

Міністерство охорони здоров'я України
НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ О.О. БОГОМОЛЬЦЯ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до практичних занять

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія»
(вечірньої форми навчання)

Освітній рівень	другий (магістерський) рівень вищої освіти
Галузь знань	22 «Охорона здоров'я»
Спеціальність	226 «Фармація, промислова фармація»
Освітня програма	«Фармація»

Кафедра аналітичної, фізичної та колоїдної хімії

Затверджено на засіданні кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії
Протокол № 1 від 28 серпня 2023р.

Завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії
НМУ імені О.О. Богомольця,

к.х.н., доцентка

Г.М. Зайцева

Затверджено на засіданні ЦМК зі спеціальності 226 «Фармація, промислова
фармація», НМУ імені О.О. Богомольця

Протокол № 1 від 31.08.2023 р.

Голова ЦМК, професор

І.В. Ніженковська

Тема заняття № 1: Базові розрахунки в хімії.

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро, мольний об'єм газу
- ✓ демонструвати знання про хімічні формули, їхні типи, складання формул
- ✓ демонструвати знання про хімічні рівняння
- ✓ демонструвати знання про складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ знати основні закони хімії
- ✓ мати знання про найважливіші розрахунки
- ✓ вміти записувати формули для базових розрахунків в хімії

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> Хімія, як і будь-яка природнича наука, вивчає матерію і рух. Загальнонаукове поняття матерії охоплює весь навколишній світ, всі предмети і явища в їхньому взаємозв'язку. Відомі дві основні форми існування матерії: речовина і поле. Хімія відіграє велику роль у житті і особливо виробничій діяльності людини. Без хімічних процесів неможливе добування металів, переробка сировини, виробництво	Сприйняття	4 хв

	<p>продуктів харчування і побуту. Набуло особливого значення виробництво надчистих матеріалів, кольорових і рідкісних металів. Найважливіші технічні досягнення сьогодення неможливі без використання нових видів неорганічних і полімерних матеріалів, здатних витримувати надвисокі і наднизькі температури, підвищений тиск, високі механічні навантаження і працювати в агресивних середовищах. (пунктами)</p>		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	<p>Обговорення питань відповідно до теми заняття.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основні закони хімії: закон збереження маси, закон сталості складу і його сучасне трактування, закон Авогадро. 2. Зв'язок між густиною газу і його молекулярною масою. 3. Приведення газів до нормальних умов, рівняння Менделєєва-Клапейрона. 4. Хімічні формули, їхні типи, складання формул за даними хімічного аналізу або рівнянь хімічних реакцій. 5. Хімічні рівняння. 6. Складання молекулярних та йонних рівнянь різних типів хімічних реакцій. 	Осмислення Розуміння	50 хв
	Практичні завдання. Розв'язання задач на базові розрахунки, складають хімічні рівняння.	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв

	Студенти працюють біля дошки, розв'язуючи задачі на пишуть рівняння реакцій Практична робота «Основні поняття та закони хімії». Студенти виконують розрахунки відповідно до протоколу в лабораторному журналі.		
	Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи №1 в лабораторному журналі	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

1. Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук
Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
2. Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Сформулюйте закон збереження маси речовини.
2. Сформулюйте Закон сталості складу речовин.
3. Сформулюйте Закон простих вагових (кратних) відношень
4. Сформулюйте Закон простих об'ємних відношень або газовий закон Гей-Люссака
5. Сформулюйте Закон еквівалентів.
6. Сформулюйте Закон Авогадро та наслідки з нього
7. Наведіть формули для базових розрахунів.
8. Наведіть приклади рівнянь в молекулярному вигляді
9. Наведіть приклади рівнянь в йонно-молекулярному вигляді

10. За яких умов реакція протіє до кінця?

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 2: «Будова атома. Періодичний закон»

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про будову атома: протон, нейтрон, електрон
- ✓ демонструвати знання про електронну орбіталь та квантові числа
- ✓ демонструвати знання про електронно-структурна формула атома, йона
- ✓ демонструвати знання про принцип мінімуму енергії, правило Ф. Хунда

застосовувати знання з Формулювання періодичного закону хімічних елементів, будова періодичної системи хімічних елементів, поняття про s -, p -, d -, f - елементи, періодична зміна металічних та неметалічних, окисних та ідновлювальних властивостей елементів

- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ знати сучасну теорію будови атомів
- ✓ мати знання про хвильовий рух електронів та квантові числа
- ✓ вміти записувати електронно-структурні формули атомів та діаграмно-графічні зображення електронної структури атомів

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> За сучасними уявленнями Всесвіт, який не має меж, складається з частинок речовин та різних фізичних полів. Частинки речовини	Сприйняття	4 хв

	<p>(атоми, молекули, протони, нейтрони, електрони тощо) мають масу спокою, у частинок фізичних полів (електромагнітних, ядерних, гравітаційних тощо) маса спокою відсутня. Основною властивістю частинок речовин та поля є їх універсальна здатність рухатися. Розрізняють кілька основних форм їх руху: механічна, фізична, хімічна, біологічна тощо. Враховуючи вищезазначене, знання будови атомів необхідні лікареві для розуміння суттєвості речовин та процесів, що відбуваються в організмі людини. <i>(пунктами)</i></p>		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	<p>Обговорення питань відповідно до теми заняття.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. З історії створення сучасного вчення про будову атомів. 2. Хвильовий рух електрона. 3. Квантові числа. 4. Електронно-структурні формули атомів та діаграмографічні зображення електронної структури атомів. 5. Формулювання періодичного закону хімічних елементів. 6. Будова періодичної системи хімічних елементів. 7. Поняття про s -, p -, d -, f - елементи . 8. Періодична зміна металічних та неметалічних, окисних та ідновлювальних властивостей елементів. 	Осмислення Розуміння	50 хв

	<p>Практичні завдання. Розв'язання вправ на будову атомів. Студенти працюють біля дошки, розв'язуючи завдання з будови атома Студенти працюють біля дошки. Лабораторна робота «Вплив електронної будови атомів та іонів на хімічні властивості елементів», «Дослідження зміни металічних властивостей елементів зі збільшенням їхнього порядкового номера в групі». Студенти виконують якісні реакції відповідно до протоколу в лабораторному журналі.</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	<p>Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Охарактеризувати модель будови атома за Резерфордом.
2. Які недоліки теорії будови атома Бора?
3. В чому суть гіпотези хвильового руху електронів?
4. Чим відрізняється поняття електронної хмари від електронної орбіталі?
5. Охарактеризуйте стан електронів у атомі за допомогою чотирьох квантових чисел.
6. Сформулюйте принцип мінімальної енергії, правило Клечковського та правило Хунда.
7. Дати сучасне формулювання періодичному закону хімічних елементів.
8. В чому полягає принципова відмінність в будові восьмої підгрупи (V) короткого варіанту періодичної системи хімічних елементів від будови інших підгруп (V) періодичної системи?
9. Чому s - елементів в одному періоді може бути максимумом 2, p - елементів – 6, d – елементів – 10, f - елементів – 14?
10. У яких атомів енергія спорідненості до електрона більша : F чи Cl, Cl чи I, O чи S, N чи C, N чи P, P чи As, Ar чи Cl, Kr чи Br?
11. Який f - підрівень заповнюється електронами у атомів лантаноїдів?
12. Який f - підрівень заповнюється електронами у атомів актиноїдів?

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 3: Основні типи хімічного зв'язку. Будова молекул

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про хімічний зв'язок
- ✓ демонструвати знання про характеристики хімічного зв'язку
- ✓ демонструвати знання про σ -, π -, δ -зв'язки
- ✓ демонструвати знання про гібридизацію атомних орбіталей, типи гібридизації
- ✓ демонструвати знання про донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ вміти користуватись кількісними характеристиками хімічного зв'язку.
- ✓ навчитись передбачати певні властивості речовин на основі природи хімічного зв'язку між елементами

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.

2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.

3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.

4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> У всіх хімічних сполуках між атомами елементів, які входять до їхнього складу, виникають хімічні зв'язки. Розуміння природи хімічного зв'язку дає змогу встановити причини прояву речовиною певних властивостей	Сприйняття	4 хв
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	Обговорення питань відповідно до теми заняття. 1. Типи хімічного зв'язку, його кількісні характеристики. 2. Електронна природа хімічного зв'язку, валентність атомів. 3. Утворення та властивості йонного зв'язку. Ступінь окиснення атомів. 4. Теорія ковалентного зв'язку. Основні положення методу валентних зв'язків. 5. σ -, π -, δ -зв'язки. 6. Властивості ковалентного зв'язку. Просторова будова молекул. 7. Гібридизація атомних орбіталей. Типи гібридизації. 8. Вплив неподіленої пари електронів на просторову будову молекул на прикладі	Осмислення Розуміння	50 хв

	<p>молекул H_2O, NH_3 та їх похідних.</p> <p>9. Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку. Будова молекули CO та йону NH_4^+.</p> <p>10. Делокалізований π-зв'язок. Поняття про резонансні структури на прикладі молекули SO_2, O_3 та йону CO_3^{2-}.</p>		
	<p>Практичні завдання.</p> <p>Написання механізми утворення хімічних зв'язків за допомогою МВЗ та ММО</p> <p>Студенти працюють біля дошки.</p> <p>Практична робота «Хімічний зв'язок. Будова молекул», «Метод молекулярних орбіталей»</p> <p>Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	<p>Самостійна робота.</p> <p>Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

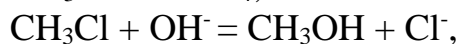
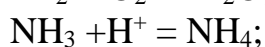
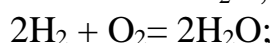
Рекомендована література.

1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук
Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.

2. Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Які основні параметри хімічного зв'язку?
2. В якій з наведених молекул: F_2 , HCl , CO_2 , N_2 , C_2H_4 , CF_4 - має місце sp -гібридизація?
3. В якій із наведених молекул: H_2 , HBr , N_2 , C_2H_4 , CO_2 , CCl_4 ,- має місце sp^2 -гібридизація?
4. В яких реакціях: $H_2 + F_2 = 2HF$;



- хімічний зв'язок утворюється за донорно-акцепторним механізмом?

5. В яких із наведених молекул: N_2 , F_2 , HCl , CO_2 , CH_4 , CF_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , C_2H_6 , NH_3 ,- має місце тільки σ -зв'язок?
6. В яких із наведених молекул: Cl_2 , CO_2 , CH_4 , NH_3 , H_2 , HI , N_2 , HCl ,- має місце π -зв'язок?
7. Які з наведених молекул: CF_4 , CH_4 , CO_2 , C_2H_4 , C_2H_2 , CCl_4 , - мають тетраедричну конфігурацію?
8. Які з наведених молекул: H_2 , Cl_2 , HCl , CO_2 , CO , CH_4 , CH_3Cl , CF_4 , C_2H_4 , NH_3 , C_2H_2 , - неполярні?
9. В якій молекулі із приведенного ряду: HF , HCl , HBr , HI ,- хімічний зв'язок найбільш полярний?
10. В якій молекулі із приведенного ряду: H_2O , H_2S , H_2Se ,- хімічний зв'язок найменш здатний до поляризації?

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 4: Класифікація неорганічних сполук

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про класи неорганічних сполук
- ✓ демонструвати знання про оксиди, класифікацію, хімічні властивості
- ✓ демонструвати знання про кислоти, класифікацію, хімічні властивості
 - ✓ демонструвати знання про основи, класифікацію, хімічні властивості
 - ✓ демонструвати знання про солі, класифікацію, хімічні властивості
 - ✓ вміти визначати біороль, токсична дія та застосування неорганічних сполук в медицині та фармації
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ знати визначення, номенклатуру, властивості неорганічних сполук.
- ✓ знати перелік речовин - основних, кислотних та амфотерних оксидів – найпоширеніших серед лікарських препаратів
- ✓ вміти одержувати неорганічні сполуки і використовувати їх на практиці
- ✓ характеризувати хімічні властивості неорганічних речовин, що використовуються як фармпрепарати, рівняннями реакцій

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> Представники основних класів неорганічних сполук широко застосовуються в медицині як лікарські препарати і хімічні реактиви. Вивчення і знання хімічних властивостей має суттєве значення для подальшого можливого застосування їх з лікувальною метою. Знання класифікації і хімічних властивостей неорганічних сполук необхідні	Сприйняття	4 хв

	лікареві для розуміння суттєвості речовин та процесів, що відбуваються в організмі людини.		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	Обговорення питань відповідно до теми заняття. 1. Оксиди. 2. Способи добування оксидів. 3. Хімічні властивості оксидів. 4. Основні оксиди. 5. Кислотні оксиди. 6. Амфотерні оксиди. 7. Основи. 8. Добування основ. 9. Хімічні властивості основ. 10. Кислоти. 11. Добування кислот. 12. Хімічні властивості кислот. 13. Амфотерні гідроксиди. 14. Типи солей (середні, кислі, основні подвійні, змішані, координаційні). 15. Номенклатура солей. 16. Методи одержання солей. 17. Хімічні властивості солей.	Осмислення Розуміння	50 хв
	Практичні завдання. Написання рівнянь реакцій, ланцюжків перетворень. Студенти працюють біля дошки. Лабораторна робота «Отримання оксидів та їх хімічні властивості», «Одержання кислот і основ.	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв

	Вивчення їх хімічних властивостей», «Отримання та хімічні властивості солей», «Класи неорганічних сполук» Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.		
	Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук
Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Оксиди. Способи добування оксидів. Хімічні властивості оксидів.
2. Основні оксиди. Кислотні оксиди. Амфотерні оксиди.
3. Основи. Добування основ. Хімічні властивості основ.
4. Кислоти. Добування кислот. Хімічні властивості кислот.
5. Амфотерні гідроксиди.
6. Типи солей (середні, кислі, основні подвійні, змішані, координаційні).
Номенклатура солей. Методи одержання солей. Хімічні властивості солей.

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 5: Основні закономірності перебігу хімічних реакцій

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про основні поняття та величини хімічної термодинаміки
- ✓ демонструвати знання про перший закон термодинаміки
- ✓ демонструвати знання про другий закон термодинаміки
 - ✓ демонструвати знання про швидкість хімічних реакцій
 - ✓ демонструвати знання про вплив різних факторів на швидкості хімічних реакцій
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ вміти висвітлити сучасні уявлення про закони термодинаміки.
- ✓ вміти складати термохімічні рівняння реакцій, проводити термохімічні розрахунки
- ✓ вміти визначати порядок реакції та молекулярність реакції.
- ✓ вміти визначати вплив різних факторів на швидкості хімічних реакцій (природа реагуючих речовин, концентрація реагуючих речовин, температура, каталізатори).
- ✓ аналізувати зміщення хімічної рівноваги.

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	<i>Актуальність теми:</i> термодинаміка – це наука, яка досліджує енергетику різних хімічних та фізико-хімічних процесів. Феномен термодинаміки полягає в тому, що не проводячи експерименту можна за допомогою термодинамічних функцій та законів, визначити можливість та направленість хімічного, біохімічного, фізико –	Сприйняття	4 хв

	<p>хімічного процесів за певних умов (тиск, температура, концентрація тощо), а також передбачити досліджуваний процес в інших умовах системи. Ця особливість хімічної термодинаміки широко використовується в біохімічних, фізіологічних дослідженнях, в їх моделюванні, бо не всі процеси життєдіяльності можна дослідити поза організмом живих істот.</p>		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	<p>Обговорення питань відповідно до теми заняття.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Перший закон термодинаміки. 2. Внутрішня енергія. Ентальпія. 3. Теплота ізобарного та ізохорного процесів. 4. Стандартні теплоти утворення та згоряння речовин. 5. Термохімія. Закон Гесса. 6. Термохімічні перетворення. 7. Термохімічні розрахунки та їх використання для енергетичної характеристики біохімічних процесів. 8. Другий закон термодинаміки. Ентропія. Енергія Гіббса. 9. Швидкість хімічної реакції. Фактори, які впливають на неї. 	Осмислення Розуміння	50 хв

	<p>10. Закон діючих мас для швидкості реакції. Константа швидкості реакції. Одиниці вимірювання швидкості реакції та константи швидкості реакції.</p> <p>11. Порядок реакцій за даною речовиною та загальний порядок реакцій. Загальний вигляд кінетичних рівнянь реакцій нульового, першого та другого порядків. Молекулярність реакції.</p>		
	<p>Практичні завдання. Написання рівнянь реакцій, розв'язок задач. Студенти працюють біля дошки. Лабораторна робота «Визначення теплот нейтралізації», «Кінетика взаємодії натрій тіосульфату із сульфатною кислотою» Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	<p>Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

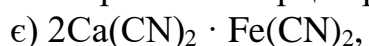
1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук
Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.

2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Вирахувати теплоту нейтралізації вугільної кислоти гідроксидом натрію до отримання кислої солі.
Відповідь: $\Delta H^0 = -47$ кДж/моль.
2. Як зміниться ентропія в наступних реакціях:
 $2\text{NH}_3(\text{г}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{рід}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{к})$
 $\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{H}_2\text{O}(\text{рід})$
 $2\text{NaNO}_3(\text{к}) = 2\text{NaNO}_2(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г})$
3. Розрахувати стандартну теплоту утворення глюкози, якщо ΔH^0 горіння $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ дорівнює -2801 кДж/моль.
Відповідь: ΔH^0 утвор. = -1270 кДж/моль
4. Теплота розчинення і гідратації CuSO_4 складає відповідно ($-66,1$ кДж/моль) і ($-77,8$ кДж/моль). Обчислити теплоту розчинення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Відповідь: ΔH^0 розчинення $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 11,7$ кДж/моль.
5. Розрахувати тепловий ефект фазового переходу води із рідкого стану в пароподібний.
Відповідь: $\Delta H^0 = 44,03$ кДж/моль
6. Визначити можливість вільного перебігу реакції при стандартних умовах
 - а) $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{к})$
 - б) $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{р}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) + \text{O}_2(\text{г})$
 - в) $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$Відповідь: ΔG^0
 - а) = $-130,6$ кДж
 - б) = $-169,8$ кДж
 - в) = $-16,6$ кДж
7. Визначити напрямлення зміщення рівноваги при пониженні температури або при пониженні тиску в наступних зворотних реакціях:
 - а) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ $\Delta H^0 = -192,7$ кДж
 - б) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ $\Delta H^0 = 54,47$ кДж
8. Теплота окислення (горіння) білків і вуглеводів в організмі складає $-17,1$ кДж/г. Скільки необхідно вжити вуглеводів, щоб отримати енергію організму на 800 кДж?
9. Теплота горіння (окислення) жирів в організмі складає $-38,9$ кДж/г. Яку масу жиру необхідно, щоб поповнити втрату теплоти в результаті випаровування 800 г води, якщо ΔH^0 випар. $\text{H}_2\text{O} = 40,7$ кДж/моль.

10. В одному кг тріски міститься 116 г білків і 3 г жирів. Розрахувати калорійність порції тріски вагою 200г.



Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 6: Розчини. Загальні уявлення про розчини.

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання розрахунків кількісного складу розчинів для визначення: молярної концентрації розчиненої речовини, молярної концентрації еквівалента розчиненої речовини, масової концентрації розчиненої речовини
- ✓ демонструвати знання кількісного складу розчинів для приготування розчинів різної концентрації розчиненої речовини
- ✓ демонструвати знання про взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ висвітлити розраховувати осмотичний тиск розчину та молярну масу розчиненої речовини
- ✓ вміти інтерпретувати кількісні характеристики сили електролітів і класифікувати їх.
- ✓ оцінювати придатність розчинів фармацевтичних препаратів для їх введення в кров з позиції їх осмотичного тиску.
- ✓ розраховувати осмотичний тиск розчину та молярну масу розчиненої речовини.
- ✓ проводити розрахунки.

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації	Сприйняття	4 хв

тривалості заняття)	<p><i>Актуальність теми:</i> Найпоширеніший розчин у природі – це вода. Живі організми отримують їжу з водного середовища, у воді здійснюється біосинтез, з водою з організму виносяться відходи. Також у самому процесі біосинтезу утворюється вода – так названа метаболічна вода. Вода виконує в організмі і механічну роль змащення суглобів, м'язів, зв'язок. Усі реакції обміну речовинами в живих організмах відбуваються у водних розчинах. Величезна кількість ліків, вводиться в організм хворої людини у виді розчинів.</p>		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	<p>Обговорення питань відповідно до теми заняття.</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Масова частка розчинної речовини. 2. Молярна концентрація розчиненої речовини. 3. Масова концентрація розчинної речовини. 4. Зниження температури замерзання розчину. 5. Осмотичний тиск розчину. 6. Підвищення температури кипіння розчину 7. Зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином 	Осмислення Розуміння	50 хв
	<p>Практичні завдання. Написання рівнянь реакцій, ланцюжків перетворень. Студенти працюють біля дошки.</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв

	Лабораторна робота «Приготування розчину кобальт (II) нітрату розбавленням більш концентрованого розчину» Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.		
	Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Масова частка H_2SO_4 в розчині дорівнює 0,98%. Обчислити масову концентрацію H_2SO_4 молярну концентрацію і молярну концентрацію еквівалента H_2SO_4 враховуючи, що густина розчину дорівнює 1 кг/л.
2. Яку масу гліцерину необхідно розчинити в 100 г води, щоб одержаний розчин замерзав при 272,15 К? $M(C_3H_8O_3) = 92$ г/моль; $T_{зам. H_2O} = 273,15$ К.
3. Який з розчинів: а) 100г $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 1000г H_2O ; б) 100г $CO(NH_2)_2$ в 1000г H_2O буде замерзати при більш низькій температурі? $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342$ г/моль; $M(CO(NH_2)_2) = 60$ г/моль. Відповідь обґрунтувати.

4. Обчислити молекулярну масу неелектроліту, якщо розчин, що містить 12,8г цієї речовини в 100г води, замерзає при 271,15К. $T_{\text{зам.Н}_2\text{О}} = 271,15\text{К}$; $K_k = 1,86$ кг.К/моль.

5. Обчислити температуру замерзання розчину, в якому на 100г води припадає 3,6г глюкози. $T_{\text{зам.Н}_2\text{О}} = 273,15\text{К}$; $K_k = 1,86$ кг.К/моль.

6. Чи буде спостерігатися осмос, якщо привести в контакт через напівпроникну перегородку ізотонічні розчини глюкози і хлориду Чи однакові молярні концентрації хлориду натрію і хлориду кальцію в ізотонічних розчинах?

7. Назвати масову частку і молярну концентрацію хлориду натрію в розчині, що є ізотонічним стосовно крові.

8. Яке з явищ - гемоліз чи плазмоліз - буде спостерігатися, якщо клітину еритроциту занурити в розчин глюкози з молярною концентрацією $c(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 0,1$ моль/л при температурі 310К? $R = 8,31 \cdot 10^3$ л · Па/моль·К.

9. Чи буде розчин сахарози з масовою концентрацією $\rho(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 0,2$ г/мл ізотонічним по відношенню до розчину сечовини з молярною концентрацією $c(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 0,4$ моль/л? $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342$ г/моль.

10. Обчислити осмотичний тиск розчину гемоглобіну при температурі 300 К, якщо в 1 л розчину міститься 124г гемоглобіну, враховуючи, що макромолекула гемоглобіну має глобулярну форму. $R = 8,31 \cdot 10^{-3}$ л · Па / моль · К; $M(\text{гемоглобіну}) = 68000$ г/моль.

11. Обчислити осмотичний тиск фізіологічного розчину, де $\omega(\text{NaCl}) = 58,5$ г/моль; $R = 8,31 \cdot 10^3$ л · Па / моль · К; $i = 1,9$.

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 7: Розчини електролітів

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання значення водно-електролітного балансу для людського організму як необхідної умови гомеостазу демонструвати знання кількісного складу розчинів для приготування розчинів різної концентрації розчиненої речовини
- ✓ характеризувати кислотність біологічних рідин за величиною водневого показника рН
- ✓ визначати кислотність середовища та константу гідролізу в залежності від типу солі, що гідролізує.
- ✓ аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді

Мета:

- ✓ оцінювати придатність розчинів фармацевтичних препаратів для їх введення в кров з позиції їх осмотичного тиску
- ✓ розраховувати осмотичний тиск розчину та молярну масу розчиненої речовини
- ✓ вміти інтерпретувати кількісні характеристики сили електролітів і класифікувати їх
- ✓ проводити розрахунки.

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> Надзвичайно важливою властивістю живих організмів є кислотно-основний гомеостаз – сталість рН біологічних рідин у тканинах та органах, причому кожна біологічна рідина має свій певний оптимальний інтервал значень рН. Значення рН крові, спинно-мозкової рідини, слізної рідини, шлункового соку в нормі практично сталі. Ця сталість підтримується їхніми буферними системами (властивості буферних систем будуть розглянуті пізніше), вона необхідна, щоб забезпечити нормальне функціонування ферментів, регулювати осмотичний тиск та інші біохімічні показники організму.	Сприйняття	4 хв

	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	Обговорення питань відповідно до теми заняття. 1. Електроліти сильні та слабкі. 2. Ступінь дисоціації . 3. Константа дисоціації. 4. Закон розбавлення Оствальда. 5. Активність іонів сильних електролітів. 6. Коефіцієнт активності іонів сильних електролітів 7. Йонний добуток води, рН	Осмислення Розуміння	50 хв
	Практичні завдання. Написання рівнянь реакцій, ланцюжків перетворень, задач Студенти працюють біля дошки. Лабораторна робота «Розчини неелектролітів та електролітів», «Визначення умови утворення осаду» Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Молярна концентрація оцтової кислоти 0,01 моль/л. Визначити концентрація іонів водню у розчині, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 1,3 %.
- 2.Концентрація гідроксидний іонів у розчині кальцій гідроксиду дорівнює 10^{-4} моль/л. Визначити масу кальцій гідроксиду в 200 мл цього розчину, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100 %.
- 3.Масова концентрація натрій гідроксиду 4 г/л. Визначити концентрацію гідроксидний іонів у розчині, враховуючи, що ступінь дисоціації електроліту 100 %.
- 4.Вирахувати іонну силу розчину натрій сульфату з молярністю $\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,01$ моль/кг.
- 5.Вирахувати константу гідролізу солі $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ за першим ступенем, якщо $K_{\text{a}2}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
- 6.Вирахувати концентрацію іонів водню у розчині оцтової кислоти з $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,01$ моль/л, якщо ступінь дисоціації електроліту α дорівнює 0,015.
7. Концентрація гідроксидних іонів у розчині кальцій гідроксиду дорівнює 10^{-2} моль/л. Вирахувати масу кальцій гідроксиду в 500 мл цього розчину. Ступінь дисоціації електроліту 100 %.
8. Масова концентрація розчину натрій гідроксиду $\rho(\text{NaOH}) = 0,0004$ г/см³, ступінь дисоціації електроліту 100 %. Визначити концентрація гідроксидних іонів у розчині натрій гідроксид? $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль.
- 9.Вирахувати концентарцію гідроксидних іонів у розчині барій гідроксиду з $c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,05$ моль/л. Ступінь дисоціації електроліту α дорівнює 100 %.
- 10.Вирахувати іонну силу розчину (μ) алюміній сульфату, молярність якого $\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,01$ моль/кг.

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 8: Водневий показник. Гідроліз солей. Буферні розчини

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання поняття гідролізу
- ✓ характеризувати кисле, нейтральне та лужне середовище
- ✓ визначати кислотність середовища та константу гідролізу в залежності від типу солі, що гідролізує
- ✓ визначати типи солей, що підлягають гідролізу
- ✓ демонструвати знання буферних систем, їх класифікацію
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді

Мета:

- ✓ визначати роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму
- ✓ вміти писати рівняння гідролізу солей
- ✓ вміти інтерпретувати сумісний гідроліз солей
- ✓ вміти писати рівняння реакцій, що пояснюють механізм дії буферних розчинів
- ✓ проводити розрахунки.

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> Гідроліз солі – взаємодія іонів солі з водою, за якої відбувається іонізація молекул води, порушується рівновага дисоціації води і, як правило, змінюється рН розчину. Гідролізу можуть піддаватися хімічні сполуки різних класів: солі, білки, полісахариди, ефіри, нуклеїнові кислоти тощо. У неорганічній хімії найчастіше зустрічаються з	Сприйняття	4 хв

	гідролізом солей. Гідратація іонів солі не супроводжується іонізацією молекул води, а обмежується лише утворенням полярних ковалентних зв'язків за донорно-акцепторним механізмом чи електростатичною взаємодією.		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	Обговорення питань відповідно до теми заняття. 1. Поняття гідролізу. 2. Кисле, нейтральне та лужне середовище. 3. Зміщення гідролізу. 4. Типи солей, що підлягають гідролізу. 5. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму. 6. Класифікація буферних розчинів 7. Буферні системи організму людини	Осмислення Розуміння	50 хв
	Практичні завдання. Написання рівнянь реакцій, ланцюжків перетворень, задач Студенти працюють біля дошки. Лабораторна робота «Залежність рН розчину кислоти від концентрації», «Гідроліз солей» Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	Самостійна робота. Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв

	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Написати іонні та молекулярні рівняння першого ступеня гідролізу таких солей: натрій фосфату, натрій гідрогенфосфату, ферум (II) хлориду, цинк ацетату, натрій сульфіді, амоній ціаніді, алюміній хлориду.
2. Яку реакцію середовища повинні мати розчини таких солей амонію: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$? Відповідь мотивуйте.
3. Водний розчин якої з солей: натрій сульфату, амоній сульфату, цинк сульфату має найменше значення рН? Відповідь мотивуйте.
4. Водний розчин якої з солей: калій хлориду, амоній ацетату чи натрій карбонату має найбільше значення рН. Відповідь мотивувати.
5. Додавання яких реактивів до розчину FeCl_3 підсилить гідроліз солі:
а) HCl ; б) NaOH ; в) H_2O ; г) Na_2CO_3 ; д) NH_4Cl ?
Відповідь мотивуйте.
6. Обчисліть константу гідролізу: NaClO , якщо $K_d(\text{HClO}) = 5 \cdot 10^{-8}$ моль/л.
7. Обчисліть константу гідролізу NH_4NO_3 , якщо $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л.
8. Обчисліть константу гідролізу NH_4NO_2 , якщо $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а $K_d(\text{HNO}_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.
9. Обчисліть рН водного розчину Na_2HPO_4 , якщо $K_d(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 6,2 \cdot 10^{-8}$ моль/л, а $c(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0,02$ моль/л.
10. Обчислити рН водного розчину NH_4Cl , якщо $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а $c(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,01$ моль/л.

11. Обчислити рН водного розчину NH_4CN , якщо $K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л, а $K_d(\text{HCN}) = 7,2 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 9: Окисно-відновні процеси, класифікація та умови перебігу

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про ступінь окиснення
- ✓ демонструвати знання про окисно-відновні реакції
- ✓ демонструвати знання про окисник, відновник, окиснення, відновлення
 - ✓ демонструвати знання про складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу та методом напівреакцій
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ вміти висвітлити сучасні уявлення окисно-відновні реакції
- ✓ вміти складати рівняння окисно-відновних реакцій методом електронного балансу та методом напівреакцій
- ✓ визнати типи окисно-відновних реакцій
- ✓ вміти визначати умови перебігу окисно-відновних реакцій
- ✓ аналізувати напрямок окисно-відновного процесу

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> Окисно-відновні реакції найбільш поширені і відіграють значну роль у живій та неживій природі. Вони є основою життєдіяльності: з ними пов'язані процеси дихання та обміну речовин у	Сприйняття	4 хв

	живих організмах, гниття та бродіння, а також фотосинтез. Завдяки окисно-відновним реакціям відбувається перетворення хімічної енергії в біохімічну. Серед лікарських препаратів є окисники і відновники, наприклад: H_2O_2 – окисник і відновник (залежно від партнера), аскорбінова кислота – відновник, $KMnO_4$ – окисник.		
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		13 хв
Основний (65%)	Обговорення питань відповідно до теми заняття. <ol style="list-style-type: none"> 1. Ступінь окиснення. 2. Окисники та відновники 3. Процеси окиснення та відновлення. 4. Складання окисно-відновних реакцій. 5. Метод електронного балансу. 6. Типи окисно-відновних реакцій. 7. Стандартний окисно-відновний потенціал. Напрямок окисно-відновного процесу. 	Осмислення Розуміння	50 хв
	Практичні завдання. Написання рівнянь реакцій, ланцюжків перетворень. Студенти працюють біля дошки. Лабораторна робота «Окисно-відновні реакції» Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	Самостійна робота.	Застосування на практиці	15 хв

	Оформити протокол лабораторної роботи в лабораторному журналі	Пошукова творча діяльність	
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій:

$$\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{HCl} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{CH}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{CH}_3\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$$
2. Методом напівреакцій підібрати коефіцієнти в таких схемах:

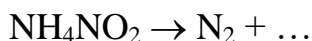
$$\text{NaBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} + \text{KOH};$$

$$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$$

$$\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}.$$
3. Складіть рівняння окисно-відновних реакцій:

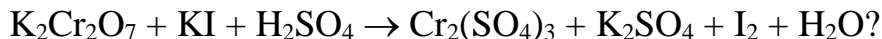
$$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \dots$$



4. У схемі окисно-відновної реакції пропущена формула продукту окиснення. Напишіть її:



5. Який коефіцієнт повинен бути перед окисником у рівнянні реакції:



6. Підберіть коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції. Визначте в якому напрямку відбуватиметься реакція, використовуючи значення стандартних окисно-відновних потенціалів напівреакцій:



Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 10: Основні поняття координаційної хімії

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про комплексні сполуки
- ✓ демонструвати знання про класифікацію комплексних сполук
- ✓ демонструвати знання про поширення комплексних сполук у природі
- ✓ демонструвати знання про застосування комплексних сполук у фармації та медицині
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ вміти висвітлити сучасні уявлення про будову координаційних сполук. Ідентифікувати складові структурні елементи координаційних сполук (комплексоутворювач, ліганди, внутрішня та зовнішня сфера координаційних сполук).
- ✓ вміти складати рівняння реакції утворення координаційних сполук.
- ✓ класифікувати типи координаційних сполук в залежності від їх складу .
- ✓ складати рівняння реакції утворення різних типів координаційних сполук.
- ✓ аналізувати хімічні властивості координаційних сполук, писати відповідні рівняння реакції.

Обладнання:

1. Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Хімічний посуд, хімічні реактиви.
4. Газовий пальник.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Формування мотивації <i>Актуальність теми:</i> Координаційні сполуки мають важливе значення в устрої живої та неживої природи. Наприклад, багато які природні мінерали є солями (вапняк, мармур – CaCO_3 ; галіт – NaCl ; сильвін – KCl ; флюорит – CaF_2 тощо). Соли $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ (гідроксиапатит), що є основою кісткової тканини і зубної емалі, та CaC_2O_4 , що входить до складу каменів в нирках, – виразні приклади солей в організмі людини. Більшість d-елементів, які є незамінними мікроелементами, в біосередовищах існують у вигляді координаційних сполук з органічними молекулами (Fe^{2+} як комплексоутворювач входить до складу гемоглобіну, Co^{3+} – до складу вітаміну B_{12} , а Mg^{2+} – до складу хлорофілу тощо).	Сприйняття	4 хв
	Контроль початкового рівня підготовки (стандартизовані засоби контролю)		
Основний (65%)	Обговорення питань відповідно до теми заняття.	Осмислення Розуміння	50 хв

	<p>9. Будова та номенклатура координаційних сполук.</p> <p>10. Реакції утворення координаційних сполук.</p> <p>11. Типи координаційних сполук.</p> <p>12. Номенклатура координаційних сполук.</p> <p>13. Методи одержання координаційних сполук.</p> <p>Хімічні властивості координаційних сполук</p>		
	<p>Практичні завдання.</p> <p>. Написання рівнянь реакцій, ланцюжків перетворень.</p> <p>Студенти працюють біля дошки.</p> <p>Лабораторна робота «Комплексні сполуки»</p> <p>Студенти виконують завдання відповідно до протоколу в лабораторному журналі.</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	20 хв
	<p>Самостійна робота.</p> <p>Оформити протокол лабораторної роботи №4 в лабораторному журналі</p>	Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	15 хв
	Узагальнення знань	Закріплення	6 хв
Заключний (20%)	Контроль кінцевого рівня підготовки (письмове тестування)	Відтворювання	20 хв
	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		3 хв
	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв

Рекомендована література.

1. Т.Д Рева, О.Б. Тимошук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
2. Тимошук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Які сполуки називають комплексними? Як комплексні сполуки дисоціюють у водних розчинах?
2. Що таке комплексоутворювач, ліганд, координаційне число (кч) комплексоутворювача, дентатність лігандів?
3. Які типи комплексних сполук ви знаєте? Наведіть приклади.
4. Назвіть за систематичною номенклатурою такі комплексні сполуки:
а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, в) $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$,
г) $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$, д) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, е) $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$.
5. Скласти формули таких комплексних сполук:
а) триакватрифторокобальт (III); б) калій гексаціаноферат (III);
в) триамінбромоплатина (II) бромід; г) калій дийодокупрат (I).
6. Визначте ступені окиснення та координаційні числа комплексоутворювачів в наступних комплексних іонах:
а) $[\text{SnF}_6]^{2-}$, б) $[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]^-$, в) $[\text{AuCl}_4]^-$, г)
 $[\text{Pt}(\text{OH})_6]^{2-}$,
д) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]^{3+}$, е) $[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, є) $[\text{Pt}(\text{SO}_3)_4]^{4-}$,
ж) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, з) $[\text{Pt}(\text{NO}_3)_2\text{Cl}_4]^{2-}$, и) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{CNS}]^{2+}$.
7. Яку дентатність можуть мати ліганди у монодентатних комплексах, що утворилися із таких іонів і молекул: NCS^- , H_2O , Cl^- , $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$, N_2H_4 , SO_4^{2-} , NH_3 , OH^- , CN^- ?
8. Складіть формули всіх можливих комплексних сполук, використовуючи як комплексоутворювач Co^{3+} (координаційне число дорівнює шести), а як ліганди – NH_3 , NO_2^- , іони зовнішньої сфери – K^+ , NO_2^- .
9. Напишіть рівняння реакцій утворення таких комплексних сполук:
а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, в) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.
10. Складіть координаційні формули комплексних сполук за наступними емпіричними формулами:
а) $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, б) $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$, в) $3\text{NaCl} \cdot \text{CrCl}_3$,
г) $2\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$, д) $\text{SiF}_4 \cdot \text{BaF}_2$, е)
 $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$,
є) $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$, ж) $\text{KCl} \cdot \text{PtCl}_4 \cdot \text{NH}_3$, з) $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$.
11. Перелічіть головні типи ізомерії комплексних сполук.

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,

Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Тема заняття № 11: Узагальнення та взаємозв'язок основних понять та законів загальної хімії

Компетенції:

- ✓ демонструвати знання про основні поняття хімії
- ✓ демонструвати знання про основні закони загальної хімії
- ✓ демонструвати здатність працювати в команді.

Мета:

- ✓ вміти висвітлити сучасні уявлення про будову координаційних сполук. Ідентифікувати складові структурні елементи координаційних сполук (комплексоутворювач, ліганди, внутрішня та зовнішня сфера координаційних сполук).
- ✓ вміти складати рівняння реакції утворення координаційних сполук.
- ✓ класифікувати типи координаційних сполук в залежності від їх складу .
- ✓ складати рівняння реакції утворення різних типів координаційних сполук.
- ✓ аналізувати хімічні властивості координаційних сполук, писати відповідні рівняння реакції.

Обладнання:

- 1.Правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії – друкована копія.
2. Дошка, крейда, демонстраційні матеріали – величини, що характеризують кількісний склад розчинів.
3. Роздатковий матеріал.

План та організаційна структура заняття

Назва етапу	Опис етапу	Рівні засвоєння	Час
Підготовчий (15% від тривалості заняття)	Організаційні питання	Ознайомлення	2 хв
	Оголошення структури контрольної роботи, кількості завдань, часу на виконання, критеріїв оцінювання	Сприйняття	10хв
Основний (65%)	Написання завдань контрольної роботи.	Осмислення Розуміння Застосування на практиці Пошукова творча діяльність	70 хв
Заключний (20%)	Загальна оцінка навчальної діяльності студента		6 хв

	Інформування студентів про тему наступного заняття та завдання до самостійної роботи		2 хв
--	--	--	------

Рекомендована література.

- 1.Т.Д Рева, О.Б. Тимощук, О.О. Костирко, Г.М. Зайцева, В.О. Калібабчук Загальна та неорганічна хімія навч.-метод. посібник. К.: Едельвейс, 2018.-176 с.
- 2.Тимощук О.Б., Костирко О.О. Методичні вказівки для самостійної до-аудиторної роботи та підготовки до лабораторних робіт з курсу «ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ». Навчально-методичний посібник. Електронний посібник. Київ, 2023 – 45 с.

Питання до самопідготовки студента до практичного заняття:

1. Виконати розрахунки з приготуванням розчинів:
Змішали 100 мл водного розчину з $\omega_1(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,3\%$ і 50 мл з $\omega_2(\text{H}_2\text{O}_2) = 3\%$. Обчислити $\omega_3(\text{H}_2\text{O}_2)$ в одержаному розчині. Густини розчинів вважати рівними 1 г/мл.
2. Виконати розрахунки з приготуванням розчинів:
Який об'єм води потрібно додати до 200мл розчину з масовою часткою NaCl $\omega_1(\text{NaCl}) = 2\%$, щоб одержати розчин натрій хлориду з $\omega_2(\text{NaCl}) = 0,9\%$? Вважати, що ρ води дорівнює 1г/мл, густина вихідного розчину дорівнює 1,05г/мл.
3. Виконати розрахунки з приготуванням розчинів:
Обчислити об'єм води, який треба додати до 400 л розчину соляної кислоти з $c(\text{HCl})$ 0,35 моль/л, щоб одержати розчин з $c(\text{HCl})$ 0,1 моль/л.
4. Визначити, в розчинах яких з наведених солей відбувається гідроліз:
ферум (III) нітрат; натрій сульфат; барій сульфат;
Яка реакція середовища в водному розчині солей? Відповідь аргументувати.
5. Визначити, в розчинах яких з наведених солей відбувається гідроліз:
калій нітрат; натрій сульфат; амоній карбонат;
Яка реакція середовища в водному розчині солей? Відповідь аргументувати.
6. Охарактеризувати вплив середовища в реакції KMnO_4 з K_2SO_3 .
7. Навести реакції добування у лабораторії кисню, водню, аміаку.
8. Електронна теорія будови атома. Періодичний закон у світлі сучасної теорії будови атома
9. Природа хімічного зв'язку. Будова молекул. Міжмолекулярний зв'язок
- 10.Класифікація та номенклатура неорганічних сполук. Оксиди, кислоти, основи, солі.

- 11.Комплексні сполуки. Класифікація та номенклатура. Природа комплексоутворення, біологічна роль та принципи практичного застосування
- 12.Окисно-відновна взаємодія. Електроодні процеси. Окисно-відновний потенціал
- 13.Термодинамічні та кінетичні особливості перебігу хімічних реакцій. Хімічна рівновага
- 14.Добуток розчинності.
- 15.Розчини неелектролітів та електролітів. Теорії кислот та основ.
- 16.Водневий показник кислотності середовища.
- 17.Реакції гідролізу солей.

Розробники методичної рекомендації:

Тимошук О.Б., доцентка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії,
Зайцева Г.М., завідувачка кафедри аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.