерні властивості інертного газу:
А. $1s^2 2s^2 2p^6$; Б. $1s^2 2s^2 2p^4$; В. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Г. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

17. Які типи хімічних зв'язків ви знаєте?

18. Установіть відповідність між рядком сполук та типом хімічного зв'язку:

- | | |
|-----------------------------------|------------------------|
| 1) йонний зв'язок | А. N_2, O_2, H_2 |
| 2) ковалентний полярний зв'язок | Б. $FeO, CO_2, AlCl_3$ |
| 3) ковалентний неполярний зв'язок | В. $Na_2O, KCl, NaBr$ |
| | Г. HCl, HBr, H_2O |

19. Розрахуйте ступінь окиснення елемента S в складній сполуці K_2SO_4 .

20. Які основні класи неорганічних сполук ви знаєте?

21. Установіть відповідність між рядком сполук та типом оксидів:

- | | |
|---------------------|--------------|
| 1) основний оксид | А. H_2O_2 |
| 2) кислотний оксид | Б. Na_2O |
| 3) амфотерний оксид | В. Al_2O_3 |
| 4) пероксид | Г. SO_3 |

22. Виберіть хімічну формулу кислоти.

- А. $NaOH$; Б. $CaCl_2$; В. HNO_3 ; Г. SO_3

23. Укажіть хімічну формулу основи.

- А. Na_2SO_4 ; Б. $Ca(OH)_2$; В. HCl ; Г. Al_2O_3

24. Визначте йони, які утворюються у водному розчині під час дисоціації барію хлориду

- А. $Ba^{2+}, 2OH^-$ Б. $Ba^{2+}, 2NO_3^-$; В. $Ba^{2+}, 2Cl^-$; Г. Ba^{2+}, SO_4^{2-} .

25. Укажіть схему реакції іонного обміну у водному розчині, під час якої утворюється осад

- | | |
|------------------------------------|-------------------------------|
| А. $AgNO_3 + KCl \rightarrow$ | Б. $NaNO_3 + KCl \rightarrow$ |
| В. $H_2SO_4 + K_2CO_3 \rightarrow$ | Г. $H_3PO_4 + KOH$. |

26. Укажіть сполуку, в якій ступінь окиснення хлору = +7

- А. $NaClO_3$; Б. $CaCl_2$; В. $HClO_2$; Г. $KClO_4$.

27. Укажіть сполуку, в якій ступінь окиснення нітрогену = -3

- А. NH_4OH ; Б. $Ca(NO_3)_2$; В. HNO_2 ; Г. KNO_3 .

28. Укажіть, яка хімічна реакція є окисно-відновною

- А. $AgNO_3 + KCl \rightarrow AgCl + KNO_3$; Б. $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2CO_3$
В. $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$; Г. $AlPO_4 + 3KOH \rightarrow K_3PO_4 + Al(OH)_3$

2.2.2 Підготовка до змістовних модулів основного курсу з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» за I-й семестр включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-Л1, ЗМ-Л2) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-П1, ЗМ-П2, ЗМ-Лаб1 та ЗМ-ІЗ-1). Студентам необхідно вести конспект лекцій та користуватись літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділів 1-4 основного курсу дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (ЗМ-Л1; ЗМ-П1; ЗМ-Лаб1; ЗМ-ІЗ-1) студенти повинні знати:

- Предмет хімії, її зв'язок з іншими природничими науками. [1, с. 11-14; 3, с. 3].
- Основні закони хімії. Закон еквівалентів. Молярна маса еквіваленту речовини. Об'єм еквіваленту речовини. Фактор еквіваленту речовини. Кількість речовини еквіваленту. [1, с. 22-33; 3, с. 4-14; 6, с. 22-37].
- Методи визначення атомної маси. Валентність. Правило Дюлонга-Пті. [1, с. 33-37; 3, с. 9;].
- Розвиток періодичного закону ім. Д. І. Менделєєва і будову атома в квантовій механіці. Періодична система елементів. [1, с. 50-75; 6, с. 88-92].
- Корпускулярно-хвильовий дуалізм електрона. Квантові числа, що характеризують атомні орбіталі. Принцип Паулі і правило Гунда. Правила Клечковського. Електронні формули багатоелектронних атомів. Нормальний та збуджений стан атома. [1, с. 76-101; 3, с. 17-21; 17, с. 50-52].
- Потенціали йонізації атомів, спорідненість атомів до електрона, ефективний атомний радіус, електронегативність, магнітні властивості атомів. Зв'язок атомних характеристик з електронною структурою. Періодичний характер зміни властивостей елементів. [1, с. 101-109; 3, с. 22-27].
- Ізотопи. Радіоактивність (природна та штучна) [1, с. 106-116; 3, с. 16-17].
- Хімію металів. Властивості *s*-, *p*-, *d*-металів та їх сполук. [1, с. 545-596, 623-685, 689-720;].
- Хімію неметалів. Сполуки карбону, нітрогену, фосфору, сульфуру, силіцію, галогенів, гідрогену. [1, с. 352-461, 520-541;].
- Метод валентних зв'язків. Електронегативність елементів. Ковалентний зв'язок. неполярний та полярний ковалентний зв'язок. Механізм утворення, напруженість та насиченість ковалентного зв'язку. Гібридизація атомних електронних орбіталей. Метод МО (молекулярних орбіталей). [1, с. 117-153; 3, с. 29-36].
- Йонний зв'язок. Поняття про ступінь окиснення. Водневий зв'язок. Металічний зв'язок. Сили міжмолекулярної взаємодії. Типи

кристалічних ґраток. Агрегатний стан речовини. [1, с. 154-159, 160-168; 3, с. 37-40].

- Основні властивості, будову, класифікацію та номенклатуру комплексних сполук. Основні положення координаційної теорії Вернера. Природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках. Донорно-акцепторний зв'язок. Просторову будову та ізомерію комплексних сполук. [1, с. 598-620; 3, с. 41-46].

Студенти повинні вміти:

- Розраховувати фактор еквівалента речовини, молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини, вирішувати задачі з використанням закону еквівалентів [2, с. 7-10; 5, с. 25-28; 6, с. 25-27, 33-35].
- Складати електронні формули та електронно-графічні конфігурації багатоелектронних атомів, визначати положення елементів у періодичній системі, їхні властивості, валентні електрони атомів елементів, квантові числа електронів, можливість утворення оксидів та гідроксидів даного елемента і прогнозувати їх властивості [2, с. 40-47; 5, с. 53-59; 6, с. 71-87].
- Визначати тип хімічного зв'язку, геометричну структуру молекул, тип гібридизації атомних орбіталей, поляризацію йонів [2, с. 53-68; 5, с. 59-67; 6, с. 98-107].
- Написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють властивості основних класів неорганічних сполук та способи їх утворення. Дати назву неорганічній сполуці згідно з Міжнародною номенклатурою IUPAC, написати її графічну та хімічну формули. [2, с.29-39; 5, с. 15-22; 6, с. 113-147].
- Визначати зовнішню та внутрішню (координаційну, комплексну) сфери в комплексній сполуці, комплексоутворювач (його координаційне число та ступінь окиснення), ліганди (їх дентантність та ступінь окиснення). Давати назву комплексній сполуці згідно з номенклатурою та визначати її тип. Писати реакції дисоціації комплексної сполуки за ступенями, визначати константу нестійкості комплексного йона. Складати електронну формулу та електронно-графічну конфігурацію комплексоутворювача та пояснити просторову будову комплексного йона, вказавши тип гібридизації електронних орбіталей комплексоутворювача [2, с. 196-211; 5, с. 69-77].

Зрозуміло, що аудиторного часу відведеного на викладання дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» достатньо, щоб у стислій формі надати основні теоретичні уявлення про хімічні закони та процеси, а також практичні вирішення хімічних завдань. Самостійна робота студента вимагає наполегливості та творчого підходу, тому виникає необхідність надання студентам додаткових порад щодо вирішення завдань з хімії.

Закон еквівалентів

Хімічним еквівалентом речовини називають деяку умовну або реальну частинку цієї речовини, яка в даній реакції сполучається або заміщує 1 моль атомів гідрогену або 8 моль атомів кисню. Більша частина елементарних речовин взаємодіє або з гідрогеном, або з киснем, або з ними разом. Тому еквіваленти гідрогену та кисню прийняті у якості вихідних при розрахунках хімічних еквівалентів інших речовин, що з ними взаємодіють.

Закон еквівалентів: маси речовин, що взаємодіють між собою без залишку за нормальних умов ($P = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм рт. ст.} = 101325 \text{ Па}$; $T = 273 \text{ К}$ або $0 \text{ }^\circ\text{C}$), прямо пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{екв}1}}{M_{\text{екв}2}}.$$

Об'єми газів, що реагують між собою при постійних температурі та тиску без залишку (н.у.), прямо пропорційні об'ємам їх еквівалентів

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{екв}1}}{V_{\text{екв}2}}.$$

У хімічній практиці буває так, що одна з реагуючих речовин знаходиться у твердому агрегатному стані, а інша речовина – у газоподібному; тоді закон еквівалентів для цього випадку (н.у.) можна виразити таким чином:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{\text{екв}1}}{V_{\text{екв}2}}.$$

Молярна маса еквіваленту речовини [г-екв/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини:

$$M_{\text{екв}}(\text{речовини}) = f_{\text{екв}}(\text{речовини}) \times M(\text{речовини}).$$

Молярний об'єм еквіваленту газоподібної речовини [дм³/моль або л/моль] дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярний об'єм газу:

$$V_{\text{екв}}(\text{газу}) = f_{\text{екв}}(\text{газу}) \times V_M(\text{газу}) = f_{\text{екв}}(\text{газу}) \times 22,4.$$

Кількість речовини еквіваленту [моль] – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента:

$$\eta_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}}}.$$

Якщо речовина газоподібна, то кількість речовини її еквіваленту [моль] – це відношення об'єму речовини до молярного об'єму еквіваленту газу:

$$\eta_{\text{екв}} = \frac{V}{V_{\text{екв}}}.$$

Фактор еквівалентності речовини є число, що вказує, яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом.

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на їх валентність:

$$f_{\text{екв. (прост. реч.)}} = \frac{1}{n(\text{ат}) \times B}$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{O}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Zn}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$.

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів кисню на їх валентність:

$$f_{\text{екв. (оксид.)}} = \frac{1}{n(\text{O}) \times B(\text{O})}$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{MnO}_2) = \frac{1}{2 \times 2} = \frac{1}{4}$; $f_{\text{екв.}}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{1 \times 2} = \frac{1}{2}$;
 $f_{\text{екв.}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 \times 2} = \frac{1}{6}$.

Фактор еквівалентності гідроксидів дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості йонів OH^-):

$$f_{\text{екв. (гідроксиду)}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{Mn}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{NaOH}) = 1$.

Фактор еквівалентності кислот дорівнює оберненій величині їх основності (кількості йонів H^+ у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал):

$$f_{\text{екв. (кислоти)}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$$

Наприклад: $f_{\text{екв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$; $f_{\text{екв.}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3}$; $f_{\text{екв.}}(\text{HNO}_3) = 1$.

Фактор еквівалентності солі (середньої та кислій) дорівнює оберненій величині добутку числа атомів металу на ступень окиснення металу:

$$f_{\text{екв. (солі)}} = \frac{1}{n(\text{Met}) \times B(\text{Met})}$$

Приклади рішення завдань за законом еквівалентів

Приклад 1. Визначити молярну масу еквівалента кислоти якщо її маса 1,75 г повністю нейтралізована гідроксидом калію масою 2,0 г.

Розв'язання:

$$M_{екв}(кислоти) = \frac{m(\kappa - tu) \cdot M_{екв}(KOH)}{m(KOH)}$$

$$M_{екв}(кислоти) = \frac{1,75 \text{ г} \cdot 56 \text{ г/моль}}{2,0 \text{ г}} = 49 \text{ г/моль},$$

де $M_{екв}(KOH) = f_{екв} \cdot M(KOH) = 1 \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г/моль}$.

Відповідь: молярна маса еквівалента кислоти = 49 г/моль.

Приклад 2. Визначити молярну масу еквівалента Мангану в оксиді Mn_2O_7 .

Розв'язання:

Визначаємо валентність Мангану в оксиді Mn_2O_7 : $B(Mn) = 7$.

За формулою $B = \frac{M}{M_{екв}}$ знаходимо $M_{екв}(Mn) = \frac{M(Mn)}{B(Mn)}$

$$M_{екв} = \frac{55}{7} = 7,85 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: молярна маса еквівалента Мангана в оксиді Mn_2O_7 дорівнює 7,85 г/моль.

Приклад 3. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_4 .

Розв'язання: За формулою

$$M_{екв} = f_{екв} \cdot M$$

можна розрахувати $M_{екв}(H_3PO_4)$. Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ($f_{екв}$) кислоти:

$$f_{екв}(H_3PO_4) = \frac{1}{n(H^+)}; \quad f_{екв}(H_3PO_4) = \frac{1}{3},$$

$$M_{екв}(H_3PO_4) = f_{екв}(H_3PO_4) \cdot M(H_3PO_4) = \frac{1}{3} \cdot 98 = 32,67 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: молярна маса еквівалента $H_3PO_4 = 32,67 \text{ г/моль}$.

Приклад 4. Обчислити молярну масу еквівалента Феруму, якщо його хлорид містить 55,9 % Хлору. Яку валентність виявляє Ферум та яка формула хлориду заліза, що утворюється при цьому? Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.

Розв'язання: Оскільки в умовах наведені масові частки, то відносно до маси сполуки в 100 г, їх можна визнати за маси.

Знаходимо $m_{Me} = m_{en} - m_{Cl}; \quad m_{Me} = 100 - 55,9 = 44,1 \text{ г}$

Розраховуємо $M_{екв}(Me)$ згідно $\frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(Cl)}$

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(Cl)}{m(Cl)}; \quad M_{екв}(Me) = \frac{44,1 \cdot 35,5}{55,9} = 28 \text{ г/моль};$$

Обчислюємо валентність: $B(Fe) = \frac{M(Fe)}{M_{екв}(Fe)}; \quad B(Fe) = \frac{56}{28} = 2.$

Формула хлориду, що утворюється: $FeCl_2.$

Відповідь: молярна маса еквівалента Ферума = 28 г/моль.

Приклад 5. 3,31 г плюмбуму (II) взаємодіє з нітратною кислотою та утворює 5,29 г нітрату плюмбуму. Знайти молярну масу еквівалента плюмбуму.

Розв'язання:

Згідно закону еквівалентів: $\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)};$

$$\frac{m(Pb)}{M_{екв}(Pb)} = \frac{m(Pb(NO_3)_2)}{M_{екв}(Pb(NO_3)_2)};$$

де $M_{екв}(Pb(NO_3)_2) = M_{екв}(Pb) + M_{екв}(NO_3^-);$

Записуємо закон еквівалентів, враховуючи маси та попередні записи:

$$\frac{3,31}{M_{екв}(Pb)} = \frac{5,29}{M_{екв}(Pb) + M_{екв}(NO_3^-)};$$

де $M_{екв}(NO_3^-) = f_{екв} \cdot M(NO_3^-) = 1 \cdot (14 + 3 \cdot 16) = 62 \text{ г/моль}.$

$$\frac{3,31}{M_{екв}(Pb)} = \frac{5,29}{M_{екв}(Pb) + 62}.$$

Для рішення цього рівняння отримаємо:

$$3,31 \cdot [M_{екв}(Pb) + 62] = 5,29 M_{екв}(Pb)$$

$$M_{екв}(Pb) = 103,6 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: молярна маса еквівалента плюмбуму дорівнює 103,6 г/моль.

Електронна структура атома. Квантові числа, їх фізичний зміст

Стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами .

Звертаємо увагу на наступне: Для енергетичних рівнів електрона в

атомі прийнято такі літерні позначення:

головне квантове число $n = 1; 2; 3; 4; 5; 6;$
 позначення енергетичного рівня : $K L M N O P Q$
 орбітальне квантове число $l: 0; 1; 2; 3;$
 енергетичні підрівні: $s, p, d, f.$

Атомну орбіталь позначають як квадрат: \square . У такому вигляді вона іменується квантовою коміркою.

Числові значення **магнітного** квантового числа залежать від орбітального квантового числа і дорівнюють ряду чисел у межах від $-l$ до 0 та до $+l$ (табл. 2.1).

Таблиця 2.1 – Значення магнітного квантового числа

l	l -літерне позначення	$m_l = -l \dots 0 \dots +l$ магнітне квантове число	Кількість орієнтувань $m_l = 2 \cdot l + 1$
0	s	0	1
1	p	-1, 0, +1	3
2	d	-2, -1, 0, +1, +2	5
3	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7

Спін момент кількості руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$; носить назву «спіну», позначають m_s .

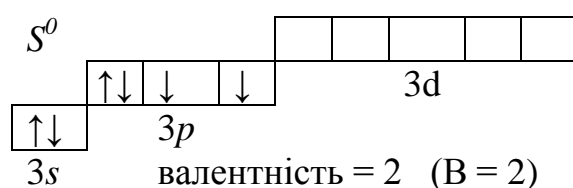
Електрони, які мають однаковий напрямок спіна $\uparrow\uparrow$ називаються *паралельними*, при протилежних значеннях спінів $\uparrow\downarrow$ - *антипаралельними*.

Отже, стан електрона в атомі описується чотирма квантовими числами: головне квантове число (n) характеризує густину електронної хмари (розміри орбіталі); побічне, чи орбітальне квантове число (l) – форму електронної хмари; магнітне квантове число (m_l) – його орієнтацію у просторі, а спінове (m_s) – рух електрона навколо власної осі.

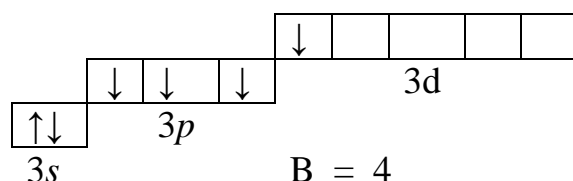
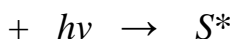
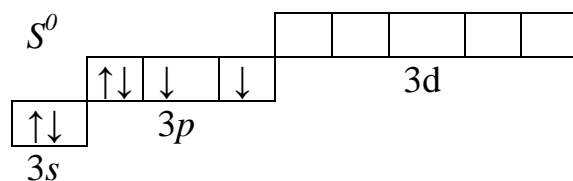
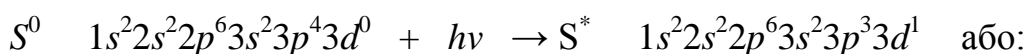
Електронні формули атомів у збудженому стані

Наприклад, стаціонарний стан електронів у атомі сульфуру записується формулою $16S \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ або $[Ne]3s^2 3p^4$.

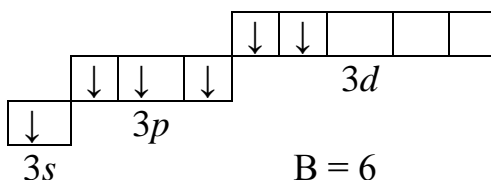
На третьому енергетичному рівні є вакантні d -орбіталі, куди можуть при збудженні переходити електрони з p - та s -підрівнів третього енергетичного рівня



Електронна формула збудженого стану атома сульфуру S^* :



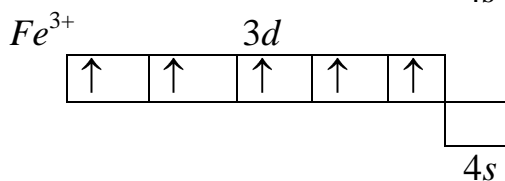
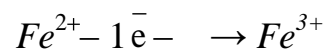
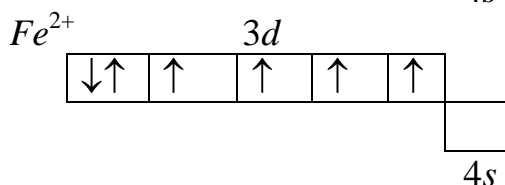
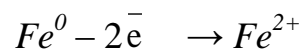
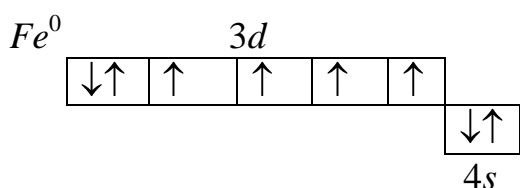
Електронна формула $S^{**} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$.



Внаслідок збудження усі електрони зовнішнього енергетичного рівня сульфуру стали неспареними, але кількість електронів незмінна.

Електронні формули йонів

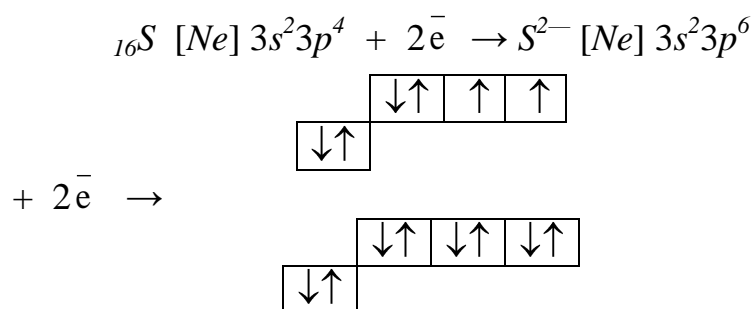
Електронні формули йонів відрізняються від електронних формул атомів.



При утворенні позитивних йонів з атомів s - та p -елементів відривається останній електрон з зовнішнього рівня.

При утворенні негативно заряджених йонів, приєднання електронів

проходить на неповністю заповнені зовнішні орбіталі атома. Для Сульфуру маємо:



Періодичний закон Д. І. Менделєєва та періодична зміна властивостей хімічних елементів

Одним з найважливіших законів природи є періодичний закон, відкритий Д. І. Менделєєвим у 1869 р.:

Властивості простих тіл, а також форми і властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини атомних мас елементів.

Заряд атомного ядра є тою основною величиною, від якої залежать властивості елемента і його розміщення в періодичній системі. Тому періодичний закон Менделєєва тепер формулюють так:

Властивості елементів і утворюваних ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів елементів.

Місце елемента в таблиці визначається його властивостями і, навпаки, кожному місцю відповідає елемент, що має певну сукупність хімічних властивостей. Тому, знаючи положення елемента в таблиці, можна досить точно вказати на його властивості.

Зміну властивостей елементів у періодах і групах схематично можна зобразити таким чином:

період				
група	Посиллюються металічні	Збільшуються порядкові	Збільшуються порядкові номери →	Посиллюються металічні властивості
			Посиллюються неметалічні властивості →	
			← Посиллюються металічні властивості	

Звідси випливає, що найсильніші металічні властивості виявлені у цезія, а неметалічні – у флуора.

Поділ елементів на метали та неметали відносний. Як відомо, існують елементи, сполуки яких мають амфотерні властивості. Таким чином, число електронів зовнішнього енергетичного рівня атомів змінюється періодично із зростанням зарядів ядер атомів (повторюється через період). Тому властивості хімічних елементів змінюються періодично (повторюється через період).

Ковалентний зв'язок. Гібридизація орбіталей та просторова конфігурація молекул. Метод валентних зв'язків

Хімічний зв'язок – це наслідок взаємодії електронів і ядер атомів, що приводить до зменшення енергії системи. Відомі кілька типів хімічного зв'язку – ковалентний (полярний та неполярний), донорно-акцепторний (як різновид ковалентного), йонний, водневий, металічний зв'язки.

За методом валентних зв'язків, утворення хімічного зв'язку – це взаємодія електронів зовнішніх електронних орбіталей, тобто валентних електронів. У табл. 2.2 наведені найважливіші характеристики хімічного зв'язку в двохатомних молекулах простих речовин.

Таблиця 2.2 – Найважливіші характеристики хімічного зв'язку в двохатомних молекулах простих речовин

Формула речовини	Зв'язок	Енергія зв'язку, кДж/моль	Довжина зв'язку, нм
H_2	$H - H$	435,0	0,074
F_2	$F - F$	159,0	0,142
O_2	$O = O$	498,7	0,120
N_2	$N \equiv N$	945,6	0,109
Cl_2	$Cl - Cl$	242,3	0,198
S_2	$S = S$	417,6	0,189
P_2	$P \equiv P$	489,1	0,188

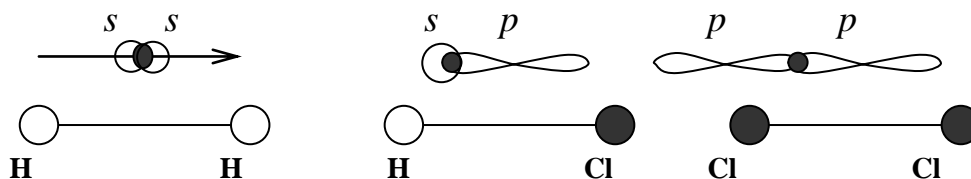
Електрони, які беруть участь в утворенні ковалентного зв'язку, перебувають у різних станах, тобто перебувають на різних атомних орбіталах. Здавалося б, що й зв'язки в молекулі за міцністю повинні бути нерівноцінними. Однак досвід показує, що вони рівноцінні.

Рівноцінність їх пояснює *теорія гібридизації атомних орбіталей*, згідно якої при утворенні молекул відбуваються зміни форм і енергій електронних хмар і утворюються рівноцінні гібридні хмари однакової форми, які мають симетричне положення у просторі.

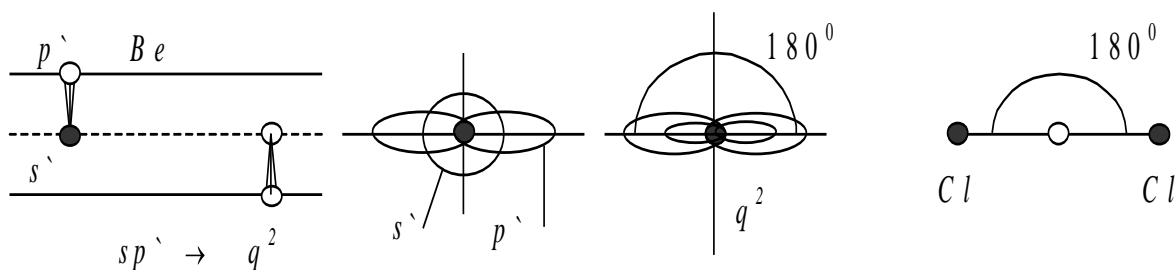
Напрямок ковалентного зв'язку обумовлює просторову конфігурацію молекул, тобто їх геометричну форму.

Якщо у перекритті електронних хмар приймає участь s^1-s^1 – валентні електрони (наприклад, молекула H_2) або електрони s^1-p^1 підрівней

(наприклад, молекула HCl) чи електрони p^1 - та p^1 - підрівней (молекула Cl_2), то молекули мають лінійну форму.



Тип гібридизації обумовлено характером електронів, які беруть участь в гібридизації. Розглянемо утворення молекули $BeCl_2$. Ступінь окиснення берилію в молекулі +2, хлору -1. У стаціонарному стані берилію ($Be\ 1s^2 2s^2$) валентність атому дорівнює нулю, в молекулі берилій – двовалентен. Тобто для утворення двох зв'язків атому берилію необхідно збудження :



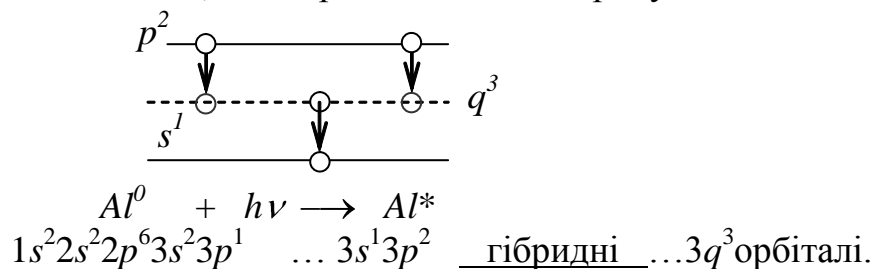
Внаслідок цього утворюються дві рівноцінні sp -гібридні орбіталі, які знаходяться в просторі під кутом 180° . Така sp -гібридизація характерна для елементів II групи, а їхні молекули мають лінійну форму.

Для елементів III групи характерна sp^2 -гібридизація. Молекули – плоскої трикутної форми, кут між напрямком зв'язку – 120° .

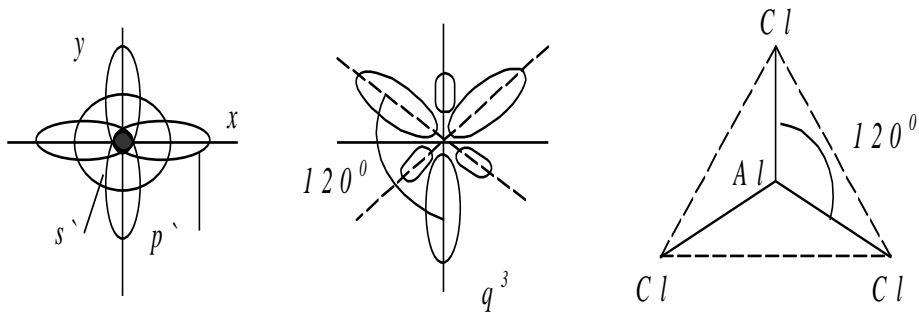
У молекулі хлориду алюмінію $AlCl_3$ у атома хлору один неспарений p -електрон



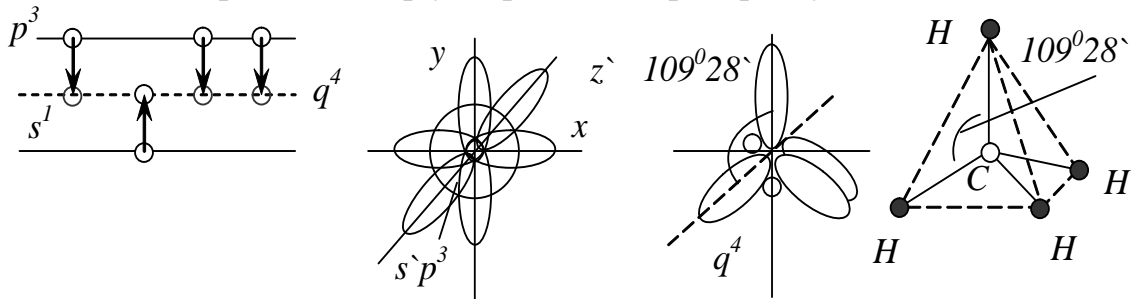
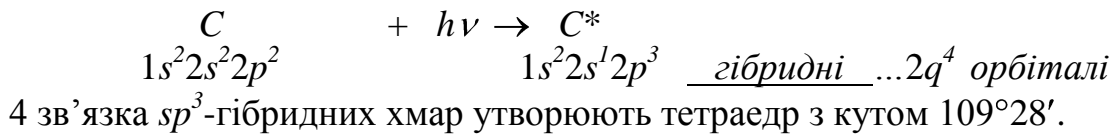
приймає участь в утворенні хімічного зв'язку. У атома алюмінію в утворенні зв'язку приймають участь три електрони. Таким чином, з атомом алюмінію взаємодіють три атоми хлору. Якщо об'єднати ядра атомів, які утворюють зв'язки, то одержимо плоский трикутник.



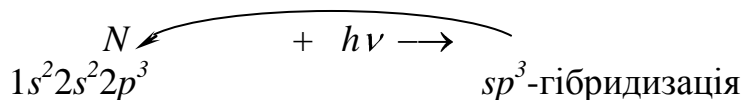
Три sp^2 -гібридні орбіталі розташовані під кутом 120°



У молекулі метану CH_4 в утворенні зв'язку беруть участь чотири рівноцінних гібридних орбіталі атому Карбону – sp^3 -гібридизація.

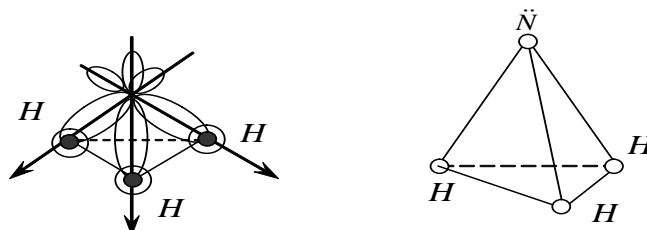


СПОЛУКИ НІТРОГЕНУ ТА ОКСИГЕНУ. У молекулі амоніаку NH_3 в утворенні зв'язку приймають участь 3 орбіталі із чотирьох. У атома нітрогену нема збудженого стану.

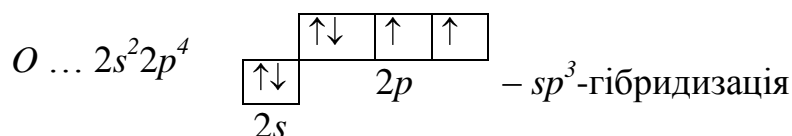


та $2s$ -орбіталь зайнята парою електронів.

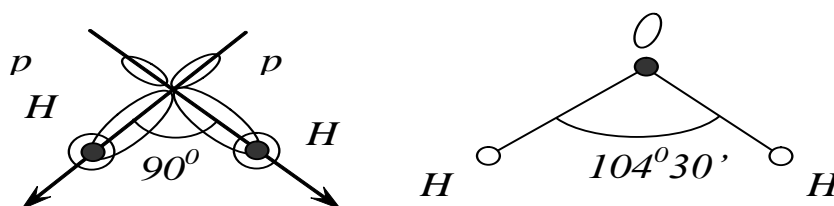
Через слабке відштовхування, що існує між орбітальями, які беруть участь в утворенні зв'язку, та зайнятою $2s$ -орбітальною, валентний кут змінюється до $107^\circ 18'$. При взаємодії трьох атомів утворюється пірамідальна молекула. Такі молекули характерні для елементів VA групи. У молекулі амоніаку три p -електронні хмари розподіляються по координатним вісям і перекриваються з s -електронами атомів гідрогену. У вершині піраміди знаходиться атом нітрогену, а в кутах її трикутної основи – атоми гідрогену.



При утворенні молекули води H_2O у перекритті електронних хмар приймають участь 2 електрони p -підрівня атома оксигену: $1s^2 2s^2 2p^4$ та s -електрони двох атомів гідрогену.



При перекритті p -електронів з s -електронами, завдяки взаємному відштовхуванню кут між напрямком зв'язку досягає $104^\circ 30'$. Таку форму молекул утворюють атоми елементів VIA групи.



Враховуючи вищевикладені відомості про гібридизацію орбіталей та просторову конфігурацію молекул наведемо приклад визначення геометричної форми молекул бінарних речовин.

Наприклад: Визначити геометричну форму молекул $AlCl_3$, H_2S , AsH_3 та BCl_3 , CCl_4 .

Розв'язання: По-перше, необхідно встановити, до якого типу молекул належать молекули заданих речовин (типи: A_2 , AB , B_2 , A_2B , A_3B , AB_2 , AB_3 , AB_4 ; де **A** – атом менш електронегативного елемента, **B** – більш електронегативного елемента). Якщо це молекули A_2 , AB , B_2 , то вони двоатомні і мають лінійну форму. Якщо молекули складаються з більш ніж двох атомів, то необхідно:

❖ Знайти центральний атом та його валентність:

$AlCl_3$, центральний атом Al , валентність III;

H_2S центральний атом S , валентність II;

AsH_3 центральний атом As , валентність III;

BCl_3 центральний атом B , валентність III;

CCl_4 центральний атом C , валентність IV.

❖ Скласти електронну та електронно-графічну формули енергетичних рівнів центрального атома, електрони яких беруть участь в утворенні хімічних зв'язків. Оскільки центральні атоми – елементи головних підгруп, то їх валентні електрони розміщені тільки на зовнішньому енергетичному рівні: $_{13}Al \dots 3s^2 3p^1$, $_{16}S \dots 3s^2 3p^4$, $_{15}As \dots 4s^2 4p^3$, $_{4}Be \dots 2s^2$, $_{5}B \dots 2s^2 2p^1$, $_{6}C \dots 2s^2 2p^2$.

❖ Порівняти валентність центрального атома в молекулі з кількістю його неспарених електронів у незбудженому стані. Якщо є незбіжність, то спостерігається гібридизація валентних орбіталей, якщо ж збігається, – то гібридизація відсутня.

$AlCl_3$. Для атома Al кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює одиниці, а в сполуці його валентність – III. Тобто атом Al повинен перейти до збудженого стану: $3s^2 + hv \rightarrow 3s^1 3p^2$.

В утворенні зв'язку повинні брати участь один s - і два p -електрони, слід припустити гібридизацію одного s - і двох p -електронів, це sp^2 -гібридизація атомних орбіталей центрального атома Al . Утворює молекули плоскотрикутної форми з валентним кутом 120° .

H_2S . Для атома S кількість неспарених електронів у незбудженому стані дорівнює двом, збігається з його валентністю в H_2S . Оскільки обидва неспарених електрона орієнтовані по двох взаємно перпендикулярних осях, молекули сполуки матимуть кутову форму з валентним кутом $\approx 90^\circ$.

AsH_3 . Атом As в молекулі має три неспарених електрони, тому для нього не потрібно збудженого стану. Три ковалентні зв'язки розташовуються під кутом до атома As , який знаходиться у вершині тригональної піраміди.

BCl_3 . Для атома B кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює одиниці, а в сполуці його валентність – III. Тобто атом B повинен перейти до збудженого стану: $2s^2 + hv \rightarrow 2s^1 2p^2$.

В утворенні зв'язку повинні брати участь один s - і два p -електрони, слід припустити гібридизацію одного s - і двох p -електронів, це sp^2 -гібридизація атомних орбіталей центрального атома B , утворює молекули плоскотрикутної форми з валентним кутом 120° .

CCl_4 . Для атома C кількість неспарених електронів у нормальному (незбудженому) стані дорівнює двом, а в сполуці його валентність – IV. Тобто атом C повинен перейти до збудженого стану: $2s^2 + hv \rightarrow 2s^1 2p^3$.

В утворенні зв'язку повинні брати участь один s - і три p -електрони, слід припустити гібридизацію одного s - і трьох p -електронів, це sp^3 -гібридизація атомних орбіталей центрального атома C . Утворює тетраedr, в якому кут дорівнює $109^\circ 28'$.

Міру **полярності хімічного зв'язку** визначають за різницею значень відносних електронегативностей атомів які утворюють зв'язок. Шкала Полінга наведена у додатку В.

Наприклад: Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах $AlCl_3$, H_2S , AsH_3

Розв'язання:

Скористаємось даними таблиці у додатку В та розрахуємо ΔEN .

$AlCl_3$	$EN_{Al} = 1.6$	$EN_{Cl} = 3.0$	$\Delta EN = 1,4$
H_2S	$EN_H = 2.1$	$EN_S = 2.6$	$\Delta EN = 0,5$
AsH_3	$EN_H = 2.1$	$EN_{As} = 2$	$\Delta EN = 0,1$

Відповідь: Максимальне значення ΔEN у $AlCl_3 = 1,4$, з наведених це є найполярніший зв'язок.

Координаційна теорія Вернера і склад комплексних сполук. Донорно-акцепторний зв'язок

Комплексні сполуки були одержані ще в середині XVIII ст.

Комплексними сполуками називають речовини, у вузлах кристалічних ґраток яких містяться складні часточки, побудовані за рахунок координації одним атомом (йоном) електронейтральних молекул або протилежно заряджених йонів (простих або складних). Ці складні часточки – комплексні йони – здатні до самостійного існування при переході речовини у розчинений або розплавлений стан.

Комплексні сполуки складають найбільш поширений та різноманітний клас неорганічних сполук. До них належать також металоорганічні сполуки, які зв'язують разом неорганічну та органічну хімію. Важливою властивістю багатьох комплексних сполук є їх здатність прискорювати хімічні та біохімічні реакції. Механізм майже всіх каталітичних реакцій ґрунтується на утворенні проміжних активованих комплексів. Деякі комплексні сполуки з органічними аміносполуками є біологічними каталізаторами – ферментами. Багато комплексних сполук – вітамінів В₁₂, гемоглобін, хлорофіл та інші – відіграють велику роль у фізіологічних та біохімічних процесах. Не виключено, що всі мікроелементи (цинк, купрум, кобальт, бор, магній та ін.), без яких не можуть відбуватися процеси життєдіяльності, перебувають у живих тканинах у вигляді комплексних сполук.

Комплексні сполуки мають центричну будову, тобто всі групи, що входять до їх складу, певним чином розташовані навколо атома-комплексоутворювача, або центрального атома (йона).

Комплексоутворювач – у переважній більшості йон металу Me^{n+}



Центральним атомом можуть бути майже всі елементи періодичної системи, але найбільшу здатність до комплексоутворення виявляють *d*-елементи. Лужні і лужноземельні метали є найменш активними комплексоутворювачами. Таки неметали, як *B*, *Si*, *P*, *As*, виконують роль центрального атома у комплексних сполуках (КС) типу $K[BH_4]$, $H_2[SiF_6]$, $K[PF_6]$ тощо.

Комплексоутворювач характеризується координаційним числом

(к.ч.), тобто числом, яке показує, скільки простих лігандів координується навколо центрального атома.

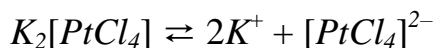
Кількість місць, яке займає кожний ліганд у внутрішній сфері комплексу, називають *дентантністю* ліганду або його координаційною ємністю. Ліганди, що займають у координаційній сфері одно місце, називають монодентантними (Cl , Br^- , I , CN , NH_3 , H_2O). Ліганди, що займають у координаційній сфері два або кілька місць, називають ді- або полідентантними ($S_2O_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$).

Отже, визначення координаційного числа, як числа лігандів, не є точним. Правильніше було б називати координаційним числом кількість хімічних зв'язків (σ), якими комплексоутворювач приєднує ліганди. А дентантність ліганда – це кількість хімічних зв'язків (σ), якими кожний з лігандів приєднується до комплексоутворювача.

Утворення комплексу між йоном металу Me^{n+} і лігандом L виражають схемами:



При написанні формул комплексних сполук прийнято відокремлювати *внутрішню сферу* від *зовнішньої* квадратними дужками. *Внутрішня сфера* при розчиненні в значній мірі зберігає стабільність. Йони, які знаходяться у *зовнішній сфері* у розчинах легко відокремлюються. Тому говорять, що у внутрішній сфері йони та молекули зв'язані нейоногенно, а у зовнішній – йоногенно. У водних розчинах комплексні сполуки практично повністю дисоціюють на прості та комплексні йони:



Заряд комплексного йону визначається як алгебраїчна сума зарядів комплексоутворювача та лігандів, наприклад:



Комплексні сполуки класифікують за знаком комплексного йону та залежно від природи лігандів.

За знаком електричного заряду розрізняють такі комплекси:

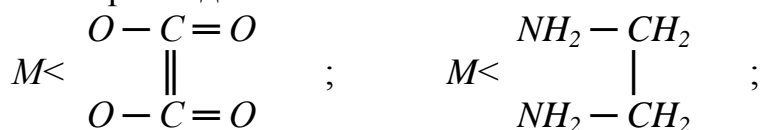
- катіонні – $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, $[Al(H_2O)_5OH]^{2+}$, $[Pt(H_2O)(NH_3)_3OH]^+$,
- аніонні – $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Zn(OH)_4]^{2-}$,
- нейтральні – $[Ni(CO)_4]^0$, $[Fe(SCN)_3]^0$.

Нейтральні комплекси не мають зовнішньої сфери.

Залежно від природи лігандів комплексні сполуки поділяють на такі типи:

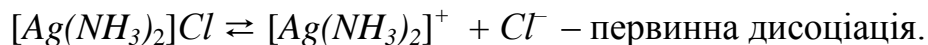
1. Амінокомплекси або аміакати (ліганди – молекули аміаку NH_3), наприклад: $[Co(NH_3)_6]Cl_2$, $[Zn(NH_3)_4]SO_4$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$;

2. Аквакомплекси (ліганди – молекули води H_2O), наприклад: $[Al(H_2O)_6]Cl_3$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Co(H_2O)_6]Cl_2$;
3. Ацидокомплекси (ліганди – аніони кислотних залишків CN^- , SCN^- , F^- , Cl^- , Br^- , I^- , NO_2^- , $S_2O_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$), наприклад: $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_2[PtCl_4]$, $[Fe(SCN)_3]$, $Na_3[AlF_6]$, $K_3[Ag(S_2O_3)_2]$;
4. Гідроксокомплекси (ліганди – гідроксогрупи OH^-), наприклад: $K_2[Zn(OH)_4]$; $K[Al(OH)_4]$; $Na_3[Al(OH)_6]$; $Na_2[Pt(OH)_6]$;
5. Комплекси змішаного типу вміщують кілька лігандів різної хімічної природи, наприклад: $[Al(H_2O)_5OH]Cl_2$; $[Pt(H_2O)(NH_3)_3OH]NO_3$; $K[Pt(NH_3)Cl_3]$. Щоб правильно записати формулу комплексу змішаного типу, треба спочатку записати комплексоутворювач, потім електронейтральні ліганди і, нарешті, ліганди з негативним зарядом. Ліганди, однакові за типом заряду, але різні за хімічним складом, записують у порядку розміщення елементів в ряду неметалів зліва направо незалежно від складності лігандів. Наприклад, H_2O записують перед NH_3 ; CN^- перед Cl^- ; NO_2^- перед OH^- .
6. Циклічні або хелатні комплексні сполуки вміщують ді- або полідентантні ліганди, зв'язані з центральним атомом декількома хімічними зв'язками. Наприклад:

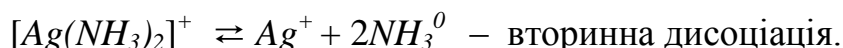


де: M – центральний атом, $C_2O_4^{2-}$ та $C_2H_4(NH_2)_2^{2-}$ – дідентантні ліганди.

У водних розчинах комплексні сполуки дисоціюють на йони внутрішньої та зовнішньої сфери. Йони зовнішньої сфери зв'язані з комплексним йоном (внутрішньою сферою) електростатичними силами та легко відщеплюються у водному розчині. Таку дисоціацію комплексної сполуки називають первинною – вона відбувається за типом дисоціації сильних електролітів.



Ліганди, які знаходяться у внутрішній сфері, зв'язані з центральним атомом значно сильніше і відщеплюються лише незначною мірою. Обратний розпад комплексного йону називається вторинною дисоціацією.



Вторинна дисоціація комплексного йону може бути описана згідно із законом діючих мас, як дисоціація слабкого електроліту. Вона може бути кількісно охарактеризована константою нестійкості комплексного йону:

$$K_{\text{нест.}} = \frac{[Ag^+][NH_3]}{[Ag(NH_3)_2]}$$

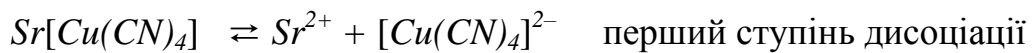
Константа нестійкості є мірою стійкості комплексного йону. Чим менше константа нестійкості, тим стійкіший комплексний йон. Величини констант нестійкості деяких комплексних йонів надані у додатку Е.

У новій хімічній літературі частіше використовують величину, обернену до константи дисоціації комплексу, яку називають *константою утворення комплексу*, або *константою стійкості*, і позначають β :

$$\beta = K_{\text{ст.}} = \frac{1}{K_{\text{нест.}}}$$

Наприклад: Записати рівняння процесу дисоціації комплексної сполуки $Sr[Cu(CN)_4]$; навести вираз для константи нестійкості комплексного йона $[Cu(CN)_4]^{2-}$, скласти рівняння реакції обміну між комплексною сполукою $Sr[Cu(CN)_4]$ і сульфатом натрію.

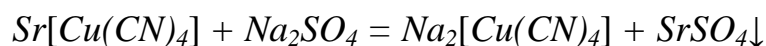
Розв'язання:



Другий ступінь дисоціації – процес зворотний, його можна охарактеризувати константою хімічної рівноваги або константою нестійкості що до наведеного випадку.

$$K_{\text{н}}([Cu(CN)_4]^{2-}) = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [CN^-]^4}{([Cu(CN)_4]^{2-})} = 5 \cdot 10^{-28}$$

Рівняння реакції має вигляд:



З наведеного рівняння витікає, що в даному випадку внутрішня сфера комплексної сполуки у хімічній реакції веде себе як єдине ціле з негативно зарядженим ступенем окиснення, це йон $[Cu(CN)_4]^{2-}$.

Будову молекул деяких комплексних сполук у просторі вперше пояснив А. Вернер. Механізм утворення комплексних сполук найчастіше пояснюють за допомогою методу валентних зв'язків. Взаємодію між комплексоутворювачем та лігандами слід розглядати як донорно-акцепторний зв'язок за рахунок електронних пар лігандів (донори). При цьому орбіталі центрального атома (акцептора), що беруть участь у зв'язку, підлягають гібридизації. Тип гібридизації визначається як електронною структурою комплексоутворювача, так й кількістю, природою та електронною структурою лігандів. Гібридизація електронних

орбіталей комплексоутворювача в свою чергу зумовлює геометрію комплексу. При утворенні комплексу під впливом лігандів може змінюватися характер розподілу електронів на зовнішніх орбіталях.

Сполуки з к.ч. = 2, типу $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[CuCl_2]^-$ характеризуються sp -гібридизацією АО центрального атома, отже комплексоутворювач і ліганд розміщуються на прямій лінії: $H_3N \rightarrow Ag^+ \leftarrow NH_3$

У сполуках з к.ч. = 4 можливі три способи розміщення лігандів навколо комплексоутворювача: у формі тетраедра, піраміди або квадрата. У першому і другому випадках маємо просторові комплекси (тип гібридизації АО комплексоутворювача sp^3), а в останньому – ліганди і комплексоутворювач розміщені в одній площині (гібридизація dsp^2).

Комплекси з координаційним числом п'ять відомі менше. Вони мають будову тригональної біпіраміди або квадратної піраміди. Це пентакарбоніл Феруму $Fe(CO)_5$, йон $[MnCl_5]^{3-}$.

Для координаційних сполук з координаційним числом 6 теоретично можливі три геометричні моделі комплексних йонів: плоский правильний шестикутник, трикутна призма і октаедр. Проте переважна більшість комплексних йонів утворені d^2sp^3 або sp^3d^2 гібридними атомними орбіталями і тому мають октаедричну будову.

Таблиця 2.3 – Типи гібридизації орбіталей центрального йона

К.ч.	Гібридні орбіталі центрального йона	Просторова конфігурація гібридних зв'язків	Приклади
2	sp	Пряма лінія	$[Ag(CN)_2]^-$, $[Ag(NH_3)_2]^+$
3	sp^2	Рівносторонній трикутник	NO_3^-
4	sp^3 , d^3s	Тетраедр	NH_4^+ , BF_4^- , CrO_4^{2-}
4	dsp^2	Квадрат	$[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$
6	d^2sp^3 , sp^3d^2	Октаедр	$[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[Cd(NH_3)_6]^{3+}$
5	dsp^3	Тригональна біпіраміда; квадратна піраміда	$Fe(CO)_5$, $[CuCl_5]^{3-}$, $[MnCl_5]^{3-}$

Згідно з Міжнародною номенклатурою IUPAC назви комплексних сполук утворюються відповідно до певних правил. Згідно з сучасною українською хімічною орфографією в назвах складних сполук спочатку подається назва катіона, а потім – аніона.

Кількість лігандів, які входять до складу комплексу, позначають грецьким числівником: 1 – моно-, 2 – ді-, 3 – три-, 4 – тетра-, 5 – пента-, 6 – гекса-, 7 – гепта-, 8 – окта-. Ліганди називають: H_2O – аква-, NH_3 – амін-,

CN^- – ціано-, SCN^- – родано-, OH^- – гідроксо-, NO_2^- – нітро-, Cl^- – хлоро-, Br^- – бромо-, I^- – йодо-.

У назві комплексного аніону спочатку перелічують ліганди з вказівкою їх кількості, а потім указують назву комплексоутворювача (латинською) із закінченням «-ат» та ступень його окиснення у дужках римською цифрою. Назви катіона та аніона записують окремо. Наприклад: $Na_3[AlF_6]$ – натрій гексафтороалюмінат; $K_2[Zn(OH)_4]$ – калій тетрагідроксоцинкат; $K_4[Fe(CN)_6]$ – калій гексаціаноферат(II); $K_3[Fe(CN)_6]$ – калій гексаціаноферат(III); $K[Pt(NH_3)Cl_3]$ – калій трихлороамінплатинат(II).

У назві комплексного катіону спочатку в називному відмінку записують назву аніону, далі перелічують ліганди з вказівкою їх кількості, а потім називають комплексоутворювач українською мовою у родовому відмінку та його ступінь окиснення (римська цифра у дужках). Назви катіона та аніона записують окремо. Наприклад: $[Al(H_2O)_5OH]Cl_2$ – моногідроксопентаакваалюміній хлорид; $[Pt(H_2O)(NH_3)_3OH]NO_3$ – моногідроксотриамінмоноакваплатина(II) нітрат; $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ – гексааквахром(III) хлорид; $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ – тетраамінцинк(II) сульфат.

У назві нейтрального комплексу перелічують усі ліганди з вказівкою їх кількості, а потім називають українською комплексоутворювач у називному відмінку. Всю назву записують одним словом. Наприклад: $[Co(NH_3)_3Cl_3]$ – трихлоротриамінкобальт(III); $[Fe(SCN)_3]$ – трироданоферат(III).

Наприклад: Дати назву сполукам: $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Ca[BeF_4]$

Розв'язання:

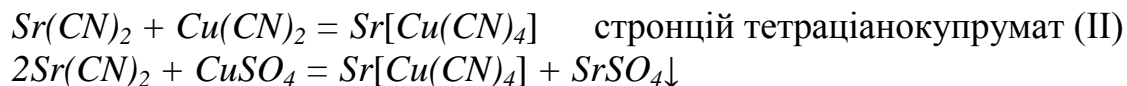
$[Ni(NH_3)_4]Cl_2$ – тетраамінікель(II) хлорид;
 $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$ – тетрааміндихлороплатина(IV) сульфат;
 $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ – пентаамінхлорокобальта(III) хлорид;
 $[Cr(H_2O)_6]Br_3$ – гексааквахром(III) бромід;
 $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ – тетраамінкупрум(II) гідроксид;
 $Ca[BeF_4]$ – кальцій тетрафлуороберилат(II).

Наведемо приклад утворення формул комплексних сполук:

Завдання: з частинок Cu^{2+} , Sr^{2+} , CN^- скласти формулу комплексної сполуки та рівняння реакцій за якими можна добути ці сполуки. Дати назву сполуці.

Розв'язання. Треба визначити центральний атом – комплексоутворювач. Це може бути Cu^{2+} або Sr^{2+} , оскільки в більшості випадків центральний атом – це позитивно заряджений йон. Найчастіше це d -елемент, у даному випадку йон Cu^{2+} d -елемент, тобто він може бути комплексоутворювачем. К.ч., як правило, вдвічі більше за ступінь його

окиснення, тобто дорівнює 4. Йони Sr^{2+} , *s*-елемента утворюватимуть зовнішню сферу комплексної сполуки, а ліганди – нейтральні молекули або негативні йони – це CN^- . Отже, отримана формула $Sr[Cu(CN)_4]$. Наведений комплекс можна добути за реакціями:



Питання та завдання до самоконтролю студентів після вивчення розділів 1-4 основного курсу

1. Сформулюйте закон еквівалентів. За яких умов справедливий закон еквівалентів?
2. Як розрахувати фактор еквівалента простої речовини та складних речовин (оксидів, гідроксидів, кислот, середніх солей, кислих солей, основних солей)?
3. Фактор еквівалента є постійною чи змінною величиною?
4. Як розрахувати молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини?
5. На нейтралізацію 2,45 г кислоти потрібно витратити 2 г гідроксиду натрію ($NaOH$). Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
6. При взаємодії 5,95 г деякої речовини з 2,75 г соляної кислоти (HCl) отримали 4,4 г солі. Розрахуйте молярні маси еквівалента цієї речовини та солі, яку отримали.
7. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу атома елемента, заряд ядра якого дорівнює +28. Укажіть його положення у системі Д. І. Менделєєва. До якого сімейства (*s*, *p*, *d*, *f*) належить цей елемент? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.
8. Які типи хімічного зв'язку ви знаєте?
9. Назвіть особливості кожного типу з хімічних зв'язків.
10. В чому сутність методу валентних зв'язків?
11. Опишіть просторову будову молекули $MgCl_2$. Вкажіть тип гібридизації атомних орбіталей центрального атома.
12. Яка залежність існує між типом кристалічних ґраток і хімічним зв'язком?
13. Як поділяють кислоти за їх окиснювальною здатністю, за складом та за силою?
14. Наведіть приклади рівнянь реакцій, які підтверджують слабкі кислотні властивості таких амфотерних гідроксидів: $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$.
15. Доведіть, що кислі солі виявляють деякі властивості кислот, а основні солі – деякі властивості основ.
16. Який клас сполук називають комплексними?
17. Чому назва «комплексні сполуки» пов'язана з назвою «подвійні солі»?

18. Яка наукова теорія пояснює будову та основні властивості комплексних сполук? Ким вона була сформульована?
19. Які види сфер розрізняють у координаційних сполуках та як їх називають? Яка із сфер у водному розчині практично не дисоціює на йони?
20. Які частинки комплексного іону називають комплексоутворювачем (центральним атомом), та які – лігандами?
21. Атоми яких елементів (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) частіше виступають як комплексоутворювач?
22. Як визначають заряд центрального атому (комплексоутворювача)? Які частинки можуть бути лігандами?
23. Що називають координаційним числом комплексоутворювача?
24. Як визначають заряд комплексного йону?
25. Що називають координаційною ємністю (дентантністю) лігандів?
26. Як складають назви комплексів: аніонних, катіонних, електронейтральних?
27. Як з точки зору валентних зв'язків пояснюють механізм утворення та структуру комплексів?
28. Як дисоціюють водні розчини комплексних сполук? Яку дисоціацію називають первинною, яку – вторинною?
29. Що таке константа нестійкості комплексного йону? Як вона характеризує стійкість комплексу при розпаді?
30. Дайте назву комплексній сполуці $[Pt(NH_3)_4]Br_2$. До якого типу вона належить? Вкажіть комплексоутворювач, його координаційне число, ступень окиснення. Вкажіть ліганди, їх степінь окиснення, дентантність. Напишіть електронно-графічну конфігурацію та електронну формулу йона комплексоутворювача, визначте тип гібридизації атомних орбіталей йона комплексоутворювача та просторову структуру комплексного йона.

Після вивчення розділів 5-8 основного курсу дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (ЗМ-Л2; ЗМ-П2; ЗМ-Лаб1; ЗМ-ІЗ-1) студенти повинні знати:

- Енергетику хімічних реакцій; закономірності перебігу хімічних реакцій; тепловий ефект хімічних реакцій. [1, с. 169-171; 3, с. 48-50; 6, с. 148-151].
- Закони термодинаміки, закони термохімії – закон Лавуазьє-Лапласа, закон Гесса, правило Гесса. [1, с. 172-173; 3, с. 53-59; 6, с. 151-157].
- Термодинамічні функції стану системи (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, енергія Гіббса або ізобарно-ізотермічний потенціал системи, енергія Гельмогльца). [1, с. 199-208; 3, с. 49-52, 61-64; 6, с. 158-162].
- Хімічну кінетику; залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин; закон діючих мас; константу швидкості реакції; гомогенні та гетерогенні реакції. [1, с. 174-177; 3, с. 65-68; 6, с. 175-177].

- Вплив температури реагуючих речовин на швидкість реакції; рівняння Ареніуса; правило Вант-Гоффа; каталіз. [1, с. 177-187; 3, с. 69-75; 6, с. 177-182].
- Хімічну рівновагу; обернені та необернені реакції; константу рівноваги, її зв'язок з вільною енергією Гіббса; зрушення хімічної рівноваги, принцип Ле-Шательє; вплив концентрації, температури, тиску та каталізаторів на стан хімічної рівноваги. [1, с. 187-198; 3, с. 76-81; 6, с. 182-187].
- Розчинність твердих речовин, рідини та газів у воді, закон Генрі, закон Генрі-Дальтона; насичені, ненасичені і перенасичені розчини; способи вираження концентрацій у розчинах; властивості розбавлених розчинів неелектролітів; осмотичний тиск у розчинах, закон Вант-Гоффа; закони Рауля. [1, с. 209-236; 3, с. 83-94; 6, с. 193-196, 211-212].
- Властивості розчинів електролітів; теорію електролітичної дисоціації (С. Арреніуса); ступінь дисоціації, силу електролітів; константу дисоціації; властивості кислот, основ, амфотерних гідроксидів та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації; хімічну рівновагу у розчинах слабких електролітів; закон розбавлення Оствальда; добуток розчинності; активність йонів у розчинах сильних електролітів. [1, с. 237-257; 3, с. 95-100; 6, с. 213-219].
- Іонізацію води, константу води, водневий показник (рН); буферні розчини; гідроліз солей, вплив гідролізу солей на рН розчинів. [1, с. 238-270; 3, с. 101-105; 6, с. 220-229].
- Механізм окисно-відновних процесів, їх напрямки; процеси відновлення та окиснення; типи окисно-відновних реакцій. [1, с. 271-277; 4, с. 4-6; 6, с. 243-246].
- Властивості важливіших окисників та відновників, окисно-відновна двоїстість; молярні маси еквівалентів окисників та відновників. [1, с. 277-280; 4, с. 6-10; 6, с. 246-249].

Вміння, якими мають оволодіти студенти після вивчення змістовного модуля ЗМ-П2:

- Визначення теплот хімічних реакцій та теплот утворення сполук; робити термохімічні розрахунки; визначати зміну при хімічних реакціях термодинамічних функцій стану системи: ентальпії, ентропії, енергії Гіббса; оцінювати термічну стійкість сполук. [2, с. 73-88; 5, с. 78-87; 6, с. 163-168].
- Визначати швидкість хімічних реакцій; та вплив різних чинників на швидкість хімічних реакцій. [2, с. 89-95; 5, с. 88-97; 6, с. 187-189].
- Визначення зовнішніх чинників на зсув хімічної рівноваги, вміння користуватись принципом Ле-Шательє; визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямки хімічних процесів. [2, с. 95-105; 5, с. 97-104; 6, с. 189].
- Визначати та розраховувати концентрації розчинів; розв'язувати

розрахункові завдання з визначення властивостей слабких та сильних електролітів. [2, с. 105-134; 5, с. 97-104; 6, с. 196-203, 230-231].

- Дослідження взаємодії солей з водою (гідроліз солей), визначення рН середовища у водних розчинах солей; передбачати реакцію середовища при взаємодії солей з водою, визначати кількісну характеристику цієї взаємодії – константу гідролізу. [2, с. 135-155; 5, с. 128-141; 6, с. 232-235].
- Володіти методикою визначення коефіцієнтів в окисно-відновних реакціях методом електронно-іонного балансу. [2, с. 156-175; 5, с. 142-153; 6, с. 245-247, 249-251].

Вміння, якими мають оволодіти студенти після вивчення змістовного модуля ЗМ-Лаб1 та ЗМ-ІЗ-1:

- Розраховувати фактор еквівалента речовини, молярну масу еквівалента речовини, об'єм еквівалента газоподібної речовини, вирішувати задачі з використанням закону еквівалентів. [2, с. 7-10; 5, с. 25-28; 6, с. 25-27, 33-35; 9, с. 37-46].
- Визначення теплот хімічних реакцій та теплот утворення сполук; робити термохімічні розрахунки. [2, с. 73-88; 5, с. 78-87; 6, с. 163-168; 9, с. 47-61].
- Визначення характеру впливу різних чинників на швидкість хімічних реакцій. [2, с. 89-95; 5, с. 88-97; 6, с. 187-189; 9, с. 62-67].
- Визначення зовнішніх чинників на зсув хімічної рівноваги; визначати хімічну стійкість речовин та встановлювати напрямок хімічних процесів. [2, с. 95-105; 5, с. 97-104; 9, с. 68-77].
- Розраховувати різними способами концентрації розчинів. [2, с. 105-116; 5, с. 105-112; 9, с. 78-97].
- Дослідження гідролізу солей, визначення рН середовища, константу гідролізу, вміти вибрати необхідний для визначення рН індикатор. [2, с. 135-155; 5, с. 128-141; 6, с. 232-235; 9, с. 98-111].
- Експериментально досліджувати окисно-відновні реакції, визначати властивості окисників та відновників, ставити коефіцієнти у рівняннях ОВР методом електронно-іонного балансу, визначати молярні маси еквівалентів окисників та відновників. [2, с. 156-175; 5, с. 142-153; 6, с. 245-247, 249-251; 9, с. 112-130].

Необхідність надання студентам додаткових порад щодо вирішення завдань з цих розділів хімії виникає тому, що аудиторного часу відведеного на викладання їх достатньо лише, щоб у стислій формі надати основні теоретичні уявлення та практичні вирішення хімічних завдань. Нижче наведені поради щодо виконання практичного змістовного модулю ЗМ-П2 та приклади розв'язання завдань.

**Приклади розв'язання завдань з розділу
«Розчини. Визначення концентрацій розчинів»**

Приклад 1. Розчин виготовлено з 32 г $AlCl_3$ та 168 г (розчинника) води. Густина розчину $1,15 \text{ г/см}^3$. Визначити масові та об'ємні концентрації.

Розв'язання: *Масові концентрації* – це масова частка (ω) та моляльна концентрація (C_m). Визначити ω можливо за формулою:

$$\omega = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ну}} = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ни} + m_{p-ка}}; \quad \omega = \frac{m_{p-ни}}{\rho \cdot V}$$

де ω – масова частка розчиненої речовини; $m_{p-ни}$ – маса розчиненої речовини; $m_{p-ну}$ – загальна маса розчину; $m_{p-ка}$ – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см^3 ; V – об'єм розчину.

$$\omega = \frac{m_{p-ни}}{m_{p-ни} + m_{p-ка}} = \frac{32}{32 + 168} = \frac{32}{200} = 0,16 \text{ або } 16\%$$

Моляльна концентрація дорівнює:

$$C_m = \frac{v_{p-ни}}{m_{p-ка}}; \quad C_m = \frac{m_{p-ни} \cdot 1000}{M \cdot m_{p-ка}},$$

де $m_{p-ни}$ і $m_{p-ка}$ – маса розчиненої речовини і розчинника; M – молярна маса розчиненої речовини. Одиниця виміру моляльності – **моль/кг**.

$$M(AlCl_3) = 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5 \text{ г/моль}$$

$$C_m = \frac{32 \cdot 1000}{133,5 \cdot 168} = 1,427 \text{ моль/кг.}$$

Об'ємні концентрації – це молярна (C_M), молярна еквівалента (стара назва – нормальна концентрація, C_N) ($C_{Мекв}$) та титр (T) розчину.

$$C_M = \frac{v_{p-ни}}{V_{p-ну}}; \quad C_M = \frac{m_{p-ни}}{M_{p-ни} \cdot V_{p-ну}}$$

$$C_N = C_{M \text{ екв}} = \frac{v_{\text{екв } p-ни}}{V_{p-ну}}; \quad C_{M \text{ екв}} = \frac{m_{p-ни}}{M_{\text{екв } p-ни} \cdot V_{p-ну}}$$

$$T = \frac{m_{p-ни}}{V_{p-ну}}; \quad T = \frac{C_{M \text{ екв}} \cdot M_{\text{екв}}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

Треба визначити об'єм розчину, який дорівнює:

$$V = \frac{m_{p-ни}}{\rho}$$

Тоді

$$C_M = \frac{m_{p-ни} \cdot \rho}{M_{p-ни} \cdot m_{p-ка}} = \frac{32 \cdot 1,15 \cdot 10^3}{133,5 \cdot 200} = 1,38 \text{ моль/дм}^3$$

$$C_{M \text{ екв}} = \frac{m_{p\text{-ни}} \cdot \rho}{f_{\text{екв}} \cdot M_{p\text{-ни}} \cdot m_{p\text{-на}}} = \frac{32 \cdot 1,15 \cdot 10^3}{\frac{1}{3} \cdot 133,5 \cdot 200} = 4,14 \text{ моль/дм}^3$$

або
$$C_{M \text{ екв}} = \frac{1}{f_{\text{екв}} \cdot C_M} = 3 \cdot C_M = 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ моль/дм}^3$$

$$T = \frac{C_M \cdot M}{1000} = \frac{1,38 \cdot 133,5}{1000} = 0,184 \text{ г/см}^3$$

Відповідь. Масові концентрації: $\omega = 0,16$; $C_m = 1,427 \text{ моль/кг}$;
об'ємні: $C_M = 1,38 \text{ моль/дм}^3$; $C_{M \text{ екв}} = 4,14 \text{ моль/дм}^3$; $T = 0,184 \text{ г/см}^3$.

Приклад 2. Яку масу соди Na_2CO_3 треба взяти для приготування 250 см^3 $0,25 \text{ М}$ розчину?

Розв'язання. Визначаємо кількість речовини Na_2CO_3 , яка міститься у 250 см^3 або $0,25 \text{ дм}^3$:

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = C_M \cdot V = 0,25 \text{ моль/дм}^3 \cdot 0,25 \text{ дм}^3 = 0,0625 \text{ моль}$$

Масу Na_2CO_3 , необхідну для приготування розчину обчислимо:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v \cdot M = 0,0625 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 6,625 \text{ г};$$

де $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$.

Відповідь. Для виготовлення 250 см^3 $0,25 \text{ М}$ розчину треба взяти наважку соди (карбоната натрію) масою $6,625 \text{ г}$.

Приклад 3. Сірководень об'ємом 14 см^3 розчинили у воді масою 500 г (н.у.). Обчислити масову частку сірководню в розчині.

Розв'язання. Визначаємо кількість речовини сірководню, розчиненого у воді:

$$v(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_m} = \frac{0,014}{22,4} = 0,000625 \text{ моль}.$$

Маса розчиненого сірководню дорівнює:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = v(\text{H}_2\text{S}) \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = 0,000625 \cdot 34 = 0,02125 \text{ г},$$

де $M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ г/моль}$.

Маса розчину дорівнює:

$$m_{\text{розч}} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{H}_2\text{S}) = 500 + 0,02125 \approx 500,02 \text{ г}$$

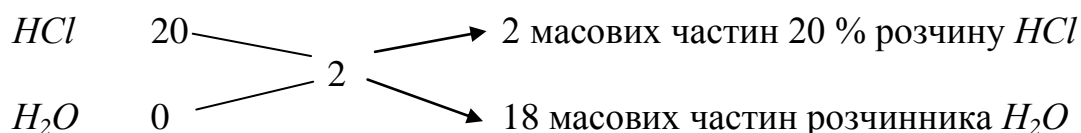
Масова частка сірководню в цьому розчині дорівнює:

$$\omega = \frac{m_{p\text{-ни}}}{m_{p\text{-ну}}} = \frac{0,02125}{500,02} = 0,424 \cdot 10^{-4} \text{ або } 0,424 \cdot 10^{-2}\% = 4,24 \cdot 10^{-3}\%$$

Відповідь. Масова частка H_2S у розчині $0,424 \cdot 10^{-4}$.

Приклад 4. Який об'єм води та розчину хлоридної кислоти з масовою часткою 20 % та густиною 1,1 г/см³ треба взяти, щоб приготувати 250 г розчину з масовою часткою HCl 2 %.

Розв'язання: Вирішити це завдання можна скориставшись діагональною схемою або «правилом хреста». В лівий верхній кут треба помістити вищу концентрацію (20), у нижній лівий – меншу концентрацію (0 для розчинника H_2O), в центрі – концентрацію яку готують:



Числа **2, 18** отримано при відніманні по діагоналі від більшого числа менше ($20 - 2 = 18$; $2 - 0 = 2$) і вказують у якому масовому співвідношенні слід змішувати початковий розчин кислоти і воду: $2 : 18 = 1 : 9$.

Для отримання 250 г 2 % розчину треба змішати:

$$\begin{aligned}
 m(HCl) &= 250 \cdot \frac{1}{1+9} = 25 \text{ г}; & V(HCl) &= \frac{m}{\rho} = \frac{25}{1,1} = 22,7 \text{ см}^3; \\
 m(H_2O) &= 250 \cdot \frac{9}{1+9} = 225 \text{ г}; & V(H_2O) &= \frac{225}{1,0} = 225 \text{ см}^3.
 \end{aligned}$$

Відповідь. Для приготування 250 г 2 % розчину HCl треба 22,7 см³ HCl та 225 см³ води (H_2O).

Приклад 5. Приготувати 200 см³ 0,1 М розчину сульфату міді з кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Розв'язання. Визначаємо масу безводної солі:

$$m(CuSO_4) = M(CuSO_4) \cdot C_M \cdot V = 159,5 \cdot 0,1 \cdot 0,2 = 3,19 \text{ г.}$$

Знаходимо масу кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, відповідну безводній солі:

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ моль } CuSO_4 \cdot 5H_2O & \text{містить} & 1 \text{ моль } CuSO_4 \\
 249,5 \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 159,5 \text{ г } CuSO_4 \\
 m \text{ г } CuSO_4 \cdot 5H_2O & - & 3,19 \text{ г } CuSO_4 \\
 m(CuSO_4 \cdot 5H_2O) & = & (249,5 \cdot 3,19) / 159,5 = 4,98 \text{ г.}
 \end{array}$$

Відповідь. Для приготування 200 см³ 0,1 М розчину сульфату міді треба 4,98 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Приклади розв'язання завдань з розділу «Розчини неелектролітів»

Приклад 1. Розрахуйте молярну масу розчиненої речовини, якщо у 250 см³ розчину її вміщується 3 г сахара при температурі 12 °С та осмотичному тиску 83,14 кПа.

Розв'язання:

За законом Вант-Гоффа:

$$P_{осм} = C_M \cdot RT, \quad \text{або} \quad P_{осм} \cdot V = \frac{m}{M} RT.$$

Тоді розрахунок молярної маси розчиненої речовини проводимо за формулою:

$$M = \frac{m \cdot RT}{P_{осм} \cdot V},$$
$$M = \frac{3 \cdot 8,31 \cdot (12 + 273)}{83,14 \cdot 0,25} = 342 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль.}$

Приклад 2. Розрахуйте тиск насиченої пари над розчином (p), який вміщує 13,68 г сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 90 г води, якщо тиск насиченої пари над водою (p_0) дорівнює 25 кПа.

Розв'язання:

За першим законом Рауля: $\Delta p = N_2 \cdot p_0$,

$$p_0 - p = N_2 \cdot p_0,$$

$$p = p_0 - N_2 \cdot p_0.$$

Розрахуємо мольну частку розчиненої речовини (N_2) сахарози (n_2) у воді (n_1):

$$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2};$$

Кількість моль речовини розраховують як відношення маси речовини до її молярної маси. Таким чином:

$$n_2 = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{13,68}{342} = 0,04 \text{ моль,}$$

$$n_1 = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль.}$$

Тоді мольна частка розчиненої речовини:

$$N_2 = \frac{0,04}{5 + 0,04} = 0,008.$$

Тепер розрахуємо тиск насиченої пари над розчином:

$$p = 25 - 0,008 \cdot 25 = 24,8.$$

Відповідь: тиск насиченої пари над розчином дорівнює 24,8 кПа.

Приклад 3. Визначте температури кипіння та замерзання 25 % розчину оцтової кислоти у воді.

Розв'язання: За законом Рауля збільшення температури кипіння

розчину у порівнянні з температурою кипіння чистого розчинника (вода) виражається рівнянням:

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

де E – ебуліоскопічна стала, $E(H_2O) = 0,52$;

m_1 – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

m_2 – маса розчинника, г.

У розчині CH_3COOH з масовою часткою 25 % маса розчиненої речовини $m_1 = 25$ г, а маса розчинника $m_2 = 100 - m_1 = 100 - 25 = 75$ г.

$$\Delta t_{\text{кип.}} = 0,52 \cdot \frac{25 \cdot 1000}{60 \cdot 75} = 2,9 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Вода кипить при $100 \text{ } ^\circ\text{C}$, тому температура кипіння розчину:

$$t_{\text{кип.}} = 100 + 2,9 = 102,9 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

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

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

де K – кріоскопічна стала, $E(H_2O) = 1,86$;

m_1 – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

m_2 – маса розчинника, г.

$$\Delta t_{\text{кр.}} = 1,86 \cdot \frac{25 \cdot 1000}{60 \cdot 75} = 10,3$$

Вода кристалізується при $0 \text{ } ^\circ\text{C}$, тому температура кристалізації розчину:

$$t_{\text{кр.}} = 0 - 10,3 = -10,3 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Відповідь: $t_{\text{кип.}} = 102,9 \text{ } ^\circ\text{C}$; $t_{\text{кр.}} = -10,3 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Приклад 4. При розчиненні 5 г речовини у 200 г води отримали розчин, який кристалізується при $-1,45 \text{ } ^\circ\text{C}$ та не проводить електричний струм. Визначте молярну масу розчиненої речовини.

Розв'язання:

Якщо розчин не проводить електричний струм, то можна скористатись другим законом Рауля для розчинів неелектролітів. Розрахуємо $\Delta t_{\text{кр.}}$:

$$\Delta t_{\text{кр.}} = t_0 - t = 0 - (-1,45) = 1,45.$$

Розрахуємо молярну масу невідомої речовини:

$$M = \frac{K \cdot m_{\text{реч}} \cdot 1000}{\Delta t_{\text{кр}} \cdot m_{\text{р-ка}}} = \frac{1,86 \cdot 5 \cdot 1000}{1,45 \cdot 200} = 32,07 \text{ г/моль}$$

Відповідь: молярна маса невідомої розчиненої речовини становить 32,07 г/моль.

Приклади розв'язання завдань з розділу «Розчини сильних електролітів»

Приклад 1. Осмотичний тиск 0,1 н $ZnSO_4$ при 0 °С дорівнює $1,59 \cdot 10^5$ Па. Визначить ізотонічний коефіцієнт цього розчину.

Розв'язання. Осмотичний тиск розчинів електролітів дорівнює:

$$p_{\text{осм}} = i \cdot C_M \cdot RT$$

Ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{p_{\text{осм}}}{C_M \cdot R \cdot T} = \frac{1,59 \cdot 10^5 \text{ кПа}}{\frac{1}{2} \cdot 0,1 \cdot 8,314 \cdot 273} = 1,4$$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,4.

Приклад 2. Тиск водяної пари над розчином 24,8 г KCl у 100 г води при 100 °С дорівнює $9,14 \cdot 10^4$ Па. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт, якщо тиск водяної пари при цій температурі дорівнює $1,0133 \cdot 10^5$ Па.

Розв'язання. Перший закон Рауля для електролітів:

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = N_B; \quad \frac{\Delta p}{p_0} = i \cdot \frac{v_B}{v_A + v_B}$$

Кількість речовини KCl та води визначаємо:

$$v_B = \frac{m}{M}$$

$$v(KCl) = \frac{24,8}{74,5} = 0,33 \text{ моль,}$$

де $M(KCl) = 39 + 35,5 = 74,5$ г/моль

$$v(H_2O) = \frac{100}{18} = 5,55 \text{ моль,}$$

де $M(H_2O) = 2 + 16 = 18$ г/моль

Ізотонічний коефіцієнт дорівнює:

$$i = \frac{(p_0 - p) \cdot (v_A + v_B)}{p_0 \cdot v_B} = \frac{(1,0133 \cdot 10^5 - 0,914 \cdot 10^5) \cdot (0,33 + 5,55)}{1,0133 \cdot 10^5 \cdot 0,33} = 1,75.$$

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,75.

Приклад 3. Розчин, який містить 8 г $NaOH$ у 1000 г води, кипить при $100,184\text{ }^\circ\text{C}$. Обчисліть ізотонічний коефіцієнт (для H_2O $E = 0,516$)

Розв'язання. Другий закон Рауля для електролітів має вигляд:

$$\Delta T_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m; \quad \Delta T_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m;$$

де C_m – моляльна концентрація;

$$C_m = \frac{m_{p\text{-ни}}}{m_{p\text{-ка}}} = \frac{m_{p\text{-ни}} \cdot 1000}{M \cdot m_{p\text{-ка}}},$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = \frac{i \cdot E \cdot m_{p\text{-ни}} \cdot 10^3}{M \cdot m_{p\text{-ка}}};$$

звідси:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{кип}} \cdot M \cdot m_{p\text{-ка}}}{E \cdot m_{p\text{-ни}} \cdot 10^3} = \frac{0,184 \cdot 40 \cdot 1000}{0,516 \cdot 8 \cdot 10^3} = 1,78.$$

Відповідь Ізотонічний коефіцієнт дорівнює 1,78.

Приклад 4. Тиск пари 8 % водного розчину $NaNO_3$ дорівнює $2268,8$ Па при $20\text{ }^\circ\text{C}$. Тиск парів води при цій температурі – $2337,8$ Па. Обчисліть уявний ступінь дисоціації $NaNO_3$ у цьому розчині.

Розв'язання. Ізотонічний коефіцієнт за I законом Рауля для $NaNO_3$:

$$i = \frac{(p_0 - p) \cdot (v_A + v_B)}{p_0 \cdot v_B}$$

де $v(NaNO_3) = \frac{8}{85} = 0,094$ моль; де $M(NaNO_3) = 85$ г/моль

$v(H_2O) = \frac{(100-8)}{18} = 5,105$ моль, де $M(H_2O) = 18$ г/моль

$$i = \frac{(2337,7 - 2268,8) \cdot (5,1054 + 0,094)}{2337,7 \cdot 0,094} = 1,63.$$

Уявний ступінь дисоціації $NaNO_3$ у цьому розчині:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1},$$

n – кількість утворених йонів, для $NaNO_3$ це два йона.

$$\alpha = \frac{1,63 - 1}{2 - 1} = 0,63 \text{ або } 63\%$$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт = 1,63, ступінь дисоціації = 63%

Приклад 5. Температура замерзання розчину, що має 0,25 моль HNO_3 у $2,5\text{ дм}^3 H_2O$ становить $-0,35\text{ }^\circ\text{C}$. Обчисліть уявний ступінь дисоціації кислоти в цьому розчині (K для води дорівнює 1,86).

Розв'язання: $M(HNO_3) = 63$ г/моль

За II-м законом Рауля ізотонічний коефіцієнт для розчину HNO_3 :

$$i = \frac{\Delta T_{зам} \cdot M \cdot m_{р-ка}}{K \cdot m_{р-ни} \cdot 10^3} = \frac{0,35 \cdot 63 \cdot 2500}{1,86 \cdot 63 \cdot 0,25 \cdot 1000} = 1,88$$

Уявний ступінь дисоціації HNO_3 у цьому розчині:

$$\alpha = \frac{1,88 - 1}{2 - 1} = 0,88 \text{ або } 88 \%$$

Відповідь: Ізотонічний коефіцієнт = 1,88; ступінь дисоціації = 88 %.

Приклад 6. Обчислити йонну силу розчину K_2SO_4 , що має концентрацію 0,02 моль на 1000 г H_2O .

Розв'язання: Йонна сила розчину дорівнює:

$$I = 1/2 \cdot (C_1 Z_1^2 + C_2 Z_2^2 + \dots + C_i Z_i^2)$$

$$I(K_2SO_4) = 1/2 [C_{K^+} (Z_{K^+})^2 + C_{SO_4^{2-}} (Z_{SO_4^{2-}})^2] = 1/2 [0,02 \cdot 2 \cdot 1^2 + 0,02 \cdot 1 \cdot |-2|^2] = 0,06$$

Відповідь: Йонна сила розчину дорівнює 0,06.

Приклад 7. Розрахувати йонну силу розчину та активність йонів у розчині, який містить 0,01 моль/дм³ $MgCl_2$ та 0,01 моль/дм³ $MgSO_4$.

Розв'язання:

Реакції дисоціації солей у розчині:



Враховуючи ці реакції, видно, що концентрації йонів у розчині солей: $[Mg^{2+}] = 0,02$ моль/дм³; $[Cl^-] = 0,02$ моль/дм³; $[SO_4^{2-}] = 0,01$ моль/дм³.

Розрахуємо йонну силу розчину:

$$I = 1/2 \cdot (C_{Mg^{2+}} Z_{Mg^{2+}}^2 + C_{Cl^-} Z_{Cl^-}^2 + C_{SO_4^{2-}} Z_{SO_4^{2-}}^2) = 1/2 \cdot (0,02 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 2^2) = 0,07$$

Розрахуємо коефіцієнти активності йонів:

$$\lg f_a(SO_4^{2-}) = \lg f_a(Mg^{2+}) = -0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,07} = -0,53;$$

$$f_a(SO_4^{2-}) = f_a(Mg^{2+}) = 0,3;$$

$$\lg f_a(Cl^-) = -0,5 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,07} = -0,13;$$

$$f_a(Cl^-) = 0,74;$$

Тепер розрахуємо активність кожного з йонів за формулою $a = f_a \cdot C_M$:

$$a(\text{Mg}^{2+}) = 0,3 \cdot 0,02 = 0,006 \text{ моль/дм}^3;$$

$$a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,3 \cdot 0,01 = 0,003 \text{ моль/дм}^3;$$

$$a(\text{Cl}^-) = 0,74 \cdot 0,02 = 0,0148 \text{ моль/дм}^3.$$

Відповідь: $I = 0,07$; $a(\text{Mg}^{2+}) = 0,006 \text{ моль/дм}^3$; $a(\text{SO}_4^{2-}) = 0,003 \text{ моль/дм}^3$;
 $a(\text{Cl}^-) = 0,0148 \text{ моль/дм}^3$.

Приклад 8. Обчисліть активну концентрацію CaCl_2 у розчині, що містить 0,925 г CaCl_2 у 500 г води.

Розв'язання: Визначаємо молярну концентрацію:

$$C_m = \frac{v_{p\text{-ни}}}{m_{p\text{-ка}}} = \frac{m_{p\text{-ни}} \cdot 1000}{M \cdot m_{p\text{-ка}}} = \frac{0,925}{111 \cdot 0,5} = 0,017 \text{ моль/кг.}$$

де $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}$, $500 \text{ г} = 0,5 \text{ кг}$

Обчислимо йонну силу розчину:

$$I = 1/2 (0,017 \cdot 2^2 + 0,017 \cdot 2 \cdot |-1|^2) = \frac{0,068 + 0,034}{2} = 0,051$$

За додатком Г знаходимо коефіцієнт активності залежно від йонної сили розчину:

$$f_{\text{Ca}^{2+}} = 0,50; \quad f_{\text{Cl}^-} = 0,84.$$

Активність йонів дорівнює:

$$a_{\text{Ca}^{2+}} = f_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{Ca}^{2+}} = 0,50 \cdot 0,017 = 0,0097$$

$$a_{\text{Cl}^-} = f_{\text{Cl}^-} \cdot C_{\text{Cl}^-} = 0,84 \cdot 0,034 = 0,0289$$

Активна концентрація дорівнює:

$$a_{\text{CaCl}_2} = a_{\text{Ca}^{2+}} \cdot (a_{\text{Cl}^-})^2 = 0,0097 \cdot (0,0289)^2 = 8 \cdot 10^{-6}.$$

Відповідь: Активна концентрація CaCl_2 у розчині дорівнює $8 \cdot 10^{-6}$.

Приклад 9. Обчисліть середній коефіцієнт активності йонів AgNO_3 у розчині, що містить 0,01 моль речовини AgNO_3 у 1000 г води.

Розв'язання. Йонна сила розчину AgNO_3 :

$$I = 1/2(0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot 1^2) = \frac{0,01 + 0,01}{2} = 0,01$$

Середній коефіцієнт активності йонів AgNO_3 :

$$\lg f = -0,5117 Z_1 Z_2 \sqrt{I}$$

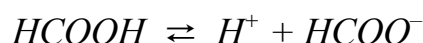
$$\lg f = -0,5117 \cdot 1 \cdot 1 \sqrt{0,01} = -0,05117; \quad f_{\pm} = 0,89$$

Відповідь: середній коефіцієнт активності йонів $\text{AgNO}_3 = 0,89$

Приклади розв'язання завдань з розділу «Розчини слабких електролітів»

Приклад 1. Обчисліть ступінь дисоціації $HCOOH$ у 0,01 н розчині, якщо у 10^{-3} дм³ розчину міститься $6,82 \cdot 10^{18}$ розчинених частинок (йони та недисоційовані частинки).

Розв'язання. Мурашина кислота дисоціює за рівнянням:



У 10^{-3} дм³ 0,01н розчину міститься $6,02 \cdot 10^{18}$ частинок (1 моль – $6,02 \cdot 10^{23}$). На йони дисоціювало n молекул. Кожна молекула кислоти при дисоціації дає 2 йони (H^+ , $HCOO^-$), а n молекул кислоти дадуть $2n$ йонів. Недисоційованих молекул у розчині міститься $(6,02 \cdot 10^{18} - n)$. Взагалі розчин має $6,82 \cdot 10^{18}$ (за умовою) частинок, тобто:

$$\begin{aligned} 6,82 \cdot 10^{18} &= (6,02 \cdot 10^{18} - n) + 2n = 6,02 \cdot 10^{18} + n \\ n &= 6,82 \cdot 10^{18} - 6,02 \cdot 10^{18} = 0,8 \cdot 10^{18} \end{aligned}$$

Звідки:

$$\alpha = \frac{n}{N} = \frac{0,8 \cdot 10^{18}}{6,02 \cdot 10^{18}} = 0,133 = 13,3\%$$

Приклад 2. Обчисліть ступінь дисоціації сірководневої кислоти за першим ступенем у 0,1М розчині, якщо константа дисоціації $K_d = 1,1 \cdot 10^{-7}$.

Розв'язання. H_2S дуже слабка кислота, тому використовуємо спрощене рівняння закону розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 1,05 \cdot 10^{-3}$$

Відповідь: ступінь дисоціації H_2S за 1 ступенем дорівнює 0,105 %.

Приклад 3. Обчисліть концентрацію йонів OH^- в 0,01 М розчині NH_4OH , якщо $K_{дис} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання. Концентрація йонів у розчині електроліту залежить від молярної концентрації електроліту, його ступені дисоціації та кількості йонів даного типу, що утворюються, тобто:

$$C_{ион} = C \alpha n.$$

Для визначення концентрації йонів OH^- у розчині NH_4OH знаходимо ступінь дисоціації NH_4OH :

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,77 \cdot 10^{-5}}{0,01}} = 0,42 \cdot 10^{-1} = 0,042$$

Концентрація йонів OH^- дорівнює:

$$C(OH^-) = 0,01 \cdot 0,042 \cdot 1 = 0,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 4. Добуток розчинності BaF_2 при $18^\circ C$ дорівнює $1,7 \cdot 10^{-6}$. Обчисліть концентрацію йонів Ba^{2+} та F^- у насиченому розчині BaF_2 .

Розв'язання. Дисоціація солі протікає за рівнянням:



Йонів F^- утворюється у 2 рази більше ніж йонів Ba^{2+} , тому

$$C(F^-) = 2C(Ba^{2+})$$

Добуток розчинності солі $DP(BaF_2) = C(Ba^{2+}) \cdot C(F^-)$.

Якщо концентрацію F^- виразити через концентрацію Ba^{2+} , тоді:

$$DP(BaF_2) = C(Ba^{2+}) \cdot (2C(Ba^{2+}))^2 = 4C^3(Ba^{2+}) = 1,7 \cdot 10^{-6}$$

Концентрація йонів Ba^{2+} дорівнює:

$$C(Ba^{2+}) = \sqrt[3]{\frac{1,7 \cdot 10^{-6}}{4}} = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$
$$C(F^-) = 0,75 \cdot 10^{-2} \cdot 2 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$$

Відповідь: За заданих умов концентрації йонів у розчині складають: $C(Ba^{2+}) = 0,75 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$ та $C(F^-) = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$.

Приклад 5. Розчинність $Mg(OH)_2$ дорівнює $1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$ при $18^\circ C$. Обчисліть добуток розчинності $Mg(OH)_2$ за цих умов.

Розв'язання. При розчиненні кожного моль $Mg(OH)_2$ у розчин переходить 1 моль йонів Mg^{2+} та вдвічі більше йонів OH^- . Отже у насиченому розчині $Mg(OH)_2$:

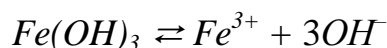
$$C(Mg^{2+}) = 1,7 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$
$$C(OH^-) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot 2 = 3,4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3;$$
$$DP(Mg(OH)_2) = C(Mg^{2+}) C(OH^-) = 1,7 \cdot 10^{-4} \cdot (3,4 \cdot 10^{-4})^2 = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Відповідь: За заданих умов добуток розчинності $Mg(OH)_2 = 1,96 \cdot 10^{-11}$.

Приклад 6. Розрахувати добуток розчинності (ДР) гідроксиду феруму(III) $Fe(OH)_3$, якщо відома розчинність, яка становить $1,9 \cdot 10^{-10} \text{ моль/дм}^3$.

Розв'язання.

Запишемо рівняння дисоціації $Fe(OH)_3$:



Як видно з рівняння, при розчиненні 1 моль $Fe(OH)_3$ у розчин

переходить 1 моль іонів Fe^{3+} та втричі більше моль OH^- .

Визначаємо концентрацію іонів Fe^{3+} : $1,9 \cdot 10^{-10}$ моль/дм³.

Визначаємо концентрацію OH^- іонів:

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

Розраховуємо добуток розчинності $Fe(OH)_3$:

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

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

Приклад 7. $DP(PbI_2)$ при 20 °С дорівнює $8 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть розчинність (моль/дм³) при заданих умовах.

Розв'язання. Визначаємо розчинність солі через S (моль/дм³), тоді:

$$DP(PbI_2) = C(Pb^{2+}) \cdot (C(I^-))^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3, \text{ звідси}$$

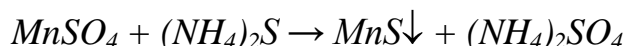
$$S = \sqrt[3]{\frac{DP_{PbI_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{8 \cdot 10^{-9}}{4}} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Відповідь: Розчинність за заданих умов солі $PbI_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

Приклад 8. Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів 10^{-2} N розчину $MnSO_4$ та $2 \cdot 10^{-1}$ N розчину $(NH_4)_2S$?

Розв'язання.

Запишемо рівняння реакції:



Знайдемо (в таблиці додатку В) значення добутку розчинності MnS , яке становить:

$$DP(MnS) = 5,6 \cdot 10^{-16}.$$

Визначаємо C_m розчинів:

якщо $C_n(MnSO_4) = 10^{-2}$ моль/дм³, то

$$C_m(MnSO_4) = 1/2 C_n = 1/2 \cdot 10^{-2} = 0,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

$$C_n((NH_4)_2S) = 2 \cdot 10^{-1} \text{ моль/дм}^3, \text{ то } C_m((NH_4)_2S) = 1 \cdot 10^{-1} \text{ моль/дм}^3.$$

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

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

$$C_{S^{2-}} = 1/2 \cdot 1 \cdot 10^{-1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Розрахуємо добуток концентрацій іонів:

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

Якщо $[Mn^{2+}] \cdot [S^{2-}] > DР(MnS)$, 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 йонів більше ніж добуток розчинності MnS .

У відповідності до «Положення про організацію і контроль самостійної та індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ» основною формою індивідуальної роботи студентів ОДЕКУ є виконання індивідуальних завдань, які виконуються самостійно окремо кожним студентом під керівництвом викладача. Для дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» у I-му семестрі використовуються така форма індивідуального завдання – виконання самостійного індивідуального домашнього завдання (ЗМ-ІЗ-1) з тем практичних (лабораторних) занять для студентів денної форми навчання. Індивідуальне завдання є окремим модулем і враховується при виведенні оцінки поточного семестрового контролю.

Індивідуальна робота студента передбачає створення умов для найповнішої реалізації творчих можливостей студентів через індивідуально-спрямований розвиток їхніх здібностей, науково-дослідну роботу і творчу діяльність. Індивідуальні завдання мають на меті поглиблення, узагальнення та закріплення знань, які студенти отримують у процесі навчання, а також застосування цих знань на практиці.

Протягом I семестру з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» у вільний від аудиторних навчальних занять час студент має виконати одне індивідуальне завдання практичне (виконання самостійної домашньої контрольної роботи з тем практичних (лабораторних) занять) за індивідуальних варіантом. Не пізніше ніж за два тижні до кінця семестра звіт подається на перевірку викладачу, який керував виконанням індивідуального завдання.

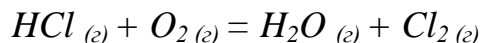
Звіт про виконання індивідуального завдання подається студентом у вигляді текстового документа з титульною сторінкою на окремих аркушах, які перевіряються викладачем. До варіанту індивідуального завдання з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів денної форми навчання включаються 5 розрахункових завдань із числа наведених нижче:

ПРИКЛАД ЗМ – ІЗ-1 (Практичний модуль)

1. Невідома кількість металу, молярна маса еквівалента якого дорівнює 27,9 г-екв/моль, виштовхує із кислоти 700 см³ водню (н.у.) Обчислити масу металу.
2. Напишіть електронно-графічну схему та електронну формулу атома

елемента, заряд ядра якого дорівнює + 37. Укажіть його положення у системі ім. Д. І. Менделєєва. До якого сімейства ($-s, p, d, f$) належить цей елемент? Які властивості елемента (металічні чи неметалічні)? Для кожного з валентних електронів напишіть значення 4-х квантових чисел.

3. Розрахуйте тепловий ефект хімічної реакції у стандартних умовах, якщо схема реакції:



Визначте тип термохімічної реакції.

4. Розрахуйте молярну, моляльну, молярну концентрацію еквіваленту (нормальну) розчину і титр, якщо масова частка речовини H_2SO_4 у розчині дорівнює 96 %, а густина розчину $1,84 \text{ г/см}^3$.
5. Запишіть у молекулярній та йонно-молекулярній формах (повній та скороченій) рівняння реакцій гідролізу солей $NiCl_2$ та Na_2SO_3 (ступінчасто). Визначити рН розчину. За допомогою якого індикатора можна перевірити рН розчину? Запишіть вираження для константи гідролізу.

Великої ролі у вивченні хімії набуває самостійна робота студента, яка вимагає наполегливості. Самостійне вивчення деяких розділів потребує додаткових порад у розв'язанні задач та розрахункових завдань у модулі ІДЗ-1.

Завдання 1. Чому дорівнює молярна маса еквівалента двовалентного металу, якщо $0,082 \text{ г}$ металу при взаємодії з кислотою утворюють $75,6 \text{ см}^3$ водню. Який це метал, розрахуйте молярну масу еквівалента його оксиду.

Розв'язання:

$$\frac{m(Me)}{V(H_2)} = \frac{M_{екв}(Me)}{V_{екв}(H_2)}, \quad \frac{m(Me)}{M_{екв}(Me)} = \frac{V(H_2)}{V_{екв}(H_2)}$$

де $V_{екв}(H_2) = f_{екв} \cdot V_m = 1/2 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ дм}^3$.

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V(H_2)} = \frac{0,082 \cdot 11,2}{0,0756} = 12,15 \text{ г/моль},$$

то $M(Me) = V \cdot M_{екв}(Me) = 2 \cdot 12,15 = 24,30 \text{ г/моль}$. Це метал – Магній.

$$M_{екв}(MeO) = M_{екв}(Me) + M_{екв}(O) = 12,15 + 8 = 20,15 \text{ г/моль}.$$

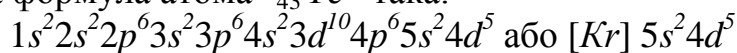
де $M_{екв}(O) = f_{екв}(O) \cdot M(O) = 1/2 \cdot 16 = 8 \text{ г/моль}$.

Відповідь: Молярна маса еквівалента двовалентного металу дорівнює $12,15 \text{ г/моль}$. Це метал – Магній. Молярна маса еквівалента його оксиду дорівнює $20,15 \text{ г/моль}$.

Завдання 2. Записати електронну формулу атома Tc (Технецій). Визначити валентні електрони елемента. Згідно правилам Клечковського підтвердити порядок заповнення енергетичних рівнів та підрівнів. У наведеній електронній формулі ${}_{43}Tc$ охарактеризувати валентні електрони за допомогою чотирьох квантових чисел.

Розв'язання:

- Електронна формула атома ${}_{43}Tc$ така:



де 1, 2, 3, 4, 3, 4, 5 – енергетичні рівні; s, p, d – підрівні.

- Електрони на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений, – є валентними.

У Tc ... $5s^2 4d^5$ – валентні електрони

останній рівень попередній незаповнений підрівень

- Порядок послідовного заповнення рівнів та підрівнів відповідає найменшому запасу енергії.

	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	$5s^2$	$4d^5$
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6

тому що s -, p -, d -, f -підрівням відповідають чисельні значення 0, 1, 2, 3.

За II правилом Клечковського: при однаковому значенні сум $n + l$ для $2p^6$ і $3s^2$ та $3p^6$ і $4s^2$ спочатку заповнюються орбіталі $2p$ та $3p$, а потім $3s$ та $4s$.

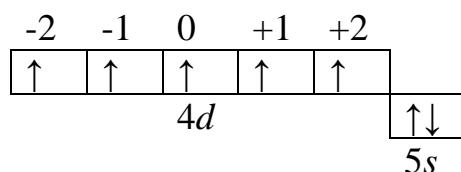
- Валентні електрони атомів знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він незаповнений. Останній рівень – 5. Попередній підрівень – $4d$ може бути заповнений 10 електронами. Але у Tc на $4d$ знаходяться тільки 5 електронів, тобто попередній підрівень не повністю заповнений. Тому валентні електрони Tc – ... $4d^5 5s^2$ або ... $5s^2 4d^5$

Запишемо кожен електрон окремо та квантові числа: n, l, m_l, m_s ..

Головне квантове число (n) вказує на номер енергетичного рівня. Тому для $4d^1, 4d^5$ енергетичний рівень дорівнює 4, а для $5s^1, 5s^2$ електронів – п'яти.

Орбітальне квантове число (l) електрона вказує на енергетичний підрівень електрона в атомі: s, p, d або f , значення l для всіх d -електронів однакові – 2, а для s -електронів – 0.

Маємо:



– графічне зображення валентних електронів Tc

	n	l	m_l	m_s
$4d^1$	4	2	-2	-1/2
$4d^2$	4	2	-1	-1/2
$4d^3$	4	2	0	-1/2
$4d^4$	4	2	+1	-1/2
$4d^5$	4	2	+2	-1/2
$5s^1$	5	0	0	-1/2
$5s^2$	5	0	0	+1/2

Кількість орбіталей на тому чи іншому підрівні обумовлена магнітним квантовим числом $m_l = 2l + 1$, тоді ми маємо для s -підрівня = 1, для $p = 3$, для $d = 5$, для $f = 7$ енергетичних комірок. Кожна комірка має своє значення, яке визначається за формулою $m_l = -l \dots 0 \dots +l$.

Так, енергетична комірка на s -підрівні – одна, її магнітне квантове число набуває значення «0».

На p -підрівні – 3 енергетичні комірки, які можуть мати значення $m_l = \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle$. На d -підрівні – 5 комірок зі значенням $m_l = \langle -2 \rangle, \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle, \langle +2 \rangle$. Так само для f -підрівня значення m_l становить $\langle -3 \rangle, \langle -2 \rangle, \langle -1 \rangle, \langle 0 \rangle, \langle +1 \rangle, \langle +2 \rangle, \langle +3 \rangle$.

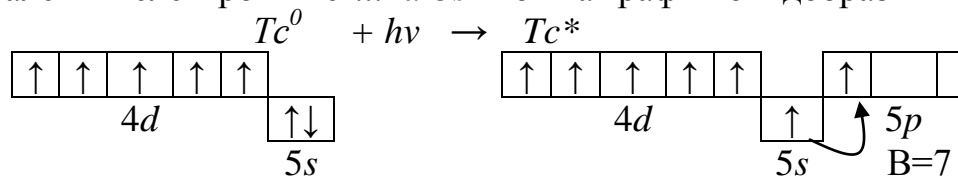
Таким чином, для $4d^1$ електрона m_l дорівнює $\langle -2 \rangle$, а для $5s^1 = \langle 0 \rangle$.

Спінове квантове число (m_s) характеризує рух електрона навколо власної осі. Кількість руху електрона квантується і може набувати значення $+1/2$ та $-1/2$. Усі паралельні електрони приймають однакові значення: для $4d^1-4d^5$ і $5s^1$ це значення $\langle -1/2 \rangle$, а у $5s^2$ – антипаралельного електрона – $\langle +1/2 \rangle$.

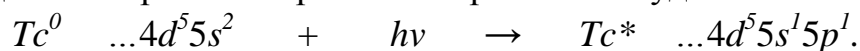
Завдання 3. Записати електронні формули атомів Tc у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Розв'язання:

Валентні електрони $Tc \dots 4d^5 5s^2$ можна графічно відобразити



Звідси бачимо, що на $5s$ орбіталі маємо 2 спарених електрони. Якщо додати квант енергії, то їх можна розпарувати, тобто один з електронів перевести на більш високий підрівень. На наступному $5p$ підрівні маємо вільні енергетичні комірки. Туди після одержання додаткової енергії перейде один електрон з $5s$ -орбіталі і отримаємо збуджений стан атому Tc^*



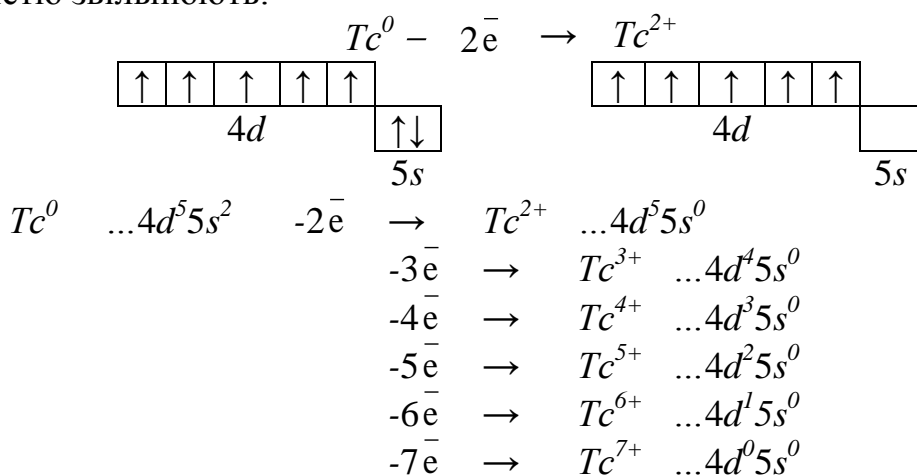
У збудженому стані атома зростає валентність. Вона визначається по кількості неспарених електронів. Для Tc^* валентність дорівнює 7.

Збуджених станів може бути декілька. Це залежить від кількості пар спарених електронів.

Завдання 4. Записати електронні формули йонів з характерним ступенем окиснення для їх атомів: *Tc* (Технецій).

Розв'язання:

Йони утворюються коли атом приймає чи віддає електрони. Атом *Tc* не може прийняти електрони, бо зовнішній підрівень *5s* у нього заповнений – на ньому 2 електрони. А попередній *4d* підрівень, на якому 5 електронів не може приймати електрони, бо він закритий – «екранований» зовнішніми *5s*-електронами. Тому атом *Tc* може тільки віддавати електрони. Електрони покидають зовнішні орбіталі і завжди їх повністю звільнюють:



Звідси зрозуміло, що у *Tc* можуть бути 7 ступенів окиснення: Tc^0 , Tc^{+2} , Tc^{+3} , Tc^{+4} , Tc^{+5} , Tc^{+6} , Tc^{+7} .

Завдання 5. Визначити до якої родини належить елемент, якщо його електронна формула закінчується так $\dots 4p^6 4d^5 5s^2$. Пояснити які властивості він має: металеві чи неметалеві.

Розв'язання:

Порядок заповнення електронами рівнів та підрівнів за правилами Клечковського становить: $\dots 4p^6 5s^2 4d^5$. Тобто останній електрон заповнює *d*-підрівень. Тому цей елемент відноситься до *d*-родини. Якщо елемент належить до *s*-, *d*-, *f*-родин, то цей елемент завжди метал. Тобто для цього елемента характерні металеві властивості.

Завдання 6. Визначити родину, до якої належить елемент, якщо його електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Вказати які властивості для нього характерні: металеві чи неметалеві. Який це елемент?

Розв'язання:

Валентні електрони атома – це електрони, які знаходяться на останньому рівні та попередньому підрівні, якщо він не повністю заповнений.

Останній електронний рівень у цього атома – $3s^23p^5$; попередній підрівень – $2p^6$ – заповнений. Тому валентні електрони: $\dots 3s^23p^5$. Останній електрон заповнює p -підрівень, тому елемент належить до p -сімейства. Що до його властивостей, то насамперед треба визначити де знаходиться цей елемент у p -сімействі: вище діагоналі для p -елементів $B-At$, чи нижче. Якщо p -елемент знаходиться на діагоналі $B-At$ або лежить вище її, то йому притаманні неметалеві властивості. Якщо нижче – металеві. Цей елемент лежить вище діагоналі $B-At$, тому він неметал. Це – Хлор.

Завдання 7. Визначити положення елементу в періодичній системі Д. І. Менделєєва за його електронною формулою $\dots 4s^23d^{10}4p^65s^24d^6$.

Розв'язання:

Валентні електрони елементу: $\dots 5s^24d^6$. Цифра 5 вказує на зовнішній енергетичний рівень, тобто на номер періоду – 5. Кількість валентних електронів: $2 + 6 = 8$ позначає номер групи – 8. Елемент належить до d -родини. Елементи s - і p -родин належать до головних підгруп, а елементи d - і f -родин – до побічних підгруп.

Відповідь: елемент, який має $\dots 5s^24d^6$ валентні електрони знаходиться у 5 періоді, 8 групі, побічній підгрупі періодичної системи Д.І. Менделєєва. Цей елемент - Ru - рутеній.

Завдання 8. Розрахувати тепловий ефект (ентальпію) хімічного процесу



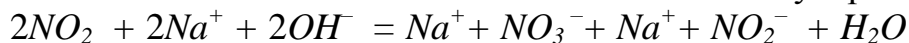
та визначить який це процес.

Розв'язання:

Якщо в рівнянні є сполуки які дисоціюють, то доцільно записати скорочене молекулярно-йонне рівняння:



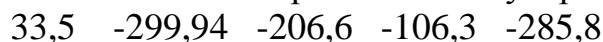
повне молекулярне рівняння,



повне молекулярно-йонне рівняння,



скорочене молекулярно-йонне рівняння,



Вказуємо табличні значення ΔH^0_{298} в кДж/моль під формулами скороченого молекулярно-йонного рівняння.

Правило Гесса у загальному вигляді:

$$\Delta H_{x.p.} = \sum n\Delta H^0_{298} (кінц.) - \sum n\Delta H^0_{298} (вихідн.)$$

Для даного рівняння має вигляд:

$$\begin{aligned}\Delta H_{x.p.} &= [\Delta H_{298}^0(\text{NO}_3^-) + \Delta H_{298}^0(\text{NO}_2^-) + \Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O})] - [2\Delta H_{298}^0(\text{NO}_2) + \\ &+ 2\Delta H_{298}^0(\text{OH}^-)] = [-206,6 + (-106,3) + (-285,8)] - [2 \cdot 33,5 + 2(-229,94)] = \\ &= 498,7 - (-392,88) = -498,7 + 392,88 = -105,82 \text{ кДж}\end{aligned}$$

Відповідь: $\Delta H_{x.p.} < 0$ (-105,82 кДж), процес екзотермічний, тепло виділяється.

Завдання 9. Визначити молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалента (C_H), моляльну концентрацію (C_m) та титр (T) 25 % розчину солі сульфат натрію Na_2SO_4 , густина якого $1,2 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання.

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

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

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}} \cdot M = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}$$

Визначаємо молярну концентрацію розчину (молярність):

$$C_M = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{142} = 2,1 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо молярну концентрацію еквівалента розчину (нормальність):

$$C_H = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{71} = 4,2 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо моляльну концентрацію розчину (моляльність) за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}$$

де m , $m_{\text{р-ка}}$ – маси речовини та розчинника

$$m_{\text{р-ка}} = m_{\text{розч-ну}} - m_{\text{реч.}} = 100 - 25 = 75 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{25 \cdot 1000}{142 \cdot 75} = 2,35 \text{ моль/кг.}$$

Титр розчину визначаємо за формулою:

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

$$T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{4,2 \cdot 71}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{2,1 \cdot 142}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

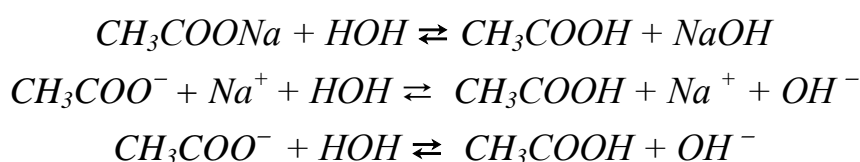
Відповідь: $C_M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,1 \text{ моль/дм}^3$, $C_H(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4,2 \text{ моль/дм}^3$;
 $C_m = 2,35 \text{ моль/кг}$; $T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2982 \text{ г/см}^3$.

Завдання 10. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі HCOONa . Вкажіть рН середовища.

Розв'язання.

Солі, утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізуються за аніоном, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка кислота), а розчин має лужну реакцію: $\text{pH} > 7$. Відбувається гідроліз за аніоном (йоном слабого електроліту) – H_2S , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , CN^- , CNS^- , CH_3COO^- та ін.

Наприклад, гідроліз солі ацетат натрію CH_3COONa :



реакція розчину лужна, $\text{pH} > 7$.

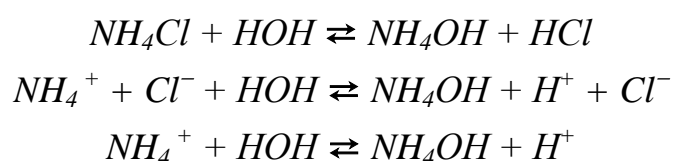
Внаслідок гідролізу солі йони гідрогену води (H^+) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок OH^- -йонів. Тому розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію: $\text{pH} > 7$. Індикатор – фенолфталеїн набуває малинового кольору.

Завдання 11. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі NH_4Cl . Вкажіть рН середовища.

Розв'язання.

Солі, утворені слабкими основами та сильними кислотами гідролізуються за катіоном, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка основа), а розчин має кислу реакцію – $\text{pH} < 7$. Відбувається гідроліз за катіоном (йоном слабого електроліту) – Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , NH_4^+ та ін.

Наприклад:



реакція розчину кисла, $\text{pH} < 7$.

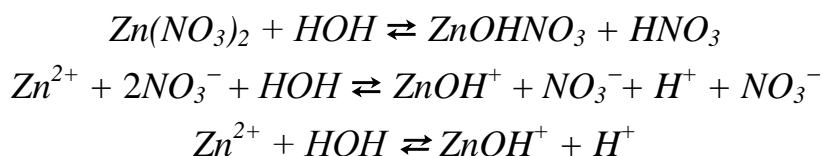
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи NH_4OH , а в розчині накопичується надлишок водневих йонів H^+ , тому реакція розчину кисла – $pH < 7$. Індикатор – лакмус набуває червоного кольору.

Завдання 12. Запишіть в іонній та молекулярній формах рівняння гідролізу солі $Zn(NO_3)_2$. Вкажіть pH середовища.

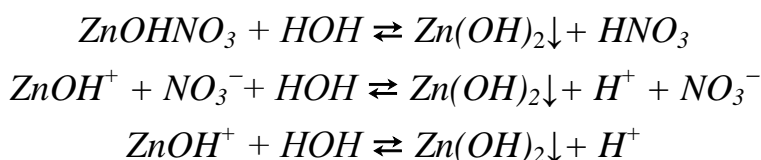
Розв'язання.

Солі багатокислотних основ гідролізують ступінчасто:

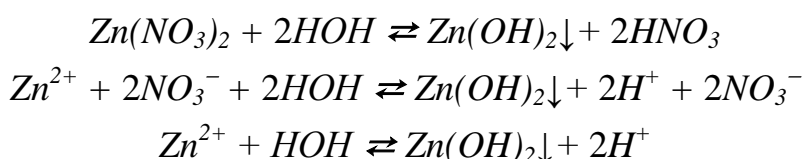
I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



Сумарна реакція:



Накопичується надлишок йонів водню – реакція розчину кисла, $pH < 7$. Індикатор – лакмус набуває червоного кольору. Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

2.2.3. Підготовка до змістовних модулів *основного курсу* з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» за II-й семестр включає вивчення теоретичного матеріалу (ЗМ-ЛЗ) і вміння розраховувати задачі та тематичні завдання (ЗМ-ПЗ, та ЗМ-ІЗ-2). Необхідно вести конспект лекцій та користуватись літературою, за допомогою якої слід проробляти дані розділи.

Після вивчення розділів 9-11 основного курсу дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (ЗМ-ЛЗ; ЗМ-ПЗ; ЗМ-ІЗ-2) студенти повинні знати:

- Електрохімічні процеси. Поняття про електродні потенціали. Стандартний водневий електрод. Ряд напруги металів. Визначення електродних потенціалів; рівняння Нернста; залежність електродних потенціалів металів від концентрації розчинів електролітів.

- Електрорушійну силу та її вимірювання. Класифікацію електрохімічних процесів. Гальванічні елементи. [1, с. 280-301; 4, с. 11-30].
- Електроліз розчинів та розплавів електролітів. Послідовність електродних процесів на аноді та катоді. Закони Фарадея. Вихід за током. Хімічні джерела електричної енергії. Проблеми водневої енергетики. Паливні елементи. Чуйники. [1, с. 302-313; 4, с. 36-41].
 - Корозію металів та сплавів. Методи захисту від корозії. Основні типи корозії. Хімічну корозію. Електрохімічну корозію. Біологічну корозію. Електрохімічний захист, захисні покриття. Інгібітори та активатори корозії. [1, с. 568-575; 4, с. 31-35].
 - Основи колоїдної хімії. Загальну характеристику дисперсних систем, їх особливості, класифікацію, способи отримання дисперсних систем. Поверхневу енергію. Поверхневий натяг. Капілярні явища. Закон Лапласа. Поверхневу активність. Поверхнево-активні та поверхнево-інактивні речовини. Правило Дюкло-Траубе. Змочування. Крайовий кут. [1, с. 314-324; 4, с. 43-59].
 - Оптичні властивості гетерогенних систем. Розсіювання світла. Закон Релея. Поглинання світла. Закон Ламберта-Бугера-Бера. [1, с. 325-329; 4, с. 60-66].
 - Адсорбцію на поверхні розподілу фаз, величину адсорбції. Рівняння Гіббса. Рівняння Фрейндліха та Ленгмюра. Вибіркову та обмінну адсорбцію з розчинів електролітів. [1, с. 329-337; 4, с. 67-74].
 - Електрокінетичні явища. Подвійний електричний шар на межі розподілу фаз. Електричну будову колоїдних частинок. Будову міцели. Електрофорез та електроосмос. Коагуляцію. Правила коагуляції. Правило значності Шульце-Гарді. [1, с. 338-351; 4, с. 75-91].
 - Основи біогеохімії, об'єкт вивчення, задачі, місце в системі природознавчих наук, зв'язок з іншими науками. Роль Вернадського В. І. в становленні та розвитку біогеохімії. Хімічні елементи атмосфери; хімічні процеси в тропосфері, стратосфері, іоносфері. Хімічні елементи гідросфери, літосфери. Техногенна дія на літосферу. Біосферні процеси і екологія. [4, с. 97-107; 7, с. 3-25; 11, с. 3-5].
 - Концепцію біосфери; огляд її властивостей і особливостей; компоненти біосфери. Енергетику біосфери. Концепцію живої речовини і біокосних систем. Типи речовини в біосфері. Види, функції живої речовини. Еволюцію живої речовини і біосфери. Концепцію ноосфери. [7, с. 26-54, 99-114, 279-300].
 - Поняття про кларк, кларк концентрацій, біофільність. Класифікації біогенних елементів. Дефіцитні та надлишкові елементи за Ферсманом. Коефіцієнт біологічного поглинання. [11, с. 112-116].

- Класифікацію видів міграції. Показники міграції різних видів (показник механічної міграції, йонний потенціал Картледжа, енергетичні коефіцієнти). Геохімічні бар'єри: утворення, відомі класифікації, основні показники. [7, с. 73-98].
- Концепцію колообігу, предбіотичний мінеральний, біотичний, геологічний, біогеохімічний цикли. Колообіги біогенних елементів. Техногенна міграція і технофільність. Техногенні фактори порушення природних колообігів. Техногенні аномалії в біосфері. [7, с. 141-202].
- Карбон в біосфері. Органічна речовина як геохімічний акумулятор. Класифікація органічних речовин, у т. ч. вуглеводнів, функціональних сполук (спирти, альдегіди, кетони, карбонові кислоти, етери і естери). Знаходження в природі, хімічні і фізичні властивості вуглеводнів; екологічна небезпека. Гіпотези формування нафти. Склад нафти і природного газу. Правила номенклатури IUPAC. Природні біологічно активні речовини і біополімери. [1, с. 446-512; 7, с. 55-68, 203-206].
- Забруднення навколишнього середовища. Вплив забруднюючих речовин на біоту. Джерела забруднювачів довкілля. Класифікація та характеристика сучасних забруднювачів довкілля, наслідки забруднення. [4, с. 96; 18, с. 49-117].
- Основи біоіндикації, рівні, методи, форми, види, типи, часові типи. Геосфери земної кори і біосфери. Фізико-хімічні процеси в атмосфері, гідросфері (склад поверхневих вод, твердість води та її види, класифікації вод), літосфері. Ґрунти та їх геохімічна роль. [11, с. 79-84, 142-224; 18, с. 142-155].

Вміння, якими мають оволодіти студенти, після вивчення змістовного модуля ЗМ-ПЗ:

- Складати та записувати схеми гальванічних елементів, визначати їхню напругу. [2, с. 176-189; 5, с. 154-161; 6, с. 255-265; 10, с. 11-31].
- Вказувати послідовність електродних процесів при електролізі розчинів та розплавів електролітів, визначати масу, об'єм та кількість речовини, які виділяються на електродах при електролізі. [2, с. 189-195; 5, с. 162-170; 6, с. 269-277; 10, с. 32-43].
- Складати схеми корозії металів у різних середовищах, передбачати корозію металів в певних умовах та вміти запроваджувати захист металів від корозії. [2, с. 212-217; 5, с. 171-179; 6, с. 285-292; 10, с. 44-53].
- Класифікувати дисперсні системи за розміром частинок та агрегатним станом; скласти умовну формулу міцели та передбачати її поведінку в електричному полі. [5, с. 180-191; 10, с. 77-93].
- Оволодіти методами отримання золів, вибрати найефективніший метод коагуляції золю, розраховувати поріг коагуляції за правилом значності Шульце-Гарді та за результатами аналізу. [5, с. 192-201; 10, с. 94-97].

- Володіння методиками аналітичної хімії для визначення різних видів твердості природих вод, вміння зробити висновки щодо придатності води для господарсько-побутових потреб. [10, с. 98-118, 125-129; 11, с. 192-199].
- Володіння методиками визначення поллютантів довкілля: NH_3 , добрив з вмістом NO_2^- , NO_3^- ; вміння оцінити результати дослідження, користуючись значенням ГДК. [10, с. 120-124; 11, с. 206-211].
- Оволодіння кількісним оцінюванням вмісту елементів та їх сполук на кларковому рівні. [11, с. 112-116, 233-237].
- Класифікувати вуглеводні, використовувати правила міжнародної системи IUPAC та рекомендації УНКоХіТерН для складання їхніх назв; встановлювати формули органічних сполук за їх назвами. Оцінювати забруднення довкілля за величиною ГДК, складати хімічні рівняння різноматіних перетворень у довкіллі, в тому числі сполук карбону. [1, с. 466-519; 11, с. 201-205, 226-231].

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. На чому заснований принцип роботи хімічних гальванічних елементів?
2. На чому заснований принцип роботи концентраційних гальванічних елементів?
3. На чому заснований принцип роботи паливних елементів?
4. Як визначити потенціал окремого електрода?
5. Які типи електродів ви знаєте?
6. Які ви знаєте електроди порівняння?
7. Напишіть електрохімічні рівняння реакцій, що відбуваються на електродах гальванічного елементу, який має схему:

$$(-) Mg | Mg^{2+} || KCl || Cu^{2+} | Cu (+)$$
 Визначте анод та катод цього гальванічного елементу. На якому електроді відбувається процес окиснення, а на якому процес відновлення?
8. Поясніть рівняння Нернста для визначення електродних потенціалів у гальванічному елементі.
9. Користуючись таблицею стандартних окисно-відновних потенціалів складіть гальванічний елемент з ЕРС, рівною 1,2 В. Наведіть схему цього елементу. Напишіть рівняння реакції, що відбувається в цьому елементі.
10. Розберіть схему процесів та поясніть, що відбувається при електролізі водного розчину хлориду натрію.
11. Дайте визначення колоїдній системі.
12. Назвіть ознаки колоїдного стану.
13. Що називається дисперсною фазою, дисперсійним середовищем?
14. Які особливості системи характеризують її гетерогенність та

дисперсність?

15. Назвіть ознаки грубо-дисперсних і молекулярно-дисперсних систем.
16. Як зв'язати ступінь дисперсності системи та розмір часточок дисперсної фази?
17. Який розмір часточок дисперсної фази колоїдних розчинів?
18. Поясніть, як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища.
19. Що таке агрегативна стійкість дисперсних систем?
20. Чим відрізняються ліофобні системи від ліофільних?
21. Наведіть приклади природних дисперсних систем.
22. Яку будову має подвійний електричний шар і чим відрізняються поверхневий та електрокінетичний потенціали?
23. Поясніть будову міцели та вкажіть всі її складові частини.
24. Який процес називають електрофорезом?
25. Які частини міцели рухаються до електродів при електрофорезі?
26. Яка основна причина агрегативної стійкості гідрофобних золів?
27. Що таке коагуляція та які фактори її викликають?
28. Який йон електроліту має коагулюючу дію та як коагулююча здатність пов'язана із зарядом йонів?
29. Що таке поріг коагуляції і від яких факторів залежить його величина? Чому правило Шульце-Гарді називають правилом значності?
30. Який стан золю називається ізоелектричним?
31. Що таке твердість води? Які види твердості вам відомі?
32. Яким вимогам має відповідати питна вода?
33. Які існують стандарти якості за хімічним складом питної води?
34. Які існують вимоги для мінералізації питної води?
35. Присутність яких йонів у воді зумовлюють її загальну твердість?
36. Які хімічні реакції відбуваються при додаванні до твердої води соди Na_2CO_3 ? Який тип твердості усувається таким чином?
37. Солі яких металів зумовлюють карбонатну (тимчасову) твердість природної води? Назвіть основні методи усунення тимчасової твердості води.
38. Напишіть, які хімічні реакції відбуваються при додаванні до твердої води вапна $Ca(OH)_2$? Який тип твердості можна усунути таким чином?
39. Що називають некарбонатною (постійною) твердістю природної води? Охарактеризуйте основні методи її усунення.
40. Чому тверду воду не можна застосовувати для отримання пари на ТЕС?
41. Який метод зм'якшення води називають термічним? Напишіть хімічні реакції, що протікають при зм'якшенні води цим методом.
42. Які аналітичні методи визначення загальної, карбонатної та некарбонатної твердості води ви знаєте?
43. У 1 дм³ води вміщується 38 мг йонів Mg^{2+} та 108 мг йонів Ca^{2+} . Розрахуйте загальну твердість води та масу натрію карбонату, що

необхідно додати у воду для її зм'якшення.

44. Розрахуйте карбонатну твердість, якщо на титрування 100 см³ води треба було 5 см³ розчину HCl з концентрацією 0,1 моль/дм³. Яку масу $Ca(OH)_2$ необхідно додати у 1 м³ води для її усунення?
45. Розрахуйте загальну твердість води, якщо на реакцію з солями твердості, що вміщуються у 100 см³ води, треба було 4 см³ розчину трилону Б з концентрацією 0,1 моль/дм³. Яку масу фосфату натрію Na_3PO_4 необхідно додати у 500 дм³ води для її усунення?
46. У чому сутність йонітного способу усунення твердості природної води? Через йонітний фільтр пропустили 200 см³ води, загальна твердість якої 4 ммоль/дм³. Скільки моль еквівалентів Mg^{2+} та Ca^{2+} затримано фільтром, якщо твердість води знижена до 0,5 ммоль/дм³?
47. Які хімічні реакції протікають при кип'ятінні води, що містить гідрокарбонати кальцію та магнію? Розрахуйте карбонатну твердість води, якщо у 1 дм³ її вміщується по 0,8 г цих солей.
48. Яке значення мають нітроген та його сполуки для життєдіяльності рослин?
49. Які види добрив на основі нітрогену ви знаєте?
50. У вигляді яких сполук перебуває нітроген у природних водах?
51. Як відбувається колообіг нітрогену у природних водах?
52. За рахунок яких факторів природні води збагачуються амонійними йонами?
53. Які фактори впливають забруднення природних вод нітратними йонами? Як це впливає на здоров'я людини і тварин?
54. Про що свідчить підвищена концентрація нітритних іонів у природних водах? Чому?
55. В чому причина евтрофікації природних водойм?
56. В чому сутність токсичності сполук нітрогену?
57. Яке значення ГДК нітритних та нітратних йонів у питних водах та водах господарсько-побутового призначення?
58. В чому сутність та хімізм фотоелектроколориметричного методу визначення нітритних йонів у природних водах?
59. Розрахуйте масу нітрогену, який вміщується у 1 кг: а) калійної селітри KNO_3 ; б) аміачної селітри NH_4NO_3 ; в) аммофоса $(NH_4)_2PO_4$.
60. Масова частка аміачної селітри NH_4NO_3 в добриві 85 %. Розрахуйте масову частку нітрогену в добриві, якщо нітроген входить тільки в склад аміачної селітри.
61. Скільки відсотків нітрогену вміщується у 1 т сечовини $CO(NH_2)_2$?
62. Скільки грам нітритних йонів вміщується у 100 г суміші калій нітриту та натрій нітриту, якщо солей у суміші однакова кількість?
63. Розрахуйте масу амонійних йонів, які входять до складу 2 кг аммофоса $(NH_4)_2PO_4$.
64. Розрахуйте молекулярну формулу добрива, якщо до складу його

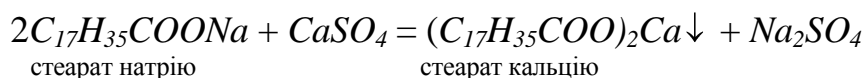
входять 35 % нітрогену, 5 % гідрогену та 60 % кисисену.

65. Після проведення хімічного аналізу природної води встановили, що концентрація нітратних йонів дорівнює 1,54 мг/дм³. Розрахуйте концентрацію нітратного нітрогену в цій воді.

Додаткові поради студентам щодо вирішення практичних завдань з теми «Основи біогеохімії»

Розрахунки за твердістю води та методи її пом'якшення

Присутність у воді солей кальцію та магнію надають їй особливу властивість – твердість. Якщо природна вода вміщує у розчині велику кількість солей кальцію та магнію, то її називають *твердою водою*, у протилежність *м'якої води*, яка вміщує малу кількість солей кальцію та магнію, або зовсім не вміщує їх. Тверда вода непридатна для використання її у господарсько-побутової діяльності та багатьох потреб виробництва: у якості теплоносія, наприклад, для живлення парових котлів, тому що на їхніх стінках можуть утворитися щільні шари накипу, а це приводить до перегріву та швидкого руйнування котлів. В твердій воді інтенсивніше проходять процеси корозії. При використанні твердої води погано розварюються овочі та м'ясо, псується вигляд, смак та якість чаю, перевитрачається мило при пранні, до того ж тканини стають менш еластичними. Тверда вода не дає піни з милом, тому що розчинні солі натрію жирних кислот (пальмітинової та стеаринової) перетворюються у нерозчинні солі кальцію тих же кислот:



М'яка вода потрібна для цілого ряду виробництв – для виготовлення штучного та синтетичного волокна, пластмаси, деяких сортів паперу і т. д.

Розрізняють карбонатну, некарбонатну та загальну твердість.

Сумарний вміст солей кальцію та магнію у воді називається її *загальною твердістю*. Вона визначається молярною концентрацією еквівалента йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} (ммоль/дм³):

$$T_{\text{заг.}} = \frac{1}{2} n(Ca^{2+}) + \frac{1}{2} n(Mg^{2+}),$$

де n – кількість моль йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} , які вміщуються у 1 дм³ води (ммоль);

або

$$T_{\text{заг.}} = \frac{m(Ca^{2+})}{Me(Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{Me(Mg^{2+})} = \frac{m(Ca^{2+})}{20} + \frac{m(Mg^{2+})}{12},$$

де $m(Ca^{2+})$, $m(Mg^{2+})$ – маса йонів, відповідно Ca^{2+} та Mg^{2+} , які містяться у 1 дм³ води (мг);

Воду, твердість якої менша 1 ммоль/дм³ називають дуже м'якою, від 1 до 3 ммоль/дм³ – м'якою, від 3 до 6 ммоль/дм³ – середньою, від 6 до 10 ммоль/дм³ – твердою, понад 10 ммоль/дм³ – дуже твердою. У нашій країні припустима твердість води для господарсько-побутової діяльності ≤ 7 ммоль/дм³.

Природна вода містить розчинний CO₂, тому можливе протікання реакції:



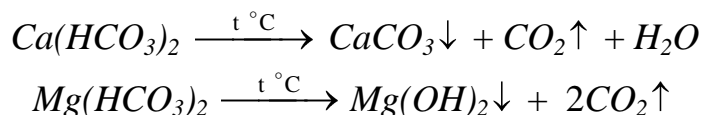
Концентрація йонів Ca²⁺ та Mg²⁺ у воді, що еквівалентна вмісту йонів HCO₃⁻, визначає *карбонатну* (або тимчасову) твердість. А концентрація йонів Ca²⁺ та Mg²⁺ у воді, що еквівалентна вмісту аніонів сильних кислот – сульфатів (SO₄²⁻) і хлоридів (Cl⁻), визначає *некарбонатну* (постійну) твердість. Сума *карбонатної* (Т_к) та *некарбонатної* (Т_н) твердості складає *загальну* твердість (Т_{заг}):

$$T_{\text{заг}} = T_{\text{к}} + T_{\text{н}}.$$

Використання природної води у техніці та господарсько-побутової діяльності вимагає її попередньої очистки, в тому разі й пом'якшення (зниження твердості до певної норми).

Існують різні способи пом'якшення води: термічний, хімічний, йоннообмінний.

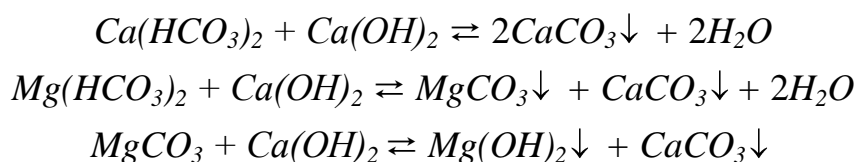
I. Термічний спосіб. Карбонатна (тимчасова) твердість знижується в результаті кип'ятіння (застосовується, якщо некарбонатна твердість значно менше карбонатної):



Термічний спосіб зменшує твердість води до 1 ммоль/дм³.

II. Хімічний спосіб.

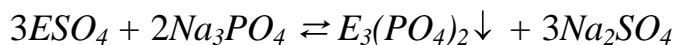
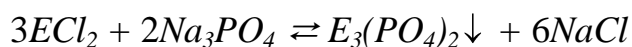
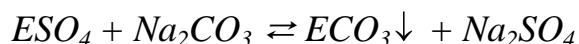
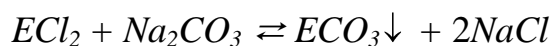
А) Карбонатну твердість можна усунути додаванням до води вапна (гідроксиду кальцію):



Методом вапнування можна знизити твердість води до 0,35 ÷ 1 ммоль/дм³.

Б) Усунення некарбонатної твердості відбувається при додаванні соди та фосфатів за рахунок переходу сульфатів і хлоридів кальцію та магнію у

нерозчинні карбонати або фосфати ($E = Ca^{2+}$ та Mg^{2+}):



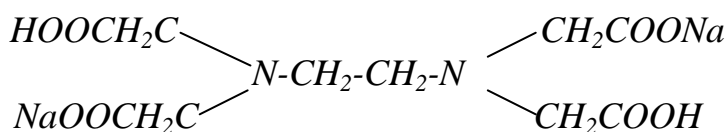
Додавання соди та фосфатів пом'якшує воду до $0,035 \div 0,07$ ммоль/дм³.

III. Використання йонітів. Ефективно очистити воду можна пропусканням її крізь колонку, яка заповнена йонообмінною полімерною смолою. Серед таких йонітів розрізняють катіоніти та аніоніти.

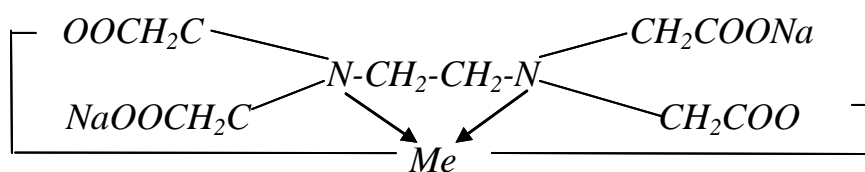
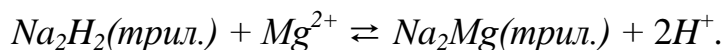
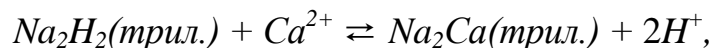
Катіоніти $R-H$ або $R-Na$ вміщують катіони H^+ або Na^+ , що здатні заміщуватися на катіони Ca^{2+} та Mg^{2+} . Аніоніти $R-OH$ вміщують гідроксогрупи (OH^-), які здатні до обміну на аніони SO_4^{2-} або Cl^- (R – радикал, або залишок молекули, що з'єднана з функціональною групою). При контакті твердої води з йонітами відбувається обмін йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} на йони H^+ або Na^+ , а аніони SO_4^{2-} та Cl^- обмінюються на групи OH^- . Використовуючи йонообмінні полімерні смоли, можна одержати повне знесолення води. Таким методом пом'якшують воду до $0,01$ ммоль/дм³.

Для регенерації Н-катіоніту його слід обробити хлоридною або сульфатною кислотою; внаслідок цього йони Ca^{2+} та Mg^{2+} переходять у розчин, а катіоніт знову насичується йонами H^+ . Для регенерації аніоніту слід його обробити розчином лугу; у цьому разі увібранні аніони будуть витіснитися у розчин, а аніоніт насичуватиметься йонами OH^- .

Для визначення загальної твердості застосовують трилонометричний метод. Він заснований на здатності трилону Б (двунатрієва сіль етилендіамінотетраоцтової кислоти)



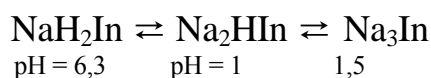
утворювати з йонами магнію та, особливо, кальцію малодисоційовані комплекси:



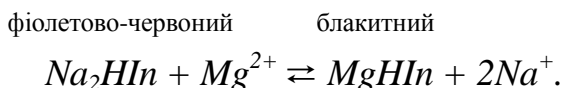
де Me – Ca , Mg .

У якості індикатора використовують хромоген чорний (кислотно-лужний індикатор з трьома кольорами переходу забарвлення розчину):

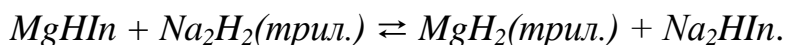
винно-червоний блакитний жовтувато-сірий



Хромоген чорний утворює з йонами Mg^{2+} малодисоційований комплекс фіолетово-червоного кольору, а при відсутності йонів Mg^{2+} розчин зафарбовується у блакитний колір:



Сполука магнію з індикатором більш дисоційована, ніж комплекс магнію з трилоном Б. Тому, при добавленні трилону, магній із комплексу з хромогеном переходить у сполуку з трилоном:



Отже, при титруванні трилоном спочатку з ним сполучаються йони Ca^{2+} , а потім йони Mg^{2+} . При переході йонів магнію із комплексу з хромогеном у сполуку з трилоном розчин змінює фіолетово-червоне забарвлення на блакитне.

Оскільки індикатор змінює своє забарвлення не тільки у залежності від вмісту магнію, а й від рН розчину, то у розчин, що титрують, добавляють буфер ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$), який підтримує $\text{pH} \approx 10$.

Трилонометричний метод є найбільш швидкий метод визначення суми кальцію та магнію у воді. Середня похибка методу $\approx 2\%$.

Цей метод застосовують для вод різної мінералізації, але, враховуючи слабо лужну реакцію у розчині при титруванні, не слід мати концентрацію йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} у пробі води більше, ніж 0,5 мг-екв.

Визначення проводять таким чином: у конічну колбу об'ємом 200 см^3 відміряють піпеткою певний об'єм досліджуваної води та додають дистильовану воду до загального об'єму 100 см^3 , 5 см^3 буферного розчину та декілька крапель розчину індикатора. Рідину ретельно перемішують та потім титрують 0,02 н розчином трилону Б до переходу забарвлення від фіолетово-червоного до блакитного. Кінець титрування більш помітний, якщо поряд поставити заздалегідь перетитровану пробу, до кольору якої й слід титрувати; при подальшому добавленні трилону інтенсивність його кольору не змінюється.

Розрахунок сумарного вмісту йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} (мг-екв/дм³) розраховують за формулою:

$$T_{\text{заг.}} = \frac{nN1000}{V},$$

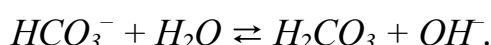
де n – кількість розчину трилону Б, витрачена на титрування, см^3 ;

N – нормальність розчину трилону Б, г-екв/ дм^3 ;

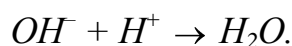
V – об'єм води, яку брали для визначення, см^3 .

Визначення карбонатної твердості води полягає у визначенні концентрації гідрокарбонат – йонів HCO_3^- та еквівалентної їм концентрації йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} . Пробу води титрують розчином соляної кислоти у присутності індикатора метилового оранжевого до переходу забарвлення від жовтого до оранжевого. Метилловий оранжевий – це кислотно-основний індикатор, що змінює свій колір від червоного ($\text{pH} < 3,1$) до жовтого ($\text{pH} > 4,4$), при проміжних значеннях $3,1 < \text{pH} < 4,4$ – колір оранжевий.

Аніон HCO_3^- гідролізується у воді:



Тому, якщо карбонатна твердість ($T_{\text{к}}$) > 0 , вода має лужну реакцію середовища, та при додаванні індикатора метилового оранжевого розчин зафарбовується у жовтий колір. При титруванні проби води розчином HCl протікає реакція нейтралізації:



Йони H^+ нейтралізують кількість йонів OH^- , що еквівалентне концентрації йонів HCO_3^- , та розчин змінює колір на оранжевий.

Визначення карбонатної твердості проводять таким чином: у конічну колбу на 200 см^3 відміряють 100 см^3 проби досліджуваної води, додають 2-3 краплі індикатора метилового оранжевого та титрують $0,1 \text{ н}$ розчином HCl до появи стійкого оранжевого забарвлення.

Розрахунок карбонатної твердості ($T_{\text{к}}$) проводять за формулою:

$$T_{\text{к}} = \frac{nN1000}{V}, \text{ мг-екв/дм}^3,$$

де n – кількість розчину HCl , який пішов на титрування, см^3 ;

N – нормальність розчину HCl , який пішов на титрування, г-екв/ дм^3 ;

V – об'єм проби досліджуваної води, см^3 .

Розрахунок некарбонатної (постійної) твердості. Постійна твердість є однією з важливих для технічних цілей характеристик якості води. Некарбонатна твердість характеризує ту твердість, що остається після кип'ятіння води. Тому її величина залежить від концентрації йонів кальцію та магнію, що після кип'ятіння врівноважуються йонами SO_4^{2-} та Cl^- . Цю частину твердості води легко знайти по різниці між загальною та карбонатною твердістю її.

Після визначення загальної та карбонатної твердості розраховують некарбонатну (постійну) твердість за формулою:

$$T_{\text{н}} = T_{\text{заг}} - T_{\text{к}}. (\text{мг-екв/дм}^3).$$

**Приклади розв'язання завдань
щодо визначення різних видів твердості води.**

Приклад №1

Розрахуйте загальну твердість природної води, якщо на реакцію з солями твердості, які містились у 100 см^3 води, при титруванні потрібно було затратити 4 см^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?

Розв'язання:

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 4 ммоль 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:

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

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

Приклад №2

За результатами гідрохімічного аналізу мінеральна вода вміщує $0,38 \text{ г/дм}^3$ йонів Ca^{2+} та $0,08 \text{ г/дм}^3$ йонів Mg^{2+} . Розрахуйте загальну твердість води та масу карбонату натрію Na_2CO_3 , яку необхідно додати для пом'якшення $5,6 \text{ м}^3$ цієї води.

Розв'язання:

Загальну твердість води розраховують за формулою:

$$T_{\text{заг.}} = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{\text{Me}(\text{Ca}^{2+})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{\text{Me}(\text{Mg}^{2+})} = \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{20} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{12},$$

де $m(\text{Ca}^{2+})$, $m(\text{Mg}^{2+})$ – маса йонів, відповідно Ca^{2+} та Mg^{2+} , які містяться у 1 дм³ води (мг).

Тому: $m(\text{Ca}^{2+}) = 0,38 \text{ г} = 380 \text{ мг}$; $m(\text{Mg}^{2+}) = 0,08 \text{ г} = 80 \text{ мг}$.

$$T_{\text{заг.}} = \frac{380}{20} + \frac{80}{12} = 25,7 \text{ ммоль/дм}^3;$$

Таким чином, у 1 дм³ води вміщується 25,7 ммоль солей твердості, а в 5,6 м³ (5600 дм³) води вміщується $5600 \cdot 25,7 / 1 = 143920$ ммоль еквівалентів солей, які обумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу соди Na_2CO_3 потрібно додати у 5,6 м³ води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту соди:

$$M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}} \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2 \cdot 106 = 53 \text{ г/моль} = 53 \text{ мг/ммоль}.$$

Тому для усунення твердості в 5,6 м³ води потрібно додати таку масу соди:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 143920 \cdot 53 = 7627760 \text{ мг} = 7,63 \text{ кг}.$$

Відповідь: $T = 25,7 \text{ ммоль/дм}^3$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 7,63 \text{ кг}$.

Приклад №3

При кип'ятінні 250 см³ води, яка вміщує $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, отримали осад масою 3,5 мг. Розрахуйте карбонатну твердість води та масу вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$, що необхідно додати для пом'якшення 1 м³ цієї води.

Розв'язання:

При кип'ятінні води з солями карбонатної твердості реакція відбувається за рівнянням:



Тобто маса осаду $m(\text{CaCO}_3) = 3,5 \text{ мг}$. Масу солей карбонатної твердості можна розрахувати використовуючи закон еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{\text{Mek}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{\text{Mek}(\text{CaCO}_3)};$$

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{m(\text{CaCO}_3)_2 \times M_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{M_{\text{екв}}(\text{CaCO}_3)}$$

Розрахуємо молярні маси еквівалентів солей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ та CaCO_3 :

$$M_{\text{екв}}(\text{CaCO}_3) = 1/2 \cdot 100 = 50 \text{ г/моль} = 50 \text{ мг/ммоль.}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 1/2 \cdot 162 = 81 \text{ г/моль} = 81 \text{ мг/ммоль.}$$

Розрахуємо масу солі гідрокарбонат кальцію, яка обумовлює карбонатну твердість води:

$$m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{3,5 \times 81}{50} = 5,67 \text{ мг.}$$

Карбонатну твердість води визначимо за формулою:

$$T_{\text{к}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{M_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \times V(\text{H}_2\text{O})};$$

$$T_{\text{к}} = \frac{5,67}{81 \times 0,25} = 0,28 \text{ ммоль/дм}^3;$$

Таким чином, у 1 дм³ води міститься 0,28 ммоль солей твердості, а в 1 м³ (1000 дм³) води міститься $1000 \cdot 0,28 / 1 = 280$ ммоль еквівалентів солей, які обумовлюють її карбонатну твердість.

Далі розрахуємо, яку масу вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$ потрібно додати у 1 м³ води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту вапна:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2 \cdot 74 = 37 \text{ г/моль} = 37 \text{ мг/ммоль.}$$

Тому для усунення твердості в 1 м³ води потрібно додати таку масу вапна:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 280 \cdot 37 = 10360 \text{ мг} = 10,36 \text{ г.}$$

Відповідь: $T = 0,28$ ммоль/дм³; $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 10,36$ г.

Біогенні забруднення води нітрат- та нітрит-йонами. Визначення нітрит-йонів у природних водах

Нітроген та його сполуки відіграють у житті біосфери та всій планети, у формуванні ґрунтового покриву та родючості екосистем таку ж важливу роль, як й вуглець. Виключне значення мають нітроген та його сполуки для рослин. Але, внаслідок високої розчинності солей нітратної кислоти та солей амонію, нітрогену в ґрунті мало та завжди недостатньо для живлення рослин. Тому потреба культурних рослин в нітрогені завжди велика. У зв'язку з цим й велика роль нітратних добрив у агро-

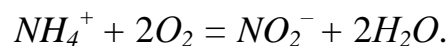
господарстві: 30-35 млн т нітрогену кожен рік вноситься в ґрунт у вигляді мінеральних добрив. Надходження за рахунок нітратних добрив складає 30 % від загального надходження нітрогену на сушу та в океан.

Це часто приводить до забруднення навколишнього середовища та тяжких захворювань людини та тварин. Особливо великі втрати нітратних форм нітрогену (NO_3^-), тому що він не сорбується ґрунтом, легко вимивається природними водами, відновлюється у газоподібні форми та 20-40 % його витрачається на живлення рослин.

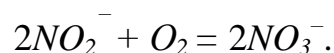
В природних водах нітроген перебуває у вигляді неорганічних і різноманітних органічних сполук.

Неорганічні сполуки: амонійні (NH_4^+), нітритні (NO_2^-), нітратні (NO_3^-) йони.

В органічних сполуках нітроген перебуває переважно в складі білка тканин організмів і продуктів його розкладу. Зворотний перехід нітрогену зі складних органічних сполук у мінеральні форми, який називається процесом регенерації біогенних елементів, може виникати при біохімічному розпаді органічних сполук, що містять нітроген. Кінцевим неорганічним продуктом в цьому випадку є амоніак (NH_3). Амонійні (NH_4^+) йони засвоюються рослинами при фотосинтезі й окиснюються в нітрити (NO_2^-) та нітрати (NO_3^-). Цей процес відбувається за наявності кисню під дією бактерій та складається з двох фаз. Перша – перехід NH_4^+ в NO_2^- здійснюється під впливом бактерій нітрифікаторів (сімейство *Bakteriaceae*, рід *Nitrosomonas*) за схемою:



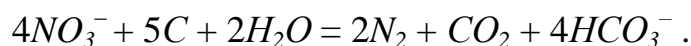
Нітритні йони надзвичайно нестійкі й під впливом інших бактерій (рід *Nitrobacter Win*) окиснюються в нітратні йони:



Енергія, яка виділяється при наведених екзотермічних реакціях, використовується бактеріями для їхнього розвитку. Процес нітрифікації може відбуватися лише в аеробних умовах. Отже нітратні йони поряд з деякими іншими неорганічними сполуками є кінцевим продуктом складного процесу мінералізації органічної речовини.

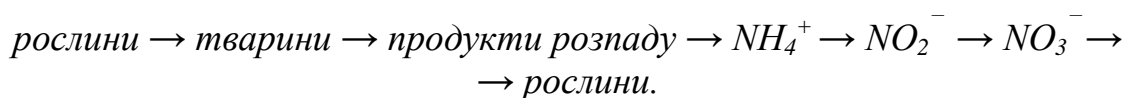
До природних вод зв'язаний азот може надходити також з атмосферними опадами. Крім того, менш поширений, але важливий для життя в природних водах, є процес зв'язування нітрогену азотфіксуючими бактеріями (*Clostridium Pasteurianum Azotbacter*).

Зменшення кількості зв'язаного нітрогену у водах зумовлюється денітрифікацією, що виникає при нестачі кисню й наявності безазотистих речовин (крохмаль, клітковина, тощо), на окиснення яких витрачається кисень нітратів. При цьому нітроген виділяється у вільному стані:



Денітрифікація для органічного життя небажана, тому що переводить зв'язаний нітроген, необхідний при побудові білка, у вільний стан (N_2) – в атмосферу.

Колообіг сполук нітрогену у воді здійснюється за схемою:



Існує також великий колообіг нітрогену на Землі, який включає сушу й атмосферу.

Крім наведених природних, існують джерела надходження сполук нітрогену з промисловими і побутовими стічними водами, а також зі стічними водами з сільгоспугідь. Ці сполуки є одним з показників погіршення санітарного стану водойм.

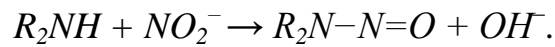
Концентрація NH_4^+ у незабруднених поверхневих водах становить соті частки mgN/dm^3 . В анаеробних умовах, де неможливий процес нітрифікації, спостерігають підвищені концентрації йонів амонію (застійні ділянки морів, підземні води закритих структур – понад $100 mg/dm^3$). Наприклад, у глибинних шарах Чорного моря вміст NH_4^+ досягає $1,2 mgN/dm^3$. В умовах фотосинтезу спостерігають зменшення концентрацій йонів NH_4^+ навесні та влітку внаслідок асиміляції їх рослинами, та збільшення восени при підсиленні процесу розпаду органічної речовини, яка накопичувалась протягом літа.

Нітритні йони NO_2^- через їх нестійкість містяться у природних водах в незначних кількостях. Протягом більшої частини року в поверхневих водах вміст нітритів не виявляється аналітично, або становить лише тисячні частки mgN/dm^3 . Дещо збільшується їх вміст наприкінці літа, коли підсилюється розпад органічної речовини. В ґрунтових водах вміст нітритів вищий. Оскільки нітритні йони NO_2^- є проміжним нестійким продуктом у процесі нітрифікації, підвищення їх вмісту свідчить про інтенсифікацію розкладання органічних залишків, затримку окиснення NO_2^- до NO_3^- , про забруднення водойми, тобто є важливим санітарним показником.

Добрива на основі нітритів віносяться до непезпечних, тому що для їх окиснення необхідний кисень. При скиданні таких відходів агрогосподарства у природні водойми, вони окиснюються розчиненим у воді киснем, що приводить до різкого зниження кисню у водоймі до рівня, недостатнього для життєдіяльності гідробіонтів. Внаслідок вичерпання кисню аеробні бактерії поступаються місцем анаеробним, можуть зникнути водорості, фітопланктон, риби, вода може набути неприємного запаху.

Речовини, які містять нітритні йони, використовують у господарстві

в якості консервантів, харчових добавок, в біомасі корму для худоби. Їх дія є небезпечною для організму ссавців внаслідок реакції з харчовими амінами у шлунку й перетворенням в сильні канцерогени – нітрозаміни.



Нітратні йони NO_3^- серед інших неорганічних сполук зв'язаного нітрогену найбільш стійкі. Їх головним споживачем є рослини. Завдяки цьому в поверхневих водах характерно зменшення нітратів, а іноді й повне зникнення їх у вегетаційний період. Нестача нітратів часто припиняє розвиток певних видів водних рослин. Восени з відмиранням рослин у процесі мінералізації органічних речовин йони NO_3^- накопичуються і досягають максимуму взимку. Концентрація нітратних йонів в прісних поверхневих водах звичайно становить соті й десяті частки мгN/дм³. Їх концентрація значно вища у ґрунтових водах, особливо в населених пунктах. Підземні води більш сприйнятливі до нітратного забруднення, ніж поверхневі, тому що їх споживач (біота) практично відсутній. Забруднення може підвищити вміст нітратів до рівня, коли вони стають переважаючими в аніонному складі. Сильним фактором забруднення є нітратні добрива. Вони спричинили, наприклад, вміст NO_3^- приблизно 50-1000 мгN/дм³ у підземних водах на значній території північної Молдови та прилеглий території України.

Підвищення вмісту нітратів, які надходять у водойми з добривами, стічними водами та промисловими відходами, спричиняє збільшення росту водних рослин. При такому виді забруднення водойма може дрібніти, заболочуватися, тобто піддаватися евтрофікації.

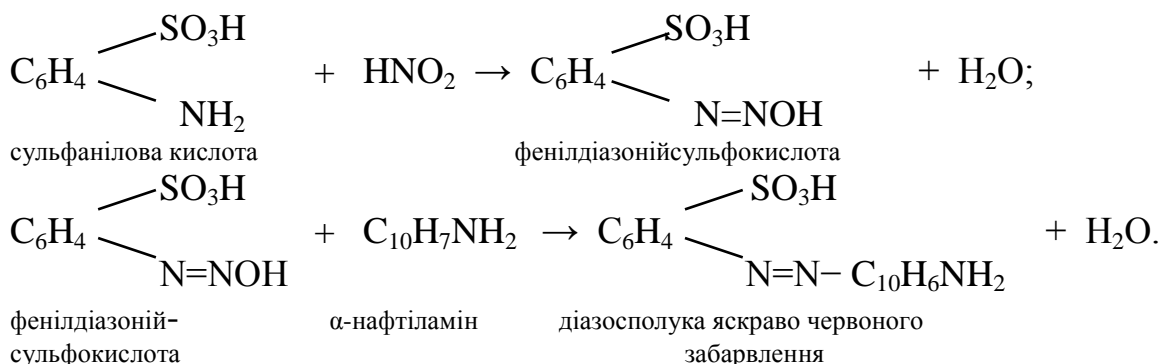
Підвищений вміст нітратів у питній воді й овочах може викликати захворювання крові – метагемоглобінемію, до якої особливо схильні діти.

ГДК нітратних йонів у питній воді – 45 мг/дм³ – за стандартом якості для стран СНД. Вміст нітритних йонів у питній воді не повинен перевищувати 10^{-3} – 10^{-1} мг/дм³. Нітритні йони є проміжним продуктом біохімічного окиснення амоніаку або відновлення нітратних йонів. Їх присутність свідчить про фекальне забруднення вод. В поверхневих водах нітритні йони швидко перетворюються в нітратні йони. Концентрація йонів NO_3^- коливається від декількох мікрограмів до десятих долей міліграма в 1 літрі поверхневих вод. У більшій кількості вони знаходяться у деяких промислових та біологічно очищених стічних водах.

ГДК нітритів і нітратів у водах господарсько-побутового призначення – 10 мгN/дм³. ГДК нітратів у ґрунті – 130 мг/кг, у кормах для худоби – 500 мг/кг; ГДК нітритів – 5-10 мг/кг.

Сутність та хімізм методу визначення нітрит-йонів у воді. Для визначення нітритних йонів NO_2^- в питних, поверхневих та стічних водах застосовують фотоелектроколориметричний метод з сульфаніловою кислотою і α -нафтіламіном (реактив Грісса-Ілосвая).

Цей метод заснований на властивості первинних ароматичних амінів у присутності нітритної кислоти утворювати діазосполуки, які інтенсивно забарвлені. Утворення діазосполуки яскраво червоного забарвлення (нітрофарба) відбувається за рівняннями:



Забарвлення розчину, який досліджують порівнюють з кольором розчинів, концентрація яких задана (еталонні розчини). Метод є надзвичайно чутливим – 0,5 мкг $N/\text{дм}^3$; точність визначення – 3-5 %. Метод застосовують при вмісті у воді 0-0,3 мг NO_2 в 1 дм^3 . Результати дослідження виражають у мг $N/\text{дм}^3$.

Інтенсивність забарвлення отриманого розчину визначають за величиною оптичної густини (D), яку вимірюють на фотоелектроколориметрі. Фотометричні методи аналізу складають один з розділів абсорбційного аналізу, який заснований на властивості речовин до вибіркового поглинання енергії світлових потоків з визначеною довжиною хвилі (λ). Між поглинанням світлової енергії, товщиною шару розчину, що поглинає та концентрацією розчину існує залежність – об'єднаний закон Бугера-Ламберта-Бера:

$$D = \lg \frac{I_0}{I} = klc,$$

де: D – оптична густина розчину;

I_0 – інтенсивність випромінювання світла, який входить у розчин;

I – інтенсивність світлового потоку, що пройшов крізь розчин;

C – молярна концентрація розчину (моль/ дм^3);

k – стала, коефіцієнт пропорційності, який називають коефіцієнтом молярного поглинання (ϵ об'єктивною характеристикою властивості речовини, яку досліджують, поглинати енергію світлового потоку з певною довжиною хвилі);

l – товщина шару розчину, крізь який проходить світловий потік (зазвичай ширина кювети, в якій проводиться дослідження).

Оптична густина (D) і молярний коефіцієнт поглинання (k) залежать від довжини хвилі світлового потоку, що падає (λ).

Залежність оптичної густини розчину (D) від концентрації (C) забарвленої речовини, що утворилася в результаті колориметричної реакції та, відповідно, від концентрації речовини, яку досліджують, може бути лінійною у деякому інтервалі концентрацій. В такому випадку говорять, що розчини в даному інтервалі концентрацій підлягають об'єднаному закону Бугера-Ламберта-Бера. Тобто оптична густина розчину (D) є прямо пропорційною концентрації забарвленої речовини (C) і товщині шару розчину (l), крізь який проходить промінь світла з певною довжиною хвилі (λ). Використовуючи фотоелектроколориметр, можна визначити оптичну густина розчину та за цією величиною визначити концентрацію забарвленої речовини у розчині.

Послідовність аналітичного визначення нітрит-йонів така: спочатку з робочого розчину $NaNO_2$ готують шкалу еталонних розчинів $NaNO_2$ з додаванням до кожної колби приблизно по 2 см^3 реактива Грісса-Ілосвая та розраховують їх концентрації (мг N/дм^3). Після 30-40 хвилин очікування спостерігають появлення стійкого забарвлення в приготованих розчинах. Тоді приступають до вимірювання оптичної густини D в еталонних розчинах та в пробі води на фотоелектроколориметрі. Розчин в нульовій колбі (дистильована вода + реактив Грісса-Ілосвая) служить для порівняння при визначенні оптичної густини; його наливають в кювету порівняння – значення оптичної густини нульового розчину автоматично віднімається від значення оптичної густини еталонних розчинів та проби води. Показання D висвічується на електронному табло приладу. Використовують кювети довжиною 30 мм та зелений світофільтр (довжина хвилі $\lambda = 540 \text{ нм}$). За результатами дослідження будують калібрувальний графік залежності оптичної густини від концентрації нітрогену в еталонних розчинах: $D = f(C_N)$. На осі абсцис відкладають концентрації еталонних розчинів (мг N/дм^3) а на осі ординат оптичну густина (D) еталонних розчинів. За калібрувальним графіком визначають концентрацію нітритного нітрогену у пробі води та проводять розрахунок за формулою:

$$C_N = \frac{C \times 50}{V} (\text{мг N/дм}^3),$$

де C – концентрація нітрогену в пробі води за калібрувальним графіком, мг N/дм^3 ;

50 – об'єм, до якого розбавлена проба, см^3 ;

V – об'єм проби води, см^3 .

Розраховують концентрацію нітритних йонів в пробі води і порівнюють з ГДК. Роблять висновок про відповідність проби води, яку досліджували, встановленим стандартам.

Для дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» у II-му семестрі використовуються форма індивідуального завдання – виконання самостійного індивідуального домашнього завдання (ЗМ-ІЗ-2) з тем практичних та лабораторних занять для студентів денної форми навчання. Індивідуальне завдання є окремим модулем і враховується при виведенні оцінки поточного семестрового контролю.

Протягом II семестру з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» у вільний від аудиторних навчальних занять час студент має виконати одне індивідуальне завдання, тобто виконання самостійної домашньої контрольної роботи з тем практичних та лабораторних занять за індивідуальним варіантом. Не пізніше ніж за два тижні до кінця семестра звіт подається на перевірку викладачу, який керував виконанням індивідуального завдання.

Звіт про виконання індивідуального завдання подається студентом у вигляді текстового документа з титульною сторінкою на окремих аркушах, які перевіряються викладачем. До варіанту індивідуального завдання з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів денної форми навчання включаються 5 розрахункових завдань із числа наведених нижче:

ПРИКЛАД ЗМ – ІЗ-2 (Практичний модуль)

1. Підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронно-іонного балансу. Напишіть напівреакції окислення та відновлення. Укажіть речовину – окисник та речовину – відновник. Розрахуйте молярні маси еквіваленту окисника та відновника.
$$H_3P + KMnO_4 + H_2SO_4 = H_3PO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$
2. Напишіть схему електролізу водного розчину солі $CuBr_2$, якщо анод інертний. Який об'єм газу виділяється на електроді при електролізі, якщо $I = 3$ А, $t = 1$ година?
3. Напишіть схему гальванічного елемента, де електродами є: Mg і Cu платівки, занурені у розчини їх солей: $[Mg^{2+}] = 0,1$ моль/дм³; $[Cu^{2+}] = 0,001$ моль/дм³. Напишіть електрохімічні процеси, що відбуваються на аноді та катоді. Розрахуйте ЕРС гальванічного елемента.
4. Напишіть рівняння хімічної реакції у молекулярній, повній та скороченій йонній формах, якщо до речовини Na_3PO_4 , взятої у надлишку, повільно, по краплях додають речовину $HgCl_2$. Напишіть формулу міцели золю, що утворюється, вкажіть усі її складові частини та їх заряди. Виберіть, які йони (K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-}), додані у цей колоїдний розчин можуть визвати його коагуляцію. Який з обраних йонів має найменший поріг коагуляції? Відповідь обґрунтуйте згідно з правилом Шульце – Гарді.
5. Визначте карбонатну твердість води, якщо в 1 дм³ міститься 100 мг $Ca(HCO_3)_2$ та 50 мг $Mg(HCO_3)_2$. Яку масу $Ca(OH)_2$ необхідно додати у 500 дм³ води для її усунення? Напишіть відповідне рівняння хімічної реакції.

Самостійне вивчення студентами деяких розділів з дисципліни «Хімія з основами біогеохімія» потребує додаткових порад у розв'язанні задач та розрахункових завдань індивідуального модуля.

Завдання 1. Підберіть коефіцієнти в ОВР методом електронно-йонного балансу. Напишіть напівреакції окиснення та відновлення. Укажіть речовину – окисник та речовину – відновник. Розрахуйте молярні маси еквіваленту окисника та відновника.



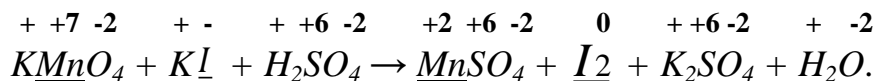
Розв'язання.

Складання рівнянь ОВР методом електронно-йонного балансу ведеться за основними правилами:

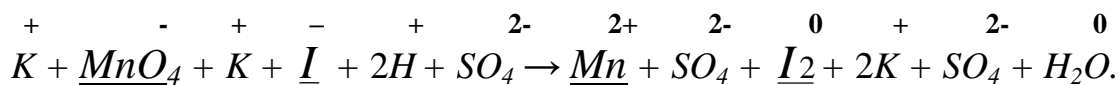
1. Скласти схему рівняння реакції і визначити вихідні речовини та продукти реакції:



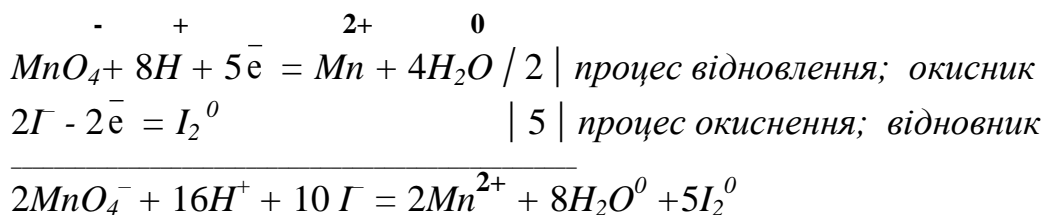
2. Визначити ступені окиснення всіх елементів, що входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції; виділити однією рисою перший елемент, що змінив ступень окиснення та двома рисками інший елемент, який змінив ступень окиснення:



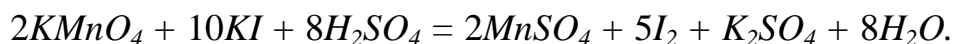
3. Скласти йонно-молекулярне рівняння ОВР та позначити однією та двома рисками йони, до складу яких входять елементи, зі ступенями окиснення, які змінюються:



4. Скласти йонно-електронні рівняння напівреакцій окиснення та відновлення, вказавши речовину-відновник та речовину-окисник; підібрати коефіцієнти для обох реакцій; зрівняти кількості відданих та приєднаних електронів (e^-), знайшовши спільний множник для цих двох напівреакцій; додати рівняння процесів окиснення і відновлення з урахуванням коефіцієнтів:



5. Отримані коефіцієнти проставити у молекулярне рівняння ОВР та провести перевірку коефіцієнтів таким чином, щоб зрівнялись кількості всіх елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції:



У стехіометричних розрахунках окисно-відновних реакцій користуються молярними масами еквівалентів окисника та відновника.

Молярна маса еквівалента окисника або відновника ($M_{екв}$) дорівнює відношенню їх молярної маси (M) до кількості електронів ($n\bar{e}$), приєднаних окисником або відданих відновником:

$$M_{екв} = \frac{M}{n\bar{e}}.$$

У вище розглянутій реакції молярна маса еквіваленту окисника перманганата калію: $M_{екв}(KMnO_4) = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6$ г-екв/моль.

А молярна маса еквіваленту відновника йодіда калію:

$$M_{екв}(KI) = \frac{M(KI)}{2} = \frac{166}{2} = 83 \text{ г-екв/моль.}$$

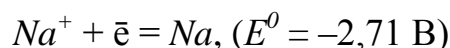
Відповідь: В даній окисно-відновній системі, схема якої наведена вище, окисником є перманганат калію, відновником – йодід калію;

$$M_{екв}(KMnO_4) = 31,6 \text{ г-екв/моль; } M_{екв}(KI) = 83 \text{ г-екв/моль.}$$

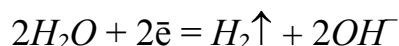
Завдання 2. Записати рівняння процесів, що відбуваються при електролізі водного розчину сульфату натрію з інертним анодом.

Розв'язання.

Стандартний електродний потенціал системи

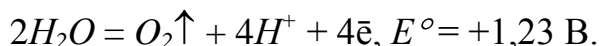


значно менший за потенціал водневого електрода в нейтральному водному середовищі ($-0,41$ В). Тому на катоді буде відбуватися електрохімічне *відновлення* води, що супроводжується виділенням водню:

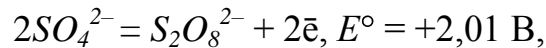


а йони Na^+ , що приходять до катода, накопичуватиметься в прилеглій до нього частині розчину (у *катодному просторі*).

На аноді відбуватиметься електрохімічне *окиснення* води, що призводить до виділення кисню:

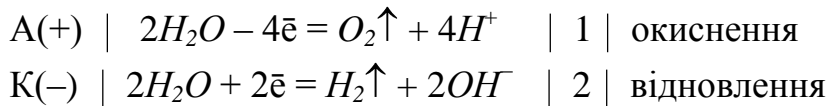


Окислення сульфат-аніонів на аноді не відбуватиметься, бо стандартний електродний потенціал такого процесу значно вищий:

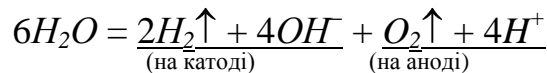


тому сульфат-аніони рухаються при електролізі до анода, та будуть накопичуватися в *анодному просторі*.

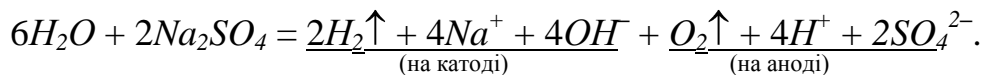
Схема процесів на аноді та катоді при електролізі водного розчину солі Na_2SO_4 запишемо таким чином:



Множачи рівняння катодного процесу на два і складаючи його з рівнянням анодного процесу, отримуємо сумарне рівняння процесу електролізу:



Взявши до уваги, що одночасно відбувається накопичення йонів Na^+ в катодному просторі і йонів SO_4^{2-} в анодному просторі, сумарне рівняння у молекулярному виді можна записати в такій формі:



Таким чином, одночасно з виділенням водню і кисню утворюється гідроксид натрію (в катодному просторі) і сірчана кислота (в анодному просторі).

Завдання 3. Через електролізер з інертними електродами що містить водний розчин сульфату міді, пропускали протягом 1,5 годин електричний струм силою 6 А. Розрахуйте масу міді, яка накопичилась на катоді та об'єм кисню, що виділився на аноді.

Розв'язання.

Дано:

$$I = 6 \text{ А},$$

$$\tau = 1,5 \cdot 3600 = 5400 \text{ с},$$

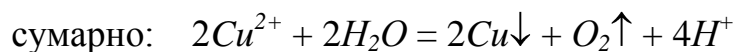
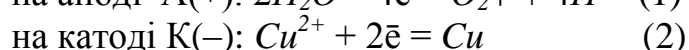
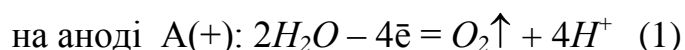
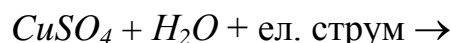
$$F = 96\,484 \text{ Кл/моль}$$

Знайти:

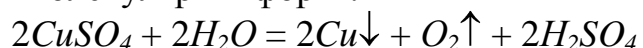
$$m(\text{Cu}),$$

$$V(O_2).$$

Реакцію електролізу водного розчину $CuSO_4$ можна записати в такий спосіб:



або в молекулярній формі:



За законом Фарадея

$$m = \frac{Mekv \cdot I \cdot \tau}{F}, \quad V = \frac{Vekv \cdot I \cdot \tau}{F}$$

де m , V – відповідно маса (г) або об'єм (дм³) речовини, що виділилась на аноді або катоді; I – сила струму (А); τ – час в секундах; F – число Фарадея (96484 Кл/моль)

Тоді розраховуємо масу купруму, що накопичилась на катоді та об'єм кисню, що виділився на аноді

$$m(\text{Cu}) = \frac{(63/2) \cdot 6 \cdot 5400}{96484} = 10,5 \text{ г}$$

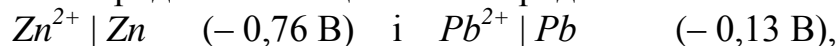
$$V(\text{O}_2) = \frac{(32/4) \cdot 6 \cdot 5400}{96484} = 2,7 \text{ дм}^3$$

Відповідь: $m(\text{Cu}) = 10,5 \text{ г}$; $V(\text{O}_2) = 2,7 \text{ дм}^3$

Завдання 4. Гальванічний елемент складається з металевого цинку, зануреного в 0,1 М розчин нітрату цинку, і металевого свинцю, зануреного в 0,02 М розчин нітрату свинцю. Обчислити ЕРС елемента, написати рівняння електродних процесів, скласти схему елемента.

Розв'язання.

Щоб визначити ЕРС елемента, необхідно обчислити електродні потенціали. Для цього в табл. 12 Додатків знаходимо значення стандартних електродних потенціалів електродів системи:

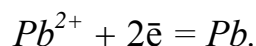


а потім розраховуємо значення електродних потенціалів E анода і катода за рівнянням Нернста:

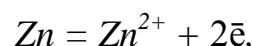
$$E_{\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,1 = -0,76 + 0,030 \cdot (-1) = -0,79 \text{ В}$$

$$E_{\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,02 = -0,13 + 0,030 \cdot (-1,7) = -0,18 \text{ В}$$

Оскільки ($E_{\text{Pb}} > E_{\text{Zn}}$), то на свинцевому електроді буде відбуватися відновлення, тобто він буде служити катодом:



На цинковому електроді буде відбуватися процес окиснення



тобто цей електрод буде анодом.

Знаходимо ЕРС елемента:

$$E = E_{\text{Pb}} - E_{\text{Zn}} = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В}.$$

Схема розглянутого гальванічного елемента має такий вигляд:

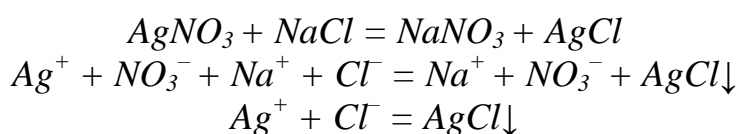


Відповідь: ЕРС гальванічного елемента = 0,61 В.

Завдання 5. Напишіть формулу міцели золю, що утворюється, якщо до речовини $AgNO_3$, взятої у надлишку, повільно, по краплях додають речовину $NaCl$. Напишіть рівняння хімічної реакції між речовинами $AgNO_3$ та $NaCl$ у молекулярній, повній та скороченій іонній формах. Вкажіть всі складові частини міцели золю та їх заряди. Опишіть процес коагуляції золю під дією електроліту, доданого у цей колоїдний розчин. Відповідь обґрунтуйте згідно з правилом Шульце – Гарді.

Розв'язання.

Спочатку запишемо рівняння хімічної реакції у молекулярній, повній та скороченій йонній формах



Однією з найважливіших властивостей колоїдних розчинів є те, що їхні часточки несуть електричні заряди. У будь-якому стійкому колоїдному розчині заряди часточок мають однаковий знак. Завдяки цьому часточки не злипаються і не осаджуються. Виникнення заряду на частинці можна пояснити адсорбцією поверхнею часточки йонів з розчину. Знак заряду та його величина залежать від способу одержання колоїдного розчину, концентрації йонів, температури, природи розчинника та інших факторів.

При додаванні до надлишку розчину $AgNO_3$ повільно по краплях недостатньої кількості розчину $NaCl$ утворюються ультрамікрокристали – ядра – $AgCl$, які (при надлишку $AgNO_3$) припиняють свій ріст не досягши розмірів, достатніх для осадження. Це пов'язане з тим, що на поверхні таких малих ядер адсорбуються ті йони, що:

- 1) входять до складу ядра;
- 2) є в розчині у надлишку.

У цьому випадку на поверхні ультрамікрокристалів ядра адсорбуються йони срібла (Ag^+). Ядра $AgCl$ з адсорбованими на них катіонами срібла Ag^+ утворюють агрегати, які набувають позитивного заряду. Наявність однойменних зарядів на агрегатах перешкоджає їхньому об'єднанню, росту та осадженню. Адсорбовані ядром йони Ag^+ називають потенціал визначальними іонами адсорбційного шару.

Агрегати притягають з навколишнього розчину йони протилежного заряду (ті, які є в розчині в значній кількості (у надлишку), в нашому випадку – це йони NO_3^-) – правило Панета-Фаянса. Таким чином виникає адсорбційний шар протиіонів.

Кількість протиіонів в адсорбційному шарі недостатня для нейтралізації зарядів йонів, адсорбованих ядром, тому утворений із ядра з йонами та протиіонами адсорбційний шар буде нести деякий заряд,

однойменний із зарядом йонів, адсорбованих ядром. Така система, що складається із агрегату з адсорбційним шаром протиіонів, називається колоїдною часточкою або гранулою.

Навколо гранули розташовується дифузійний шар протиіонів, концентрація іонів у якому убуває в міру віддалення від гранули. Утворення, що складається із гранули з протиіонами дифузійного шару, називається міцелою.

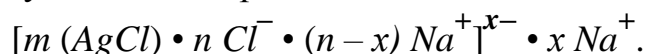
Необхідно відзначити, що протиіонами можуть служити йони, які беруть участь у реакції утворення колоїдного розчину, так і просто присутні в розчині.

Будову міцели AgCl, що знаходиться в розчині $AgNO_3$, можна представити формулою:

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

<i>ядро</i>	<i>Потенціал- визначальні йони</i>	<i>протиіони</i>	
		<i>протиіони адсорбційного шару</i>	<i>протиіони дифузійного шару</i>
<i>агрегат</i>		<i>адсорбційний шар Гельмгольца</i>	<i>дифузійний шар</i>
<i>гранула або колоїдна частинка</i>			
<i>міцела</i>			

При додаванні до надлишку розчину $NaCl$ недолік розчину $AgNO_3$ будова міцели AgCl, буде визначатися тим, що в надлишку є іони хлору та натрію, тому формула міцели отриманого золю має інший вигляд:



За формулою міцели видно, що вона нейтральна, а її гранула несе електричний заряд, знак якого залежить від умов одержання розчину. Знак заряду гранули визначається зарядом потенціал-визначальних йонів, адсорбованих ядром.

Заряд колоїдних частинок можна встановити експериментально дією постійного електричного поля, при цьому позитивно-заряджені частинки пересуваються до катода (-), а негативно-заряджені – до анода (+). Процес переміщення частинок колоїдного розчину (гранул) в електричному полі називається електрофорезом.

Якщо заряд колоїдної частинки (гранули) зменшити до деякого мінімуму, то стійкість колоїдного розчину порушиться, відбудеться злипання та з'єднання частинок у більші агрегати. Цей процес називається

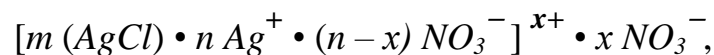
коагуляцією. А подальше осадження крупних агрегатів – седиментація.

Коагуляція колоїдного розчину може відбуватися під дією таких факторів:

- додавання до нього розчину електроліту;
- додаванням іншого колоїдного розчину із частинками протилежного заряду;
- зміна температури;
- зміна концентрації дисперсної фази;
- старіння колоїдного розчину;
- дія на золь електричних та магнітних полів;
- механічна дія та ін.

Коагуляція при додаванні електроліту викликана тим, що при збільшенні концентрації аніонів і катіонів у розчині вони проникають в оболонку протіонів адсорбційного шару та знижують (або навіть нейтралізують) заряд гранул, вірніше їх електрокінетичний потенціал (ξ – дзета потенціал).

Якщо в золь $AgCl$, що містить міцели, формула яких:



додати електроліт KNO_3 , то через збільшення в розчині концентрації протіонів NO_3^- починається процес входження їх в адсорбційний шар, що викликає зменшення заряду колоїдної частинки аж до нуля. Цей стан називається ізоелектричний стан міцели:



Це послаблює стійкість колоїдного розчину, що, у свою чергу, приводить до його коагуляції та седиментації.

Коагуляція золів електролітами підкоряється певним закономірностям, які можна об'єднати в наступні загальні правила.

1. Всі електроліти при збільшенні їхньої концентрації в золі до деякого значення викликають коагуляцію колоїдних систем. Мінімальна концентрація електроліту, що викликає швидку коагуляцію золя за певний час, називається порогом коагуляції (γ).
2. Коагулюючу дію спричиняє не весь електроліт, а тільки його йон, що має заряд, однойменний із зарядом дифузійного шару притіонів міцели. Колоїдні розчини, які містять позитивно заряджені частинки, коагулюють під дією аніонів; а ті, що містять негативно заряджені частинки – під дією катіонів.
3. Коагулююча здатність йона залежить від його заряду. Багатозарядні йони викликають коагуляцію при набагато менших концентраціях (нижчих порогах коагуляції), чим йони з меншим зарядом – правило Шульце-Гарді або правило значності. Якщо прийняти

коагулюючу здатність однозарядного йона за одиницю, то коагулююча здатність двозарядного йона буде більше в кілька десятків разів, а тризарядного – у кілька сотень раз.

Співвідношення порогів коагуляції різних йонів зворотно-пропорційно ступені валентності коагулюючого йона:

$$\gamma \sim \frac{1}{z^6}, \text{ моль/дм}^3.$$

Правило Шульце-Гарді має приблизний характер, тому що коагулююча дія електроліта залежить не лише від валентності йонів, а й від хімічної природи речовин та умов проведення досліду.

4. Коагулююча здатність йонів однакової зарядності зростає зі збільшенням радіуса йона. Йони органічних сполук завжди мають вищу коагулюючу здатність, ніж йони неорганічних речовин.
5. При збільшенні концентрації електроліту в розчині зменшується електрокінетичний потенціал колоїдних частинок і коагуляція настає при його певному значенні — критичному потенціалі. Для більшості систем критичний потенціал дорівнює 0,03 В.

При взаємодії колоїдних розчинів, що складаються із частинок протилежного заряду, заряди гранул нейтралізуються та відбувається взаємна коагуляція розчинів. Нагрівання зменшує адсорбцію йонів колоїдними частинками, що також призводить до коагуляції.

Процес, зворотний коагуляції, називається пептизацією. Пептизація може відбуватися при промиванні осадів водою. При цьому йони електроліту-коагулятора вимиваються, частинки осаду знову здобувають заряд і переходять у колоїдний розчин.

Завдання 6. За результатами гідрохімічного аналізу мінеральна вода містить 0,38 г/дм³ йонів Ca^{2+} та 0,08 г/дм³ йонів Mg^{2+} . Розрахуйте загальну твердість води та масу карбонату натрію Na_2CO_3 , яку необхідно додати для пом'якшення 5,6 м³ цієї води.

Розв'язання.

Загальну твердість води розраховують за формулою:

$$T_{\text{заг.}} = \frac{m(Ca^{2+})}{Mekv(Ca^{2+})} + \frac{m(Mg^{2+})}{Mekv(Mg^{2+})} = \frac{m(Ca^{2+})}{20} + \frac{m(Mg^{2+})}{12},$$

де $m(Ca^{2+})$, $m(Mg^{2+})$ – маса йонів, відповідно Ca^{2+} та Mg^{2+} , що містяться у 1 дм³ води (мг);

$Mekv(Ca^{2+})$, $Mekv(Mg^{2+})$ – молярна маса йонів, відповідно Ca^{2+} та Mg^{2+} .

Тому $m(Ca^{2+}) = 0,38 \text{ г} = 380 \text{ мг}$; $m(Mg^{2+}) = 0,08 \text{ г} = 80 \text{ мг}$.

$$T_{\text{заг.}} = \frac{380}{20} + \frac{80}{12} = 25,7 \text{ ммоль/дм}^3;$$

Таким чином, у 1 дм³ води міститься 25,7 ммоль солей твердості, а в 5,6 м³ (5600 дм³) води міститься $5600 \cdot 25,7/1 = 143920$ ммоль еквівалентів солей, які обумовлюють її твердість.

Далі розрахуємо, яку масу соди Na_2CO_3 потрібно додати у 5,6 м³ води для її пом'якшення.

Розрахуємо молярну масу еквіваленту соди:

$$M_{\text{екв.}} = f_{\text{екв.}} \times M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2 \cdot 106 = 53 \text{ г/моль} = 53 \text{ мг/ммоль.}$$

Тому для усунення твердості в 5,6 м³ води потрібно додати таку масу соди:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 143920 \text{ ммоль} \times 53 \text{ мг/ммоль} = 7627760 \text{ мг} = 7,63 \text{ кг.}$$

Відповідь: $T_{\text{заг.}} = 25,7 \text{ ммоль/дм}^3$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 7,63 \text{ кг.}$

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

Комплекс контрольних заходів регламентує організацію поточного та підсумкового контролю рівня набутих студентами знань, вмінь та навичок у ході вивчення навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (I, II семестр), а також конкретизує виконання графіку навчального процесу по цій дисципліні зі спеціальностей 101 «Екологія», 183 «Технології захисту навколишнього середовища».

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

Мета проведення кредитно-модульної системи контролю – це:

- визначення рівня набутих знань, вмінь та навичок,
 - підвищення якості навчання студентів шляхом активізації навчальної діяльності,
 - стимулювання ритмічного виконання графіку навчального процесу протягом всього семестру, визначення кількісних критеріїв засвоєння змісту окремих розділів (змістовних модулів) навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії».
- *Організація поточного контролю* побудована за накопичувально-модульним принципом згідно з чинним положенням про організацію контролю самостійної роботи студентів в ОДЕКУ.
 - *Організація підсумкового контролю* побудована згідно Положення «Про проведення підсумкового контролю знань студентів» – врахування накопичених студентом за навчальний семестр результатів поточного контролю. Підсумкова оцінка у шкалі ECTS виставляється за кожну залікову одиницю.
 - *Форми підсумкового контролю*: іспити у I, II семестрах.
 - *Реєстрація та підсумковий контроль*: допуск до іспиту 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 модулів практичної підготовки.

Комплекс контрольних заходів розроблено на підставі чинних «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів», «Положення про організацію контролю самостійної роботи студентів ОДЕКУ», «Положення про критерії оцінки знань студентів в ОДЕКУ», «Положення про систему контролю знань студентів».

Форми контролю рівня засвоєння змістовних модулів (ЗМ):

- усне опитування під час практичних, лабораторних та лекційних занять – УО;

- розв'язання задач під наглядом викладача в обчислювальному класі (аудиторії, лабораторії) – РЗ;
- виконання завдання біля дошки – КЗ;
- складання протоколу та захист лабораторної роботи – ЗЛР;
- письмова тестова контрольна робота – ТКР;
- індивідуальне домашнє завдання – ІЗ.

Порядок оформлення результатів лабораторних робіт і 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. Студент повинен мати крім конспекту лекцій, лабораторний журнал, тобто зошит, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту на лабораторних заняттях. У цьому ж лабораторному зошиті студент повинен дома записати всі теоретичні відомості (основні положення, правила, формули, визначення), що стосуються теми лабораторної роботи, до виконання якої він готується. Кожній лабораторній роботі передуює 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 хімічній лабораторії не допускаються до виконання експерименту.

Формою звітності виконання лабораторної роботи є протокол, оформлення титульного листа якого наведено у додатку Б. Протоколи ведуть у лабораторному журналі. Титульний лист (Додаток Б) та теоретичну частину готують дома. Експериментальну частину, розрахункову та графічну частини, висновки роблять в лабораторії та вносять до протоколу.

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. д. Результати спостережень записують у протокол лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з коротким описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід надати у вигляді таблиці;

- 7) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 8) зробити висновки.

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

Методика оцінки всіх видів підготовки студентів

Кредитно-модульна система оцінки знань, вмінь та навичок передбачає розподіл програми навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» (I, II семестр) 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.

Інтегральна семестрова оцінка складається з суми балів за виконання змістовних лекційних та практичних модулів, а також за виконання лабораторних робіт і лабораторних модулів у I та II семестрах.

Кількість балів, яку можна отримати за виконання модулів студентам денної форми навчання наведено у таблиці 3.1.

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

Сума балів, яку отримав студент за всіма модулями навчальної дисципліни, формують інтегральну оцінку поточного контролю даного студента з навчальної дисципліни. Вона є підставою для допуску студента до семестрового іспиту.

Студент вважається допущеним до підсумкового контролю, якщо він виконав всі види робіт, передбачені робочою навчальною програмою дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» і набрав за модульною системою суму балів не менше ніж 50 % від максимально можливої за

практичну частину дисципліни.

В іншому випадку студент вважається таким, що не виконав навчального плану дисципліни, і не допускається до іспиту.

Обов'язково враховується своєчасність виконання студентом графіка навчального процесу. Таким чином, якщо студент без поважних причин пропустив контрольний захід або отримав незадовільну оцінку, то він може його здати з максимальною оцінкою «задовільно».

Таблиця 3.1 – Кількість балів, яку можна отримати за виконання модулів:

I семестр		II семестр	
Модуль ЗМ-0 (Л) (КР «0»)	10 балів	Модуль лекційний ЗМ-Л3 (ТКР)	40 балів
Модуль лекційний ЗМ-Л1 (ТКР)	15 балів	Модуль практичний ЗМ-П3 (ТКР)	25 балів
Модуль лекційний ЗМ-Л2 (ТКР)	15 балів	ЗМ-ІЗ-2	10 балів
Модуль практичний ЗМ-П1 (ТКР)	10 балів	Виконання лабораторних робіт	25 балів
Модуль практичний ЗМ-П2 (ТКР)	10 балів		
Модуль лабораторний ЗМ-Лаб1	10 балів		
ЗМ-ІЗ-1	10 балів		
Виконання лабораторних робіт	20 балів		
Разом за I семестр	100 балів	Разом за II семестр	100 балів

Методика проведення підсумкового семестрового контролю

Оцінювання письмових відповідей студентів проводиться за методикою, яка наведена у розділі 2 Інструкції «Про порядок проведення та критерії оцінювання відповідей студентів під час письмового іспиту».

У разі використання екзаменаційних білетів у вигляді тестових завдань закритого типу, загальна екзаменаційна оцінка (бал успішності) еквівалентна відсотку правильних відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білету.

Згідно з п. 2.10.2 «Положення про проведення підсумкового контролю знань студентів в ОДЕКУ», загальна кількісна оцінка з дисципліни є усередненою між кількісною оцінкою поточних контролюючих заходів (графа 3 відомості) та кількісною оцінкою семестрового контролюючого заходу (графа 4 відомості) і виставляється у графі 5 заліково-екзаменаційної відомості (загальний бал успішності).

Проведення семестрової контрольної роботи відбувається у відповідності до Інструкції «Про порядок проведення та критерії

оцінювання відповідей студентів ОДЕКУ під час письмових іспитів», затвердженої на засіданні методичної ради ОДЕКУ.

У відповідності з методичними цілями проведення іспитів – формування у студентів цілісної системи знань та вмінь, перевірки рівня знань студентів, в першу чергу, з базової компоненти теоретичної частини навчальної дисципліни «Хімія з основами біогеохімії I, II» (I, II семестр) та вміння їх використовувати в типових виробничих ситуаціях – використовуються, як варіант формування питань у варіантах екзаменаційних білетів. Варіанти складаються з тестових завдань закритого типу, які потребують від студента вибору однієї правильної відповіді з декількох (4), запропонованих у запитанні. Запитання формуються по всьому переліку тем навчальної дисципліни. В цілях покращення підготовки до іспиту викладач забезпечує студентів темами тестових запитань які наводяться з посиланнями на відповідну сторінку (сторінки) підручників, навчальних посібників, включених до робочої програми дисципліни зі списку основної літератури.

Кількість запитань у кожному варіанті екзаменаційного білету – **20** (кожне завдання оцінюється в 5 балів). Використовуються екзаменаційні білети у вигляді тестових завдань закритого типу, при цьому загальна екзаменаційна оцінка (бал успішності) еквівалентна відсотку правильних відповідей із загального обсягу питань екзаменаційного білету. На виконання наказу №308 від 28 вересня 2012 р. у відповідність до Форми №Н-5.03 (затверджено наказом МОН №384 від 29.03.12 р.) застосовується шкала відповідності оцінок в системі університету, національній системі і системі ECTS (табл. 3.2).

Таблиця 3.2 – Шкала відповідності оцінок за національною системою та системою ЄКТАС

<i>За шкалою ECTS</i>	<i>За національною системою (для іспиту)</i>	<i>За національною системою (для заліку)</i>	<i>Бал успішності</i>
A	5 (відмінно)	зараховано	90-100
B	4 (добре)	зараховано	82-89,9
C	4 (добре)	зараховано	74-81,9
D	3 (задовільно)	зараховано	64-73,9
E	3 (задовільно)	зараховано	60-63,9
FX	2 (незадовільно)	незараховано	35-59,9
F	2 (незадовільно)	незараховано	1-34,9

4 Наукова робота студентів

В умовах кредитно-модульної системи організації навчального процесу в ОДЕКУ до структури робочої навчальної програми дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» передбачено включення наукового модуля, який є окремою заліковою одиницею.

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

Перелік можливих видів наукової діяльності студента під час вивчення навчальної дисципліни пропонується студентам згідно з «Положенням про порядок нарахування кредитів ЄКТС за наукову та науково-технічну діяльність в ОДЕКУ» та «Положенням про науково-дослідну роботу студентів в ОДЕКУ».

До наукової діяльності студента 1-го року навчання, яка виконується поза навчальними планами відносяться:

1. виступи з доповідями (рефератами) в наукових гуртках та семінарах, які існують на кафедрі;
2. участь в олімпіадах та конкурсах наукових робіт;
3. участь з доповідями в університетських, всеукраїнських та міжнародних конференціях;
4. підготовка наукових публікацій (статей, тез доповідей);
5. участь у виконанні кафедральної НДР.

НДР як окремий модуль за назвою «Наукова робота» оцінюється щосеместрово через нарахування наукових кредитів в залежності від успіхів студента та виду діяльності, згідно з таблицею 4.1.

Звітність за науковий модуль:

1. Доповіді (реферати) на науковому студентському семінарі кафедри за темами.
2. Програми щорічної наукової студентської конференції ОДЕКУ та конференцій інших рівней (міських, регіональних, інгородніх та міжнародних).
3. Протоколи засідань щорічної наукової студентської конференції ОДЕКУ.
4. Протоколи засідань студентського наукового гуртка на кафедрі.
5. Тези доповідей студентів на щорічній науковій студентській конференції ОДЕКУ.
6. Статті студентів або сумісно зі студентами у фахових українських виданнях (включених до переліку ДАК) та у нефахових виданнях, збірники статей, матеріалів конференцій.

Таблиця 4.1 – Нарахування наукових кредитів ЄКТС студентам ОДЕКУ за видами діяльності

Вид діяльності	Кількість кредитів			
Всеукраїнська олімпіада				
Місце	1	2	3	4
I етап	1,0	0,5	0,25	0,1
II етап (заключний)	1,75	1,5	1,25	0,75
Всеукраїнський конкурс наукових робіт				
Місце	1	2	3	4
I етап	1,25	0,75	0,5	0,25
II етап (заключний)	2	1,75	1,5	1
Наукові гуртки та семінари				
Гурток				0,25
Семінар				0,25
Примітка: за кожну індивідуальну доповідь згідно протоколу засідання гуртка, семінару				
Участь у конференціях				
Університетська				0,25
Всеукраїнська				0,5
Міжнародна				0,75
Наукові публікації				
Статті у фахових українських виданнях (включених до переліку ДАК)				1,5
Нефахові видання, збірники статей, матеріалів конференцій				0,25
Участь у виконанні НДР (за навчальний семестр)				
Кафедральна				0,2

Перелік тем науково-дослідної роботи, яку студенти можуть виконувати в хімічному науковому гуртку

1. Аналіз проб води і ґрунту навколишнього середовища.
2. Дослідження якості питної води
3. Дослідження стану морської води
4. Аналіз стану водопровідної води
5. Визначення загальної мінералізації природних вод України
6. Визначення фізіологічної повноцінності питної води.

Перелік можливих тем доповідей (рефератів) на кафедральному студентському науковому семінарі

1. Зв'язок між неорганічними та органічними речовинами.
2. Метали і сплави у техніці.
3. Застосування натрію, калію та їх солей у народному господарстві.
4. Способи добування металів.
5. Сполуки кальцію та магнію. Твердість води.
6. Чавун і сталь.
7. Інертні елементи: історія відкриття, властивості, одержання, застосування.

8. Алюміній.
9. Комплексні сполуки заліза.
10. Виробництво сульфатної кислоти та проблеми забруднення навколишнього середовища, що при цьому виникають.
11. Практичне використання сполук арсену, їх токсичність.
12. Азотні добрива.
13. Біологічна значимість нітрогену. Кругообіг нітрогену у природі.
14. Значення нітрогену в піротехнічній промисловості: динаміт та інші вибухові речовини на основі нітрогену.
15. Біологічна значимість фосфору. Кругообіг фосфору у природі.
16. Добрива на основі фосфору.
17. Рідкоземельні елементи: історія відкриття, властивості, основні сполуки, застосування.
18. Платинові метали: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
19. Силіцій: природні сполуки, властивості, застосування.
20. Озон. Руйнування озонового шару в атмосфері.
21. Екологічна характеристика використання галогенів та їх сполук у промисловості.
22. Хіміко-екологічні проблеми гідросфери.
23. Хіміко-екологічні проблеми атмосфери.
24. Хіміко-екологічні проблеми літосфери.
25. Проблеми застосування мінеральних добрив у народному господарстві.
26. Паливо та його види. Сучасні енергетичні проблеми.
27. Карбон. Алотропні видозміни карбону, фізичні та хімічні властивості його сполук.
28. Кругообіг вуглецю у природі. Екологічні проблеми.
29. Ферум, кобальт, нікель: властивості простих речовин та хімічних сполук, комплексні сполуки, застосування.
30. Історія відкриття та значимість у сучасності періодичного закону Д. І. Менделєєва.

До складу доповіді (реферату) повинні входити такі пункти:

- Зміст
- Вступ
- Основна частина (з посиланням по тексту на використану літературу)
- Висновки
- Література (оформлена згідно ДСТУ 8302:2015 «Інформація та документація. Бібліографічне посилання. Загальні положення та правила складання» з урахуванням правок (код УКНД 01.140.40))
- Оформлення титульного аркушу реферату надається у Додатку А.

5 ДОДАТКИ

Додаток А

Оформлення титульного листа доповіді (реферату)

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

Кафедра хімії навколишнього середовища

РЕФЕРАТ

з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»

Тема: «.....»

Виконав: П.І.Б. студента

Група

Перевірив: П.І.Б. викладача

ОДЕСА 20 ____

Додаток Б

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 – 20___

Додаток В

Електронегативність елементів (за Полінгом)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	<i>H</i> 2.1										<i>He</i> -
2	<i>Li</i> 1.0	<i>Be</i> 1.5	<i>B</i> 2.0	<i>C</i> 2.5	<i>N</i> 3.0	<i>O</i> 3.5	<i>F</i> 4.0				<i>Ne</i> -
3	<i>Na</i> 0.9	<i>Mg</i> 1.2	<i>Al</i> 1.5	<i>Si</i> 1.8	<i>P</i> 2.1	<i>S</i> 2.6	<i>Cl</i> 3.0				<i>Ar</i> -
4	<i>K</i> 0.8	<i>Ca</i> 1.0	<i>Sc</i> 1.3	<i>Ti</i> 1.5	<i>V</i> 1.6	<i>Cr</i> 1.6	<i>Mn</i> 1.5	<i>Fe</i> 1.8	<i>Co</i> 1.9	<i>Ni</i> 1.9	
	<i>Cu</i> 1.9	<i>Zn</i> 1.6	<i>Ga</i> 1.6	<i>Ge</i> 1.8	<i>As</i> 2.0	<i>Se</i> 2.4	<i>Br</i> 2.8				<i>Kr</i> -
5	<i>Rb</i> 0.8	<i>Sr</i> 1.0	<i>Y</i> 1.2	<i>Zr</i> 1.4	<i>Nb</i> 1.6	<i>Mo</i> 1.8	<i>Tc</i> 1.9	<i>Ru</i> 2.2	<i>Rh</i> 2.2	<i>Pd</i> 2.2	
	<i>Ag</i> 1.9	<i>Cd</i> 1.7	<i>In</i> 1.7	<i>Sn</i> 1.8	<i>Sb</i> 1.9	<i>Te</i> 2.1	<i>I</i> 2.5				<i>Xe</i> -
6	<i>Cs</i> 0.7	<i>Ba</i> 0.9	<i>La*</i> 1.08	<i>Hf</i> 1.3	<i>Ta</i> 1.5	<i>W</i> 1.7	<i>Re</i> 1.9	<i>Os</i> 2.2	<i>Ir</i> 2.2	<i>Pt</i> 2.2	
	<i>Au</i> 2.4	<i>Hg</i> 1.9	<i>Tl</i> 1.8	<i>Pb</i> 1.9	<i>Bi</i> 2.0	<i>Po</i> 2.0	<i>At</i> 2.2				<i>Rn</i> -
7	<i>Fr</i> 0.7	<i>Ra</i> 0.9	<i>Ac**</i> 1.1	*Лантаноїди 1.08-1.14 **Актиноїди 1.11-1.2							

Додаток Г

Коефіцієнти активності йонів при різних йонних силах розчину

Йонна сила розчину	Заряд йона z		
	± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73
0,005	0,95	0,66	0,51
0,01	0,92	0,60	0,39
0,05	0,84	0,50	0,21
0,1	0,81	0,44	0,16
0,2	0,80	0,41	0,14
0,3	0,81	0,42	0,14
0,4	0,82	0,45	0,17
0,5	0,84	0,50	0,21

Додаток Г

Константи дисоціації (йонізації) деяких слабких кислот та основ
(при T = 298 K).

Назва		Формула	K_d	$pK = -lg K_d$
1		2	3	4
Арсенатна кислота	K_1	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
	K_2		$1,7 \cdot 10^{-7}$	6,77
	K_3		$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Арсенітна кислота		H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Борна кислота		H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	K_1	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
	K_2		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Йоднувата кислота		HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Йоднуватиста кислота		HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Карбонатна кислота	K_1	$CO_2 (p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Мурашина кислота		$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Нітритна кислота		HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Оцтова кислота		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Роданідна кислота		$HCNS$	10	-1
Селенідна кислота	K_1	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
	K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Сульфідна кислота	K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Сульфітна кислота	K_1	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Телуроводнева кислота	K_1	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	2,64
	K_2		$6,9 \cdot 10^{-13}$	12,16
Тіосульфатна кислота	K_1	$H_2S_2O_3$	$2,2 \cdot 10^{-1}$	0,66
	K_2		$2,8 \cdot 10^{-2}$	1,56
Метафосфатна кислота	K_1	H_3PO_3	$1,6 \cdot 10^{-3}$	1,80
	K_2		$6,3 \cdot 10^{-7}$	6,2
Ортофосфатна кислота	K_1	H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
	K_2		$6,3 \cdot 10^{-8}$	7,20
	K_3		$1,3 \cdot 10^{-12}$	11,89
Хлоридна кислота		HCl	$1,0 \cdot 10^7$	-7
Хлоритна кислота		$HClO_2$	$5 \cdot 10^{-3}$	2,3
Гіпохлоритна кислота		$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціанідна кислота		HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30

Продовження додатку Г

1		2	3	4
Фторидна кислота		HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Метасилікатна кислота	K_1	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$	9,66
	K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,80
Ортосилікатна кислота	K_1	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,9
	K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,8
	K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$	13,7
Алюмінію гідроксид	K_3	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин (амонію гідроксид)		$H_3N + H_2O$ NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Галія гідроксид	K_2	$Ga(OH)_3$	$1,6 \cdot 10^{-11}$	10,8
	K_3		$4 \cdot 10^{-12}$	11,4
Заліза (II) гідроксид	K_2	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Заліза (III) гідроксид	K_2	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
	K_3		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кадмію гідроксид	K_2	$Cd(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Кобальту гідроксид	K_2	$Co(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4
Лантану гідроксид	K_3	$La(OH)_3$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Магнію гідроксид	K_2	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Мангану (II) гідроксид	K_2	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Купруму (II) гідроксид	K_2	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Нікелю гідроксид	K_2	$Ni(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,60
Плутонію гідроксид	K_4	$Pu(OH)_4$	$3,2 \cdot 10^{-13}$	12,49
Плюмбуму (II) гідроксид	K_1	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
	K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Скандію гідроксид	K_3	$Sc(OH)_3$	$7,6 \cdot 10^{-10}$	9,12
Аргентуму гідроксид		$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Талію гідроксид		$TlOH$	$> 10^{-1}$	< 1
Торію гідроксид	K_4	$Th(OH)_4$	$2,0 \cdot 10^{-10}$	9,70
Хрому (III) гідроксид	K_3	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинку гідроксид	K_2	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

Додаток Д

Константи дисоціації деяких сильних електролітів (Т = 298 К)

Назва	Формула	Константа дисоціації
Нітратна кислота	HNO_3	43,6
Бромидна кислота	HBr	10^9
Йодидна кислота	HI	10^{11}
Хлоридна кислота	HCl	10^7
Сульфатна кислота	H_2SO_4	$K_{д1} = 10^3$; $K_{д2} = 10^{-2}$
Перманганатна кислота	$HMnO_4$	10^7

Додаток Е

Деякі константи комплексних йонів

Комплекс. йон	K_n	β	Комплекс. йон	K_n	β
$[Ag(CN)_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$		$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$7 \cdot 10^{-8}$		$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$	$1 \cdot 10^{31}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-14}$		$[Fe(CNS)]^{2+}$	$1 \cdot 10^{-3}$	$1 \cdot 10^{24}$
$[Ag(NO_2)_2]^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$		$[Fe(CNS)_4]^-$		$7,1 \cdot 10^{24}$
$[CdCl_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-33}$		$[Ni(CN)_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$1 \cdot 10^{30}$
$[CdI_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$		$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-17}$		$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$4 \cdot 10^{-10}$	$1 \cdot 10^{22}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$		$[Zn(CN)_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$	$1,2 \cdot 10^{16}$
$[Cd(NH_3)_6]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-68}$		$[Zn(OH)_4]^{2-}$		$1,4 \cdot 10^{15}$
$[Co(NH_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$1,17 \cdot 10^7$	$[Pt(NH_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-34}$	
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$3,2 \cdot 10^{32}$	$[HgS_2]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-53}$	
$[Co(CN)_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$		$[Hg(CN)_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$	
$[Co(NCS)_3]^-$		63,1	$[Hg(CNS)_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$	
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-13}$	$4,8 \cdot 10^{12}$	$[HgCl_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-16}$	
$[Cu(CN)_2]^{2-}$		$1,1 \cdot 10^{24}$	$[HgI_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-30}$	
$[Cu(CNS)_4]^{2-}$		$3,31 \cdot 10^6$	$[HgBr_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	

Додаток Є

Добуток розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25 °С

Формула електроліту	ДР	Формула електроліту	ДР
<i>AgBr</i>	6×10^{-13}	<i>Cu(OH)₂</i>	$2,2 \times 10^{-20}$
<i>AgCl</i>	$1,8 \times 10^{-10}$	<i>CuS</i>	6×10^{-36}
<i>Ag₂CrO₄</i>	4×10^{-12}	<i>Fe(OH)₂</i>	1×10^{-15}
<i>AgI</i>	$1,1 \times 10^{-16}$	<i>Fe(OH)₃</i>	$3,8 \times 10^{-38}$
<i>Ag₂S</i>	6×10^{-50}	<i>FeS</i>	5×10^{-18}
<i>Ag₂SO₄</i>	2×10^{-5}	<i>HgS</i>	$1,6 \times 10^{-52}$
<i>BaCO₃</i>	5×10^{-9}	<i>MnS</i>	$2,5 \times 10^{-10}$
<i>BaCrO₄</i>	$1,6 \times 10^{-10}$	<i>PbBr₂</i>	$9,1 \times 10^{-6}$
<i>BaSO₄</i>	$1,1 \times 10^{-10}$	<i>PbCl₂</i>	2×10^{-5}
<i>CaCO₃</i>	5×10^{-9}	<i>PbCrO₄</i>	$1,8 \times 10^{-14}$
<i>CaC₂O₄</i>	2×10^{-9}	<i>PbI₂</i>	8×10^{-9}
<i>CaF₂</i>	4×10^{-11}	<i>PbS</i>	1×10^{-27}
<i>CaSO₄</i>	$1,3 \times 10^{-4}$	<i>PbSO₄</i>	$1,6 \times 10^{-8}$
<i>Ca₃(PO₄)₂</i>	1×10^{-29}	<i>SrSO₄</i>	$3,2 \times 10^{-7}$
<i>Cd(OH)₂</i>	2×10^{-14}	<i>Zn(OH)₂</i>	1×10^{-17}
<i>CdS</i>	$7,9 \times 10^{-27}$	<i>ZnS</i>	$1,6 \times 10^{-24}$

Додаток Ж

Стандартні електродні потенціали у водних розчинах при 25 °С

Електрод	$\varphi^\circ, \text{В}$	Електрод	$\varphi^\circ, \text{В}$
<i>Li⁺/Li</i>	-3.045	<i>Sn²⁺/Sn</i>	-0.136
<i>Rb⁺/Rb</i>	-2.925	<i>Pb²⁺/Pb</i>	-0.126
<i>K⁺/K</i>	-2.924	<i>2H⁺/H₂</i>	0.00
<i>Ba²⁺/Ba</i>	-2.900	<i>Sb³⁺/Sb</i>	+0.200
<i>Cs⁺/Cs</i>	-2.923	<i>Bi³⁺/Bi</i>	+0.215
<i>Ca²⁺/Ca</i>	-2.866	<i>Re³⁺/Re</i>	+0.300
<i>Na⁺/Na</i>	-2.714	<i>Cu²⁺/Cu</i>	+0.337
<i>La³⁺/La</i>	-2.370	<i>Ru²⁺/Ru</i>	+0.450
<i>Mg²⁺/Mg</i>	-2.363	<i>Cu⁺/Cu</i>	+0.520
<i>Al³⁺/Al</i>	-1.663	<i>Te²⁺/Te</i>	+0.400
<i>Ti²⁺/Ti</i>	-1.630	<i>Hg₂²⁺/2Hg</i>	+0.789
<i>Mn²⁺/Mn</i>	-1.176	<i>Rh³⁺/Rh</i>	+0.800
<i>Cr²⁺/Cr</i>	-0.913	<i>Ag⁺/Ag</i>	+0.799
<i>Zn²⁺/Zn</i>	-0.763	<i>Os²⁺/Os</i>	+0.850
<i>Cr³⁺/Cr</i>	-0.744	<i>Pd²⁺/Pd</i>	+0.830
<i>Fe²⁺/Fe</i>	-0.440	<i>Hg²⁺/Hg</i>	+0.850
<i>Cd²⁺/Cd</i>	-0.408	<i>V²⁺/V</i>	+1.175
<i>Co²⁺/Co</i>	-0.277	<i>Pt²⁺/Pt</i>	+1.188
<i>Ni²⁺/Ni</i>	-0.250	<i>Au³⁺/Au</i>	+1.495
<i>Mo³⁺/Mo</i>	-0.202	<i>Au⁺/Au</i>	+1.692

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОДИ	Г Р У П П И													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1s ¹ Гідроген 1,0079						(H)		2 1s ² He 4,0026 Гелій					
2	Li 2s ¹ Літій 6,941	Be 2s ² Берилій 9,0122	B 2s ² 2p ¹ Бор 10,811	C 2s ² 2p ² Вуглець 12,011	N 2s ² 2p ³ Азот 14,007	O 2s ² 2p ⁴ Кисень 15,999	F 2s ² 2p ⁵ Флуор 18,998		10 2s ² 2p ⁶ Неон 20,179					
3	Na 3s ¹ Натрій 22,990	Mg 3s ² Магній 24,305	Al 3s ² 3p ¹ Алюміній 26,982	Si 3s ² 3p ² Силіцій 28,086	P 3s ² 3p ³ Фосфор 30,974	S 3s ² 3p ⁴ Сульфур 32,066	Cl 3s ² 3p ⁵ Хлор 35,453		18 3s ² 3p ⁶ Аргон 39,948					
4	K 4s ¹ Калій 39,098	Ca 4s ² Кальцій 40,08	Sc 3d ¹ 4s ² Скандій 44,956	Ti 3d ² 4s ² Титан 47,88	V 3d ³ 4s ² Ванадій 50,942	Cr 3d ⁴ 4s ¹ Хром 51,996	Mn 3d ⁵ 4s ² Манган 54,938	Fe 3d ⁶ 4s ² Залізо 55,847	Co 3d ⁷ 4s ² Кобальт 58,93	Ni 3d ⁸ 4s ² Нікель 58,69				
5	Cu 3d ¹⁰ 4s ¹ Купрум 63,546	Zn 3d ¹⁰ 4s ² Цинк 65,39	Ga 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ Галій 69,72	Ge 3d ¹⁰ 4s ² 4p ² Германій 72,59	As 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Арсен 74,922	Se 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ Селен 78,96	Br 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ Бром 79,904		36 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ Криптон 83,80	Kr 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ Криптон 83,80				
6	Rb 5s ¹ Рубідій 85,468	Sr 5s ² Стронцій 87,62	Y 4d ¹ 5s ² Йодій 88,906	Zr 4d ² 5s ² Цирконій 91,224	Nb 4d ⁴ 5s ¹ Ніобій 92,906	Mo 4d ⁵ 5s ¹ Молибден 95,94	Tc 4d ⁵ 5s ² Технецій [99]		45 4d ¹⁰ 5s ² 4p ⁶ Палладій 106,42	Pd 4d ¹⁰ 5s ¹ Палладій 106,42				
7	Cs 6s ¹ Цезій 132,91	Ba 6s ² Барій 137,33	La* 5d ¹ 6s ² Лантан 138,905	Hf 4f ¹⁴ 5d ² 6s ² Гафній 178,49	Ta 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Тантал 180,948	W 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² Вольфрам 183,85	Re 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² Реній 186,207		74 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 4p ⁶ Ртуть 200,59	Pt 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Ртуть 200,59				
8	Au 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Аурум 196,97	Hg 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Меркурій 200,59	Tl 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ² 6p ¹ Талій 204,38	Pb 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Свинець 207,2	Bi 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ² 6p ³ Бісмут 208,98	Po 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ² 6p ⁴ [209]	At 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ² 6p ⁵ [210]		86 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ Радон 222	Rn 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ Радон 222				
9	Fr 7s ¹ Францій [223]	Ra 7s ² Радій 226,02	Ac* 6d ¹ 7s ² Актиній [227]	Rf 5f ¹⁴ 6d ² 7s ² [261]	Db 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² [262]	Sg 5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² [263]	Bh 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² [264]	Hs 5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² [265]	Mt 5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² [266]	Ds 5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ² [267]				
10	Rg 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹ [272]	Uub 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]	Uug 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]	Uuh 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]	Uuq 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]	Uuq 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]	Uuh 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]		118 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]	Uuo 5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² [272]				
Висщі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇		RO ₄					
Леткі водневі сполуки				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR							
*Лантаноїди	58 Ce 140,12 Церій	59 Pr 140,91 Прозаксиди	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147] Прометій	62 Sm 150,36 Самарій	63 Eu 151,96 Європій	64 Gd 157,25 Гадоліній	65 Tb 158,93 Тербій	66 Dy 162,50 Диспрій	67 Ho 164,93 Гольмій	68 Er 167,26 Ербій	69 Tm 168,93 Тулій	70 Yb 173,04 Ітербій	71 Lu 174,97 Лютецій
**Актиноїди	90 Th 232,038 Торій	91 Pa [231] Протактиній	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуній	94 Pu [242] Плутоній	95 Am [243] Амерсій	96 Cm [247] Кюрій	97 Bk [247] Беркелій	98 Cf [251] Каліфорній	99 Es [252] Ейнштейн	100 Fm [257] Фермій	101 Md [258] Менделєєв	102 No [259] Нобелій	103 Lr [262] Лоренсій

ТАБЛИЦЯ РОЗЧИННОСТІ ОСНОВ, КИСЛОТ,
АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ ТА СОЛЕЙ У ВОДІ (ПРИ 20-25⁰С)

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?	?
HSO ₃	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М ⁽¹⁾	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Н	Р	Р	Р
HSO ₄	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
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	М	?	?	?	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н ⁽²⁾	М	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н ⁽³⁾	Н	Н	?	?	?	?	Н	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?
HCO ₃	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Н	Н	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	Р	Р	Р
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?

Молярні маси деяких неорганічних речовин

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻	18	24	56	40	35	171	74	58	78	90	107	99	125	241	98
F ⁻	20	26	58	42	37	175	78	62	84	94	113	103	127	245	102
Cl ⁻	36,5	42,5	74,5	58,5	53,5	208	111	95	133,5	127	162,5	136	143,5	278	135
Br ⁻	81	87	119	103	98	297	200	184	267	216	296	225	188	367	223
I ⁻	128	134	166	150	145	391	294	278	408	310	-	319	235	461	317
S ²⁻	34	46	110	78	68	169	72	56	150	88	208	97	248	239	96
SO ₃ ²⁻	82	94	158	126	116	217	120	104	294	136	-	145	296	287	144
SO ₄ ²⁻	98	110	174	142	132	233	136	120	342	152	400	161	312	303	160
NO ₃ ⁻	63	69	101	85	80	261	164	148	213	180	242	189	170	331	188
PO ₄ ³⁻	98	116	212	164	149	602	310	263	122	357	151	386	419	812	381
CO ₃ ²⁻	62	74	138	106	96	197	100	84	-	116	-	125	276	267	142
SiO ₃ ²⁻	78	90	154	122	-	213	116	100	-	132	-	141	292	283	-

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії»
для студентів I-го року навчання
Спеціальності 101 «Екологія»,
183 «Технології захисту навколишнього середовища»**

Софронков О. Н., д.т.н., професор кафедри хімії
навколишнього середовища ОДЕКУ;
Васильєва М. Г., старший викладач кафедри хімії
навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підп. до друку
Умовн. друк. арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам. №

Надруковано з нового оригінал-макета

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