

Міністерство охорони здоров'я України
Національний медичний університет імені О.О. Богомольця

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до лекції

«Електронна теорія будови атома»

(для студентів вечірньої форми навчання)

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія»

Напрямок підготовки 22 «Охорона здоров'я»

Спеціальність 226 «Фармація, промислова фармація»

Кафедра аналітичної, фізичної та колоїдної хімії

Затверджено на засіданні кафедри від 28 серпня 20223 року, протокол № 1.

Розглянуто та затверджено на засіданні ЦМК зі спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація» від 31.08.2023 року, протокол № 1

Вид лекції: традиційна (інформаційна, проблемна).

Компетенції:

- 1) формувати знання про будову атома, теорії будови атома
- 2) формувати знання про електронну орбіталь та квантові числа
- 3) формувати знання про принцип мінімуму енергії, правило Ф. Хунда
- 4) формувати поняття про s -, p -, d -, f - елементи, періодична зміна металічних та неметалічних, окисних та ідновлювальних властивостей елементів

Мета лекції:

- 1) дидактична мета – сформувати систематизовані знання про будову атома: протон, нейтрон, електрон, електронну орбіталь та квантові числа, електронно-структурна формула атома, йона, принцип мінімуму енергії, правило Ф. Хунда
- 2) виховна мета – сприяти формуванню наукового світогляду, підвищення рівня правової культури, моральних, естетичних та інших якостей особистості;
- 3) розвивальна мета – розвивати інтелектуальні здібності, мислення, самостійність.

Обладнання лекції: комп'ютерна техніка та відповідне програмне забезпечення, мультимедійна система, екран для мультимедійної системи.

Завдання лекції:

- 1) знати основи будови атома;
- 2) знати, що таке електрон, електронну орбіталь та квантові числа;
- 3) знати електронно-структурна формула атома, йона, принцип мінімуму енергії, правило Ф. Хунда.

План лекції:

1. Вступна частина.
2. Основні питання лекції.
 - 2.1. Атом. Його склад. Поняття про ізотопи. Квантово-механічна модель атома.
 - 2.2. Квантові числа електронів.
 - 2.3. Правила (принципи) заповнення електронами енергетичних рівнів, підрівнів.
 - 2.4. Електронні формули атомів хімічних елементів.
 - 2.5. Енергетичні діаграми.
3. Підсумки.

Опис етапів лекції

Назва етапу лекції	Зміст етапів	Освітня мета етапу	Час
Вступна частина	На початку ХХ ст. вважали, що електрони – це частинки, які обертаються на певних орбітах навколо ядра (як планети навколо сонця). Але, пізніше результати дослідів засвідчили, що електрон має двоїсту природу – властивості частки і хвилі.	Розкрити актуальність теми лекції та можливості використання отриманих знань у професійній діяльності; ознайомити студентів з планом лекції.	2 хв.
Атом. Його склад. Поняття про ізотопи. Квантово-механічна модель атома	Атом – електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів. Ядро вміщує позитивно заряджені протони і нейтральні нейтрони Хімічний елемент – вид атомів з однаковим зарядом ядра	Оволодіти знаннями щодо основних понять хімії.	8 хв.

	 <p>Ізотопи – вид атомів одного і того ж хімічного елементу, що мають різні масові числа (або атомні маси), тобто однакове число протонів, але різне число нейтронів</p>		
Квантові числа електронів	Положення електронів в атомі можна описати за допомогою чотирьох квантових чисел : головне квантове число, орбітальне, або азимутальне, або побічне квантове число, магнітне квантове число, спінове квантове число	Розкрити сутність чотирьох квантових чисел.	8 хв.
Правила (принципи) заповнення електронами енергетичних рівнів, підрівнів	Електрони, які знаходяться на однаковій відстані від ядра і мають приблизно однакову енергію, утворюють енергетичний рівень . Принцип мінімальної енергії : електрони в першу чергу заповнюють підрівні, що мають найменшу енергію. Правило Хунда : підрівні в першу чергу заповнюються неспареними електронами таким чином, щоб їх спінове число було б максимальним; після заповнення підрівней неспареними електронами продовжується їх заповнення з утворенням пар з антипаралельними спінами. Принцип Паулі : В атомі не може бути двох або більше електронів з однаковими чотирма квантовими числами	Оволодіти знаннями щодо правил заповнення електронами енергетичних рівнів і підрівнів.	8 хв.
Електронні формули атомів хімічних елементів	 <p>Схема розподілу електронів по енергетичних рівнях</p> <p>Графічна формула (креслимо квадратики орбіта лі та позначасмо стрілками електрони)</p>	Оволодіти знаннями та навиками написання електронних формул атомів хімічних елементів	8 хв
Енергетичні діаграми	<p>Атом Нітогену</p>  <p>Атом Хлору</p> 	Оводіти знаннями про енергетичні діагарми атомів хімічних елементів	8 хв

Підсумки	Таким чином, для розуміння загальної картини будови світу, необхідно розуміти будову атома, поняття хімічний елемент, ізотопи	Узагальнити отримані знання щодо будови атома, поняття ізотопу, хімічного елементу, розподілу електронів в атомі, електронні формули та енергетичні діаграми	3 хв.
----------	---	--	-------

Кейси для обговорення зі студентами під час лекції

Кейс 1 (до питання 2.1)

Охарактеризувати модель будови атома за Резерфордом.

Відповідь до кейсу 1: За цією моделлю атом складається із невеликого додатньо зарядженого ядра, в якому зосереджена майже вся маса атома, навколо якого рухаються електрони, подібно до того, як планети рухаються навколо Сонця.

Кейс 2 (до питання 2.2)

Чим відрізняється поняття електронної хмари від електронної орбіталі.

Відповідь до кейсу 2: Електронна хмара — модель руху електрона в атомі; область простору, у кожній точці якої може перебувати даний електрон. Електронна орбіталь — область навколоядерного простору, в якій ймовірність знаходження електрона більше 90 %.

Кейс 3 (до питання 2.3)

Сформулюйте принцип мінімальної енергії, правило Клечковського та правило Хунда

Відповідь до кейсу 3: **Перше правило Клечковського:** Заповнення електронами енергетичних підрівнів відбувається по мірі зростання суми $(n + l)$ – головного і побічного квантових чисел. Якщо для двох атомних орбіталей значення $(n + l)$ однакові, то згідно з **другим правилом Клечковського**, першою заповнюється електронами атомна орбіталь з меншим значенням n (головного квантового числа). Згідно **правила Хунда**, найстійкішим станом атома є такий, у якому сумарний спін усіх його електронів максимальний.

Кейс 4 (до питання 2.4)

Чому Атом Оксигену може виявляти валентність у сполуках лише II, а Сульфур – II, IV, VI?

Відповідь до кейсу 4: Оксиген знаходиться у другому періоді Періодичної системи, а значить, що у нього відсутній d-підрівень. Значить від не може збільшувати валентності, переходячи у збуджений стан, як Сульфур.

Кейс 5 (до питання 2.5)

Сим відрізняється енергетисна діаграма Карбону в основному і збудженому станах

Відповідь до кейсу 5:



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. Тимощук О.Б., Костирко О.О., Зайцева Г.М. 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 для самопідготовки студента до лекції

1. Планетарна модель будови атома.
2. Хімічний елемент, ізотопи.
3. Основні характеристики квантових чисел.
4. Правила заповнення електронами енергетичних рівнів та підрівнів.
5. Основний і збуджений стан атомів.

доцент закладу вищої освіти
кафедри аналітичної, фізичної та
колоїдної хімії, к.х.н.
Тимощук О.Б.

Методична розробка складена

Міністерство охорони здоров'я України
Національний медичний університет імені О.О. Богомольця

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до лекції
«Природа хімічного зв'язку. Будова молекул.
Міжмолекулярний зв'язок»
(для студентів вечірньої форми навчання)

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія»
Напрямок підготовки 22 «Охорона здоров'я»
Спеціальність 226 «Фармація, промислова фармація»
Кафедра аналітичної, фізичної та колоїдної хімії

Затверджено на засіданні кафедри від 28 серпня 20223 року, протокол № 1.
Розглянуто та затверджено на засіданні ЦМК зі спеціальності 226 «Фармація,
промислова фармація» від 31.08.2023 року, протокол № 1

Вид лекції: традиційна (інформаційна, проблемна).

Компетенції:

- 1) формувати знання про хімічний зв'язок, характеристики хімічного зв'язку
- 2) формувати знання про σ -, π -, δ -зв'язки
- 3) формувати знання про гібридизацію атомних орбіталей, типи гібридизації
- 4) формувати поняття про донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку

Мета лекції:

- 1) дидактична мета – сформувати систематизовані знання про хімічний зв'язок, характеристики хімічного зв'язку, σ -, π -, δ -зв'язки, гібридизацію атомних орбіталей, типи гібридизації, донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку, водневий зв'язок
- 2) виховна мета – сприяти формуванню наукового світогляду, підвищення рівня правової культури, моральних, естетичних та інших якостей особистості;
- 3) розвивальна мета – розвивати інтелектуальні здібності, мислення, самостійність.

Обладнання лекції: комп'ютерна техніка та відповідне програмне забезпечення, мультимедійна система, екран для мультимедійної системи.

Завдання лекції:

- 1) знати поняття про хімічний зв'язок, характеристики хімічного зв'язку;
- 2) знати, що таке σ -, π -, δ -зв'язки;
- 3) знати про гібридизацію атомних орбіталей, типи гібридизації;
- 4) знати про донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

План лекції:

1. Вступна частина.
2. Основні питання лекції.
 - 2.1. Природа (поняття) хімічного зв'язку.
 - 2.2. Ковалентний зв'язок.
 - 2.3. Йонний зв'язок.
 - 2.4. Металічний зв'язок.
 - 2.5. Водневий зв'язок.
3. Підсумки.

Опис етапів лекції

Назва етапу лекції	Зміст етапів	Освітня мета етапу	Час
Вступна частина	Сучасного вигляду теорія хімічного зв'язку почала набувати після того, як Г. Льюїс та В. Коссель у 1916 р. відзначили, що атоми утворюють хімічний зв'язок для того, щоб доповнити свою електронну оболонку до певної «магічної» кількості електронів. Для водню це число дорівнює 2, для атомів другого періоду — 8, третього — 18. Якщо розглядати лише зовнішню електронну оболонку, то для більшості елементів це число становитиме 8 (правило октету).	Розкрити актуальність теми лекції та можливості використання отриманих знань у професійній діяльності; ознайомити студентів з планом лекції.	2 хв.
Природа (поняття) хімічного зв'язку	Зв'язок, що утворюється між атомами однакових або різних елементів для досягнення енергетично стабільного стану називається хімічним зв'язком . Відстань, на якій сили притягання і	Оволодіти знаннями щодо поняття та основних характеристик хімічного зв'язку.	8 хв.

	<p>відштовхування між атомами урівноважуються і система досягає мінімального енергетичного стану, називається довжиною зв'язку. Утворення хімічного зв'язку між атомами супроводжується вивільненням певної кількості енергії, яка називається енергією зв'язку. Чим більша кількість енергії виділяється, тим міцніший утворюється зв'язок і тим коротша довжина зв'язку. Американський вчений Дж. Льюїс в 1916 р. заклав основи сучасної інтерпретації хімічного зв'язку, визначивши, що участь в утворенні зв'язку приймають електрони зовнішнього енергетичного рівня (валентні електрони).</p>		
Ковалентний зв'язок.	<p>В утворенні ковалентного зв'язку приймають участь неспарені електрони, які спаровуються і утворюють спільні електрони пари. В результаті атомні орбіталі перекриваються. σ-зв'язок - область перекривання лежить на лінії, яка з'єднує центри атомів. π-зв'язок – область перекривання лежить по обидві сторони від лінії, яка з'єднує центри атомів. Зв'язок між атомами неметалів однієї і тієї ж природи (одного і того ж елемента) ковалентний неполярний. Зв'язок між атомами неметалів близької природи – ковалентний полярний. Гібридизація – це перекривання (перемішування) різних за природою атомних орбіталей (s, p) з утворенням гібридних атомних орбіталей.</p>	Розкрити сутність ковалентного зв'язку, гібридизації.	8 хв.
Йонний зв'язок	<p>Зв'язок між атомами, які різко відрізняються своєю електронегативністю між типовими металами та типовими неметалами). Йонний зв'язок виникає між атомами з суттєво відмінною електронегативністю. Якщо різниця електронегативностей елементів більше 1,7 – виникає йонний зв'язок, якщо менше – ковалентний.</p>	Оволодіти знаннями щодо сутності йонного зв'язку.	8 хв.
Металічний зв'язок	<p>У вузлах кристалічної ґратки металів знаходяться атоми, які мають від 1 до 3 електронів, що зумовлює невелику електронну густину на зовнішньому рівні. Тому в процесі кристалізації атоми легко зближуються і узагальнюють електрони (узагальнені електрони називають електронний газ або електрони провідності). Обмін електронами надає остову атома позитивний потенціал, хоча він і відрізняється від йона. Наявність електронного газу пояснює добру тепло- і електропровідність металів. Крім електростатичної взаємодії (кулонівські сили),</p>	Оволодіти знаннями про металічний зв'язок.	8 хв

	мають місце особливі обмінні та інші сили квантово-механічного походження.		
Водневий зв'язок	Виникає між позитивно поляризованим атомом Гідрогену однієї молекули та негативно поляризованим атомом іншої молекули. Наявність водневого зв'язку істотно впливає на фізичні та хімічні властивості речовин.	Оводіти знаннями про водневий зв'язок	8 хв
Підсумки	Таким чином, в природі будь-яка матеріальна система спонтанно намагається досягти стану, що характеризується мінімальною потенціальною енергією, тобто стану максимальної стабільності. Саме з цієї причини вода гірських озер сходить в долини, а стиснута пружина намагається розправитись. Відомо також, що атоми, дуже рідко існують в ізолюваному стані, більшість їх об'єднується з утворенням молекул. Це дає підстави думати, що під час утворення молекули атоми досягають більш енергетично стабільного стану.	Узагальнити отримані знання щодо поняття хімічного зв'язку, типів та механізмів утворення хімічного зв'язку	3 хв.

Кейси для обговорення зі студентами під час лекції

Кейс 1 (до питання 2.1)

Які основні параметри хімічного зв'язку?

Відповідь до кейсу 1: Основні характеристики хімічного зв'язку – це його енергія, довжина (між'ядерні відстані), кут між зв'язками (валентні кути).

Кейс 2 (до питання 2.2)

Чим відрізняється поняття пі- та сигма- зв'язків.

Відповідь до кейсу 2: пі-зв'язок визначається як той, що має одну вузлову площину, крізь яку проходить вісь, котра з'єднує два ядра. На відміну від пі-зв'язку, сигма-зв'язок не має вузлової площини, а дельта-зв'язок має дві вузлові площини.

Кейс 3 (до питання 2.3)

Які речовини утворені йонним зв'язком?

Відповідь до кейсу 3: Хімічний зв'язок, утворений за допомогою взаємодії йонів, називають йонним зв'язком. Речовини, що складаються з йонів, називаються йонними сполуками. Вони утворені типовими металами і типовими неметалами

Кейс 4 (до питання 2.4)

Що таке «електронний газ»?

Відповідь до кейсу 4: Це делокалізовані електрони, які містять у кристалічній ґратці металів

Кейс 5 (до питання 2.5)

Які є види водневого зв'язку?

Відповідь до кейсу 5: Міжмолекулярний та внутрішньомолекулярний.

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., Зайцева Г.М. 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 для самопідготовки студента до лекції

1. Класифікація хімічного зв'язку.
2. Особливості ковалентного зв'язку.
3. Типи гібридизації атомних орбіталей.
4. Йонний зв'язок, особливості утворення.
5. Металічний зв'язок.
6. Особливості та види водневого зв'язку.

Методична розробка складена

доцент закладу вищої освіти
кафедри аналітичної, фізичної та
колоїдної хімії, к.х.н.
Тимощук О.Б.

Міністерство охорони здоров'я України
Національний медичний університет імені О.О. Богомольця

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до лекції
«Розчини неелектролітів та електролітів.
Теорії кислот та основ.»
(для студентів вечірньої форми навчання)

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія»
Напрямок підготовки 22 «Охорона здоров'я»
Спеціальність 226 «Фармація, промислова фармація»
Кафедра аналітичної, фізичної та колоїдної хімії

Затверджено на засіданні кафедри від 28 серпня 20223 року, протокол № 1.
Розглянуто та затверджено на засіданні ЦМК зі спеціальності 226 «Фармація,
промислова фармація» від 31.08.2023 року, протокол № 1

Вид лекції: традиційна (інформаційна, проблемна).

Компетенції:

- 1) формувати знання про значення водно-електролітного балансу для людського організму
- 2) формувати знання про кислотність біологічних рідин за величиною водневого показника рН
- 3) формувати знання про взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів
- 4) формувати поняття про кислоти та основи з точки зору теорії електролітичної дисоціації

Мета лекції:

- 1) дидактична мета – сформувати систематизовані знання про кислоти, основи, показник рН, водно-електролітний баланс, теорію електролітичної дисоціації
- 2) виховна мета – сприяти формуванню наукового світогляду, підвищення рівня правової культури, моральних, естетичних та інших якостей особистості;
- 3) розвивальна мета – розвивати інтелектуальні здібності, мислення, самостійність.

Обладнання лекції: комп'ютерна техніка та відповідне програмне забезпечення, мультимедійна система, екран для мультимедійної системи.

Завдання лекції:

- 1) знати поняття про електроліти та неелектроліти;
- 2) знати, що таке водно-електролітний баланс;
- 3) знати про рН розчину, кислоти, основи;
- 4) знати про теорію електролітичної дисоціації.

План лекції:

1. Вступна частина.
2. Основні питання лекції.
 - 2.1. Електроліти і неелектроліти.
 - 2.2. Ступінь та константа дисоціації.
 - 2.3. Дисоціація води, рН розчину.
3. Підсумки.

Опис етапів лекції

Назва етапу лекції	Зміст етапів	Освітня мета етапу	Час
Вступна частина	На межі XVIII-XIX століть, для дослідження властивостей речовини почали застосовувати електричний струм й звернули увагу на те, що одні речовини, перебуваючи у водному розчині, проводять електричний струм, а інші – не проводять. Речовини, які проводять струм у водному розчині або розплаві не проводять його в сухому вигляді. Електрична провідність розчинів електролітів зумовлена наявністю в них позитивно і негативно заряджених йонів, які утворюються з молекул або кристалів речовин під впливом води.	Розкрити актуальність теми лекції та можливості використання отриманих знань у професійній діяльності; ознайомити студентів з планом лекції.	2 хв.
Електроліти і неелектроліти	Електролітами називають речовини, водні розчини яких проводять електричний струм. До таких речовин належать солі, луги і кислоти. У цих речовинах є іонний або ковалентний	Оволодіти знаннями про електроліти, неелектроліти, ТЕД.	8 хв.

	<p>сильнополярний хімічний зв'язок. Неелектролітами називають речовини, водні розчини яких не проводять електричного струму. До таких речовин належать, наприклад, кисень, азот, водень, метан, цукор та ін. Для цих речовин характерний ковалентний неполярний зв'язок. Процес розпаду електроліту на йони під час розчинення у воді чи іншому розчиннику, або під час розплавлення називається електролітичною дисоціацією. С.А. Арреніус у 1887 р. сформулював положення про електролітичну дисоціацію.</p>		
Ступінь та константа дисоціації	<p>Константа дисоціації – це відношення добутку концентрації іонів до концентрації недисоційованих молекул. α - ступінь дисоціації; n – число іонів. Константа дисоціації характеризує здатність даного електроліту розкладатися на іони, чим вище константа дисоціації, тим легше електроліт розкладеться на іони.</p>	Розкрити сутність кількісних характеристик процесу дисоціації	8 хв.
Дисоціація води, рН розчину	<p>$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ Експериментально встановлено, що при 25°C $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л.</p> $K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$ <p>звідки $K_{\text{H}_2\text{O}}[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$</p> <p>Величину K_w називають <i>іонний добуток води</i> і при незмінній температурі він сталий. рН (водневий показник), рОН⁻ (гідроксильний показник). рН+ рОН = 14</p>	Оволодіти знаннями щодо поняття рН розчину, кислотності середовища.	8 хв.
Підсумки	<p>Багато процесів відбуваються лише при певних значеннях рН. Так, рН шлункового соку людини – 1,7, відхилення від цього значення ведуть до порушення процесів травлення. Рослини нормально ростуть на ґрунтах з відповідним для даного виду значенням рН. Велика роль рН у проходженні окисно-відновних процесів</p>	Узагальнити отримані знання щодо поняття ТЕД, електролітів та неелектролітів, рН розчинів	3 хв.

Кейси для обговорення зі студентами під час лекції

Кейс 1 (до питання 2.1)

Наведіть приклади речовин електролітів та неелектролітів

Відповідь до кейсу 1: Електроліти – кислоти, луги, солі, неелектроліти – цукор, глюкоза, метан.

Кейс 2 (до питання 2.2)

Від чого залежить ступінь дисоціації?

Відповідь до кейсу 2: природи електроліту, природи розчинника, концентрації електроліту та температури.

Кейс 3 (до питання 2.3)

Які індикатори використовуються для визначення рН розчину?

Відповідь до кейсу 3: Фенолфталеїн, метилоранж, лакмус тощо.

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., Зайцева Г.М. 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 для самопідготовки студента до лекції

1. Класифікація електролітів.
2. Ступінь дисоціації.
3. Константа дисоціації.
4. рН розчину, його розрахунок.
5. Кислотно-основні індикатори.
6. Ацидоз і алкалоз

Методична розробка складена

доцент закладу вищої освіти
кафедри аналітичної, фізичної та
колоїдної хімії, к.х.н.
Тимощук О.Б.

Міністерство охорони здоров'я України
Національний медичний університет імені О.О. Богомольця

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до лекції
«Окисно-відновна взаємодія. Електродні процеси. Окисно-відновні та біоелектричні потенціали»
(для студентів вечірньої форми навчання)

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія»
Напрямок підготовки 22 «Охорона здоров'я»
Спеціальність 226 «Фармація, промислова фармація»
Кафедра аналітичної, фізичної та колоїдної хімії

Затверджено на засіданні кафедри від 28 серпня 20223 року, протокол № 1.
Розглянуто та затверджено на засіданні ЦМК зі спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація» від 31.08.2023 року, протокол № 1

Вид лекції: традиційна (інформаційна, проблемна).

Компетенції:

- 1) формувати знання про електронну теорію окисно-відновних реакцій
- 2) формувати знання про класифікацію окисно-відновних реакцій
- 3) формувати знання про правила написання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу

Мета лекції:

- 1) дидактична мета – сформувати систематизовані знання про електронну теорію окисно-відновних реакцій, окисник, відновник;
- 2) виховна мета – сприяти формуванню наукового світогляду, підвищення рівня правової культури, моральних, естетичних та інших якостей особистості;
- 3) розвивальна мета – розвивати інтелектуальні здібності, мислення, самостійність.

Обладнання лекції: комп'ютерна техніка та відповідне програмне забезпечення, мультимедійна система, екран для мультимедійної системи.

Завдання лекції:

- 1) знати поняття про теорію ОВР;
- 2) знати, що таке окисник, відновник, окиснення, відновлення;
- 3) знати класифікацію окисно-відновних реакцій;
- 4) знати про метод електронного балансу.

План лекції:

1. Вступна частина.
2. Основні питання лекції.
 - 2.1. Теорія ОВР, окисник, відновник.
 - 2.2. Класифікація ОВР.
 - 2.3. Метод електронного балансу.
3. Підсумки.

Опис етапів лекції

Назва етапу лекції	Зміст етапів	Освітня мета етапу	Час
Вступна частина	Окисно-відновні процеси – одні з найважливіших процесів природи. Ці реакції належать до числа найбільш розповсюджених хімічних реакцій й мають величезне значення в теорії і практиці. До них належать: перетворення хімічної енергії на електричну чи теплову енергію продуктів згоряння, процеси, що відбуваються в гальванічних елементах і акумуляторах, на окисно-відновних реакціях засновані методи об'ємного аналізу в аналітичній хімії тощо.	Розкрити актуальність теми лекції та можливості використання отриманих знань у професійній діяльності; ознайомити студентів з планом лекції.	2 хв.
Теорія ОВР, окисник, відновник	Окисненням називається процес віддачі електронів атомами, молекулами, йонами. Відновленням називається процес прийому електронів атомами, молекулами, йонами. Атоми, молекули або йони, які віддають електрони називаються відновниками, які приймають електрони – окисниками.	Оволодіти знаннями про поняття окисник, відновник, окиснення, відновлення, окисно-відновні реакції.	8 хв.

	<p>Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки. Відновники, віддаючи електрони, окиснюються, а окисники, приєднуючи їх, відновлюються. Окисно-відновні реакції — це єдність двох протилежних процесів — окиснення та відновлення.</p> <p>відновник – e → окисник окисник + e → відновник</p> <p>Окисниками є атоми в таких ступенях окиснення, в яких вони здатні приєднувати електрони, тобто у високих. Відновниками є атоми або йони в таких ступенях окиснення, в яких вони здатні віддавати електрони, тобто в нижчих ступенях окиснення.</p>		
Класифікація ОВР	<p>Міжмолекулярні окисно-відновні реакції: елемент-окисник і елемент-відновник знаходяться в різних речовинах; обмін електронами відбувається між різними атомами чи молекулами.</p> <p>Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції: елемент-окисник і елемент-відновник знаходяться в одній і тій же молекулі.</p> <p>Реакція диспропорціювання: один і той же елемент в одній і тій же молекулі одночасно підвищує і знижує ступінь окиснення.</p>	Розкрити класифікацію окисно-відновних реакцій	8 хв.
Метод електронного балансу	<p>Застосовують два методи складання рівнянь цих реакцій: електронного балансу та електронно-йонних напівреакцій. Загальний хід складання рівнянь за обома методами однаковий.</p> <p>1. Записати формули речовин, що вступають у реакцію.</p> <p>2. Визначити, яка з них у цій реакції виявляє окисні, а яка – відновні властивості. Для цього знайти за формулами речовин ступені окиснення всіх елементів і згідно з їх положенням у періодичній системі визначити, які з них мають вищі ступені окиснення, які – нижчі.</p> <p>3. Записати формули речовин, на які перетворюються окисники внаслідок відновлення та відновники внаслідок окиснення.</p> <p>4. Скласти електронні (метод електронного балансу) або електронно-йонні схеми (метод електронно-йонних напівреакцій) процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти в цих схемах так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, що приєднує окисник.</p>	Оволодіти знаннями про складання коефіцієнтів методом електронного балансу.	8 хв.

	5.Розставити коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції, щоб загальне число атомів кожного елемента було однаковим у лівій та правій частинах рівняння.		
Підсумки	Окисно-відновні реакції відіграють значну роль у процесі життєдіяльності людини, у природі та техніці: процеси дихання та обміну речовин, гниття та бродіння, горіння палива, процеси корозії металів, електроліз, металургія, одержання неорганічних та органічних речовин, перетворення хімічної енергії в електричну тощо.	Узагальнити отримані знання щодо поняття ОВР, їх класифікації, понять окисник, відновник.	3 хв.

Кейси для обговорення зі студентами під час лекції

Кейс 1 (до питання 2.1)

Наведіть приклади типових окисників та відновників

Відповідь до кейсу 1: Найсильніші відновники – лужні та лужноземельні метали, водень, вуглець, негативні йони неметалів, позитивні йони металів, молекули та складні йони. Окисниками є молекули або атоми елементів, які мають близькі до завершення зовнішні рівні. Позитивні йони металів, позитивні йони водню, молекули та складні йони.

Кейс 2 (до питання 2.2)

Як впливає середовище на окисно-відновні реакції?

Відповідь до кейсу 2: В залежності від середовища окисно-відновна реакція протікає з утворенням різних продуктів окиснення і відновлення. Так, при взаємодії калій перманганату $KMnO_4$ з відновником утворюються різні продукти відновлення в залежності від реакції середовища.

Кейс 3 (до питання 2.3)

На чому базується метод електронного балансу?

Відповідь до кейсу 3: даний метод базується на порівнянні ступенів окиснення атомів у складі реагентів та продуктів реакції. При цьому обов'язково слід пам'ятати, що кількість електронів, прийнятих окисником повинна дорівнювати кількості електронів, відданих відновником.

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., Зайцева Г.М. 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 для самопідготовки студента до лекції

1. Окисники і відновник, що використовуються у фармації.
2. Процеси окиснення, відновлення.
3. Класифікація ОВР.
4. Методи розставлення коефіцієнтів ОВР.

доцент закладу вищої освіти
кафедри аналітичної, фізичної та

Методична розробка складена

колоїдної хімії, к.х.н.
Тимощук О.Б.