

Київський національний університет
імені Тараса Шевченка

Затверджено
Вченою радою фізичного факультету
«__»_____200__р.

Протокол №____
Голова вченої ради, декан

Проф. Макарець М.В.

Фізичний факультет
Кафедра молекулярної фізики

Доктор фізико-математичних наук,
Доцент Гаврюшенко Дмитро Анатолійович

Викладачі, що ведуть лабораторні заняття:

НЕРІВНОВАЖНА ТЕРМОДИНАМІКА

РОБОЧА НАВЧАЛЬНА ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ

для студентів 4-го курсу фізичного факультету
груп спеціалізації „Медична фізика” та „Молекулярна фізика”
спеціальності 6.070100

Затверджено
кафедрою молекулярної фізики
«__»_____200__р.

Протокол №____
Завідувач кафедри

Проф. Булавін Л.А.

Вступ

Дисципліна “Нерівноважна термодинаміка” для студентів фізичного факультету груп спеціалізації „Медична фізика” та „Молекулярна фізика” є спеціальною дисципліною з циклу дисциплін вільного вибору студента для спеціальності “Фізика” спеціалізації „Медична фізика” та „Молекулярна фізика”, що читається в VIII семестрі в обсязі 2 кредитів, в тому числі 32 годин аудиторних занять, з них 32 години лекцій і 32 годин самостійної роботи. Закінчується заліком у VIII семестрі.

Метою і завданням навчальної дисципліни “Нерівноважної термодинаміки” є отримання базових знань з основ квантової хімії, хімічної термодинаміки, хімічної кінетики та біохімії.

Предмет навчальної дисципліни “Нерівноважної термодинаміки” – це основні закономірності перетворення речовин у фізико-хімічних процесах, що відбуваються в організмі людини.

Вимоги до знань та вмінь.

Студент повинен знати:

1. Типи хімічного зв'язку в молекулах та способи їх розрахунку.
2. Основи хімічної термодинаміки.
3. Основи хімічної кінетики.
4. Будову та номенклатуру основних типів органічних та біоорганічних сполук.
5. Основні типи хімічних реакцій.
6. Основні хімічні процеси у живих системах.

Студент повинен вміти:

1. Логічно і послідовно формулювати основні принципи і закони квантової хімії, хімічної термодинаміки і хімічної кінетики.
2. Користуватися програмами розрахунку структури та енергії молекули.
3. Розраховувати енергії зв'язку, теплоти реакції, константи рівноваги та хімічні потенціали компонентів розчинів, у тому числі розчинів електролітів.
4. Складати рівняння основних фізико-хімічних процесів, що мають місце в живих системах та аналізувати їх з погляду термодинаміки.
5. Самостійно працювати з літературою по фізичній хімії та біохімії, у тому числі знаходити необхідні дані у відповідних довідниках.

Місце в структурно-логічній схемі спеціальності. Спеціальна навчальна дисципліна “Нерівноважна термодинаміка” є складовою циклу професійної підготовки фахівців з медичної та молекулярної фізики освітньо-кваліфікаційного рівня „бакалавр”. Вона спирається на знання, отримані студентом, в рамках базових курсів з молекулярної фізики та термодинаміки, термодинаміки та статистичної фізики, спецкурсу „Фазові переходи”. У свою чергу, вона є підґрунтям для вивчення таких дисциплін як „Фізична кінетика”, „Додаткові розділи молекулярної фізики”, „Фізика розчинів”, „Фізичні основи методів діагностики” та „Фізичні основи методів терапії”.

Система контролю знань та умови складання іспиту. Навчальна дисципліна „Основи молекулярної біофізики” оцінюється за **модульно-рейтинговою системою**. Вона складається з **2 модулів**. Результати навчальної діяльності студентів оцінюються за **100 - бальною шкалою**.

Форми поточного контролю: оцінювання результатів виконання та захисту лабораторних робіт та домашніх самостійних завдань. Максимальна кількість балів, яку студент може отримати за виконання лабораторних робіт дорівнює і домашніх завдань в одному модулі, дорівнює **5 і 5 балам** відповідно. Наприкінці кожного змістовного модулю проводиться контроль знань у вигляді **модульної письмової контрольної роботи**. Максимальна кількість балів, яку студент може отримати за модульну контрольну роботу, дорівнює **20 балам**.

Підсумковий модульний контроль знань студента проводиться у формі заліку, під час якого може бути отримана максимальна кількість балів – **40 балів**.

Підсумкова семестрова рейтингова оцінка складається з семестрової модульної та екзаменаційної оцінок і дорівнює **100 балам**.

Підсумкова оцінка з дисципліни у балах 100-бальної шкали переводиться у двобальну (національну шкалу):

| За 100-бальною шкалою | Оцінка за національною шкалою |
|-----------------------|-------------------------------|
| 60 – 100 | Задовільно |
| 35 – 59 | Незадовільно |
| 1 – 34 | |

При цьому, кількість балів відповідає оцінці:

1 – 34 – „незадовільно” з обов’язковим повторним вивченням дисципліни;

35 – 59 – „незадовільно” з можливістю повторного складання;

60 – 100 – „задовільно”.

ТЕМАТИЧНИЙ ПЛАН ЛЕКЦІЙ І ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

| № лекції | Назва лекції | Кількість годин | | | |
|--------------------------------------|--|-----------------|--------------------------------------|-------------------|-------------------------|
| | | лекції | семінари/ лаборант., практичні | самост. робота | інші форми контр. |
| Змістовий модуль 1 | | | | | |
| 1 | Основні поняття і закони хімії | 2 | | 2 | |
| 2 | Будова атома водню | 2 | | 2 | |
| 3 | Елементи квантової механіки багатьох тіл | 2 | | 2 | |
| 4 | Наближені методи розрахунку будови багатоелектронних атомів | 2 | | 2 | |
| 5 | Періодична система елементів | 2 | | 2 | |
| 6 | Метод молекулярних орбіталей – лінійних комбінацій атомних орбіталей (МО ЛКАО) | 2 | | 2 | |
| 7 | Електронна будова молекул | 2 | | 2 | |
| 8 | Іони і молекули | 2 | | 2 | |
| МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА | | | | | |
| Оцінка за модульну контрольну роботу | | | | | |
| Оцінка за лабораторні роботи | | | | | |
| Змістовий модуль 2 | | | | | |
| 9 | Елементи хімічної термодинаміки | 2 | | 2 | |
| 10 | Розчини | 2 | | 2 | |

| | | | | | |
|--------------------------------------|---|----|--|----|--|
| 11 | Елементи хімічної кінетики | 2 | | 2 | |
| 12 | Основні типи хімічних реакцій | 2 | | 2 | |
| 13 | Іонні рівноваги в розчинах | 2 | | 2 | |
| 14 | Елементи електрохімії | 2 | | 2 | |
| 15 | Класифікація і будова органічних сполук | 2 | | 2 | |
| 16 | Класифікація і будова основних біохімічних сполук | 2 | | 2 | |
| МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА РОБОТА | | | | | |
| ІСПИТ | | | | | |
| Оцінка за модульну контрольну роботу | | | | | |
| Оцінка за лабораторні роботи | | | | | |
| Оцінка за іспит | | | | | |
| ВСЬОГО | | 32 | | 32 | |

Загальний обсяг 72 год., в тому числі:
лекції – 32 год.
самостійна робота – 32 год.

ТЕМАТИЧНО – ЗМІСТОВНА ЧАСТИНА КУРСУ

Змістовний модуль 1

Лекція 1. Основні поняття і закони хімії.

Предмет і задачі хімії. Фізика і хімії. Класифікація речовин. Фізичні та хімічні перетворення. Хімічні елементи та атомні ваги. Хімічні формули. Розрахунок емпіричних формул. Хімічні рівняння. Вагові співвідношення при хімічних перетвореннях. Валентність.

Лабораторна робота 1. Основи проведення експерименту в навчальній хімічній лабораторії.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1]

Лекція 2. Будова атома водню.

Квантовомеханічна модель атома водню. Рівняння Шредінгера для атома водню. Кутова і радіальна частини хвильової функції. Енергія електрона. Класифікація атомних орбіталей електрона в атомі водню. Головне, орбітальне і магнітне квантові числа.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [1, 2]

Лекція 3. Елементи квантової механіки багатьох тіл.

Принцип тотожності частинок. Симетрія хвильової функції системи багатьох частинок. Принцип заборони Паулі. Спін електрона. Координатна і спінова частини хвильової функції. Обмінна взаємодія.

Лабораторна робота 3. Хімічний еквівалент.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [2]

Лекція 4. Наближені методи розрахунку будови багатоелектронних атомів.

Варіаційний метод. Метод Рітца. Метод самоузгодженого поля. Врахування симетрії хвильової функції. Метод Хартрі-Фока. Застосування метода Хартрі-Фока до розрахунку атома гелія. Обмінні інтеграли.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [2]

Лекція 5. Періодична система елементів.

Періодична система елементів Менделєєва. Фактори, які обумовлюють властивості заповнення електронних оболонок. Роль доцентрового бар'єру. Повний спін атома та його зв'язок з валентністю. Потенціал іонізації та спорідненість до електрону. Розміри атомів. Електронегативність.

Лабораторна робота 5. Застосування методу МО ЛКАО для опису молекулярних властивостей хімічних сполук.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 2]

Лекція 6. Метод молекулярних орбіталей – лінійних комбінацій атомних орбіталей (МО ЛКАО).

Система рівнянь МО ЛКАО. Гомеополарна молекула. Енергія ковалентного зв'язку. Зв'язуючі та антизв'язуючі орбіталі. Гетерополярна молекула. Іонний зв'язок. Енергія іонного зв'язку.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [1, 2]

Лекція 7. Електронна будова молекул.

Метод валентних зв'язків. Кратні зв'язки. Гібридизація. Напрявленість валентного зв'язку. Донорно-акцепторні ковалентні зв'язки. Резонанс. Багатоатомні іони.

Лабораторна робота 7. Визначення ефективних точкових зарядів молекули H_2CO за допомогою розширеного методу МО ЛКАО Хюккеля.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 2]

Лекція 8. Іони та молекули.

Фізичні властивості іонних і молекулярних агрегатів. Властивості іонів. Структура молекул. Полярність молекул. Іон-молекулярні і міжмолекулярні взаємодії. Водневий зв'язок.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.

2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [1, 2]

Матеріал, що винесений на самостійне вивчення

1. Метод Томаса-Фермі розрахунку електронної густини квантових систем.
2. Метод функціонала густини розрахунку електронної густини квантових систем.
3. Атомні орбіталі самоузгодженого поля слетерівського (STO) і гаусівського типу (GTO).
4. Конфігураційна взаємодія.
5. π -електронна теорія органічних молекул (проста теорія Хюккеля).
6. Потенціал внутрішнього обертання. Транс- і гош- ізомери.

Контрольні запитання та завдання

1. Пояснити загальну закономірність зміни потенціалу іонізації у елементів однієї групи періодичної системи, враховуючи розміри їх атомів і ефективні заояди атомів.
2. Записати електронні формули для таких ненасичених ковалентних сполук: N_2 , CO_2 , HCN , H_2CO , C_3O_2 .
3. Записати електронні формули для таких ковалентних сполук: HCl , CCl_4 , H_2S , NI_3 , P_2H_4 .
4. У якій зі сполук у перелічених нижче парах більш полярний зв'язок: HCl або HI ; CH_4 або NH_3 , MgO або CaO .
5. Записати електронні формули, вказавши конфігурацію електронів у центральному атомі для: H_3O^+ , N_2O , OF_2 і TiF_4 .
6. Показати, що зв'язок $N - B$ у H_3NBF_3 є донорно-акцепторним ковалентним зв'язком.
7. Указати молекулярні електронні конфігурації основного стану для: CN^- , CO , NO , NO^+ . Зобразити діаграми енергетичних рівнів молекулярних орбіталей цих сполук.
8. Визначити розподіл від'ємних зарядів у комплексному іоні $Al(OH)_6^{3-}$.
9. Записати електронну формулу, встановити кількість стереоактивних електронних пар у центральному атомі, визначити структуру та вказати гібридизацію орбіталей центральних атомів таких молекул та іонів: SiH_4 , H_2S , Cl_2O , NH_4^+ , CO_2 , CCl_4 , BrF_3 , PCl_5 , $Te(OH)_6$. Які з цих молекул мають сталий дипольний момент.
10. Яка з перелічених нижче молекулярних систем має плоску структуру, а яка структуру тригональної піраміди: PCl_3 , NCl_3 , H_3O^+ , SO_3^{2-} , BF_3 , NO_3^- .
11. Зобразити на малюнку взаємну орієнтацію таких систем: дві молекули HF , пов'язані водневим зв'язком; дві молекули оцтової кислоти, пов'язані водневим зв'язком; іон Na^+ , пов'язаний іон-дипольною взаємодією з молекулами води; молекули аміака у твердому стані, пов'язані диполь-дипольними зв'язками.
12. Яка енергія кулонівського притягання іонів в $NaCl$ (довжина зв'язку 2.5 Å), якщо припустити, що їх електронні хмари на такій відстані не перекриваються.
13. Потенціал іонізації Li дорівнює 5,37 eV. Спорідненість до електрону атома Cl дорівнює 3,83 eV. На якій відстані між атомами крива потенціальної енергії іонного стану перетинає криву, яка відповідає ковалентному стану.
14. Написати sp^3 -гібридну функцію, напрямлену вздовж вісі z .
15. З'ясувати тип гібридизації атому вуглецю і делокалізацію π -електронів в таких сполуках: $CH_2=CH-CH=CH_2$, $CH\equiv CH-CH=CH_2$, $CH_3-CH=CH_2$.
16. Обчислити енергії, які відповідають $\sigma_g 1s$ - і $\sigma_u 1s$ - орбіталям H_2^+ .

17. Побудувати методом валентних зв'язків хвильову функцію основного стану молекули C_2 .
18. Визначити, користуючись наближенням Хюккеля, яка конфігурація (лінійна або трикутна) буде найбільш стабільною для молекул H_3^+ , H_3 , H_3^- .
19. Обчислити хюккелівські молекулярні орбіталі бутадієна і на основі цього обчислити електронні заряди і дипольний момент.

Змістовний модуль 2

Лекція 9. Елементи хімічної термодинаміки.

Закони термодинаміки відкритих систем. Хімічний потенціал. Швидкість хімічної реакції. Хімічна спорідненість. Термохімія. Закон Гесса. Ентальпія реакції. Ентальпія утворення хімічного зв'язку. Стандартні стани чистого газу та чистої конденсованої фази.

Лабораторна робота 9. Визначення ентальпії реакції нейтралізації.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 3]

Лекція 10. Розчини.

Класифікація розчинів. Концентрація розчинів. Механізми процесів розчинення в рідких розчинах. Рівновага між рідиною і розчиненими в ній газами. Рідкі двокомпонентні розчини. Розчини твердих речовин у рідинах. Колігативні властивості розчинів.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [1, 3]

Лекція 11. Елементи хімічної кінетики.

Особливості протікання хімічних реакцій. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Кінетика хімічних реакцій. Порядок реакції. Енергія активації та каталізатори. Оборненість і рівновага в хімічних реакціях. Стала хімічної реакції. Гетерогенна рівновага. Принцип Ле-Шател'є та хімічна рівновага.

Лабораторна робота 11. Визначення швидкості протікання хімічної реакції.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 3]

Лекція 12. Основні типи хімічних реакцій.

Уявлення про кислоти і луги. Нейтралізація. Оксиди речовин з амфотерними властивостями. Солі. Окисно-відновні реакції.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [3]

Лекція 13. Іонні рівноваги в розчинах.

Іонні розчини. Слабкі кислоти і слабкі луги. Іонізація води. Величини рН і рОН. Індикатори. Вплив спільних іонів. Буферні розчини. Гідроліз і нейтралізація. Розчинність слабкорозчинних солей.

Лабораторна робота 13. Визначення сталої іонізації слабкої кислоти.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 3]

Лекція 14. Елементи електрохімії.

Окислення і відновлення. Мембранний потенціал. Електроліз. Гальванічні елементи. Окисно-відновні потенціали.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [1, 3]

Лекція 15. Класифікація і будова органічних сполук.

Атом вуглецю. Класи органічних сполук. Аліфатичні вуглеводні. Ізомери і номенклатура органічних сполук. Ароматичні вуглеводні. Типи і механізми органічних реакцій.

Лабораторна робота 15. Дослідження фізико-хімічних властивостей органічних речовин.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 4]

Лекція 16. Класифікація і будова основних біохімічних сполук.

Хімічні процеси в живих системах. Вуглеводи. Жири. Білки. Нуклеїнові кислоти. Водневий зв'язок. Гідрофобні взаємодії.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.

Література [1, 4]

Лекція 17. Спряженість хімічних реакцій та основні біохімічні процеси.

Спряженість хімічних реакцій. Основні біохімічні процеси. Гліколіз. Окисне фосфорилування. Хеміосмотичне спряження.

Лабораторна робота 17. Очищення високомолекулярних розчинів білків від домішок низькомолекулярних сполук за допомогою найпростішого діалізатора.

Завдання для самостійної роботи (3,5 год.)

1. Вивчення матеріалу лекції.
2. Опрацювання матеріалу, що винесений на самостійне вивчення.
3. Оформлення звіту з виконаної лабораторної роботи.

Література [1, 4]

Матеріал, що винесений на самостійне вивчення

1. Теорія іонних розчинів Дебая-Хюккеля.
2. Функції змішування та надлишкові функції.
3. Регулярні та атермічні розчини.
4. Азеотропні перетворення.
5. Теорія перехідного стану Ейрінга швидкостей хімічних реакцій.
6. Гальванічні елементи і електрохімічні комірки.
7. Поліелектроліти.

Контрольні запитання та завдання

1. Обчислити стандартні теплоти реакцій для таких реакцій: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$; $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$; $C_7H_{16} + 11O_2 \rightarrow 7CO_2 + 8H_2O$; $2NH_3 + 6NO \rightarrow 3N_2O_2 + 4N_2$.
2. Для реакції $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ при $T=298,15$ К стандартна ентальпія реакції дорівнює $-46,11$ кДж/моль. Яка енергія виділиться, якщо 1 моль N_2 зреагує з 3 молями H_2 при сталому об'ємі.
3. Розглянемо реакцію $CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$. Припустимо, що в реакцію вступають 3 моля CH_4 і 2 моля O_2 , а початкова ступінь повноти реакції дорівнює нулю. Чому дорівнюють концентрації реагентів і продуктів, коли ступінь повноти реакції досягає 0,25 моль. Скільки тепла виділяється у цей момент. Яке значення ступеня повноти реакції, коли прореагує весь кисень.
4. У водному розчині NH_3 при 25^0 С концентрація NH_3 дорівнює 0,05 мольних часток. Обчислити для такого розчину у припущенні ідеальності парціальний тиск водяної пари. Чому дорівнює активність води і її коефіцієнт активності, якщо тиск пари дорівнює 3,4 кПа.
5. Обчислити осмотичний тиск водного розчину $NaCl$ з концентрацією 0,15 моль/л при температурі 27^0 С.
6. При тиску 1 атм азеотропна суміш $C_2H_5OH - CCl_4$ кипить при $T=338,1$ К. Теплота випаровування етанолу – $38,56$ кДж/моль, температура кипіння – $351,4$ К. Обчислити коефіцієнт активності етанолу у цій азеотропній суміші.
7. Для реакції дисоціації води ентальпія реакції за стандартних умов дорівнює $55,84$ кДж. При 25^0 С стала рівноваги дорівнює $1,00 \cdot 10^{-14}$ і $pH = 7,0$. Чому дорівнює pH при 50^0 С.
8. Газ бутен-2 існує у двох ізомерних формах – цис і транс. Для реакції $цис\ бутен\ 2 \leftrightarrow транс\ бутен\ 2$ стандартний потенціал Гіббса дорівнює $-2,4$ кДж/моль. Обчислити сталу рівноваги для цієї реакції при $T=298,15$ К.
9. Обчислити мембранний потенціал для системи, зображеній на рисунку.
10. Користуючись стандартними потенціалами, обчислити сталу рівноваги при $T=25^0$ С для таких реакцій: $Cl_2 + 2Li \rightarrow 2Li^+ + 2Cl^-$; $2Na + Cl_2 \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$.
11. Розчин сірчаної кислоти містить 50% H_2SO_4 і має густину 1,40 г/мл. Виразити його концентрацію в мольних частках, а також вказавши його молярність, нормальність і моляльність.
12. Скільки грамів розчиненої речовини потрібно узяти для приготування кожного з перелічених водних розчинів: 500 мл 0,5 М розчину сечовини $CO(NH_2)_2$; 500 мл 1,5 н.розчину H_3PO_4 ; 2 Мл розчину глюкози, приготовленого з 800 г води; 1 кг 5%-го розчину глюкози.
13. Для перелічених нижче реакцій вказати ступінь окислення кожного елемента, окисник, відновник, зміну ступеня окислення для кожної окисно-відновної пари: $CuSO_4 + Fe \rightarrow Cu + FeSO_4$; $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$; $KOH + Cl_2 \rightarrow KCl + KClO_3 + H_2O$.
14. Обчислити значення pH для точки нейтралізації 0,1 М розчину NH_3 при його титруванні 0,1 М розчином HCl .
15. Обчислити pH для буферного розчину, отриманого змішуванням рівних об'ємів 0,2 М розчину NH_3 та 0,2 М розчину NH_4Cl .

16. Скласти структурні формули для 4,4-диетилгептана, 2,5-диметил-2-хлор-3,3-диетилгексана, тетрахлорметана, 2-метил-3-етилпентена-1, 2,3-диметилгексадиєна-2,4.
17. Записати молекулярні та структурні формули для пентанола, бутанової кислоти, етилбутаноата, етилпропилового ефіру, бутилового альдегіду.
18. Дайте означення таким поняттям: глюкоза, фруктоза, крахмаль, целюлоза, ліпід, жир, жирна кислота, амінокислота, гліцерилтристеарат, пептид, білок.
19. Молекула глюкози містить чотири асиметричних атоми вуглецю. Показати, що існує шістнадцять цукрів, які є ізомерами глюкози.
20. Пояснити, як експериментально встановлюється ізоелектрична точка (рН) амінокислоти.

Питання на іспит і структура білету

Білет складається з 2 теоретичних і одного практичного завдання (задачі). За кожне з теоретичних питань максимальна кількість балів, яку може отримати студент, дорівнює 15 балам. За практичне завдання – 20 балів. Додаткові питання – 10 балів.

Теоретичні питання до іспиту збігаються з назвою лекцій. Практичні – з контрольними питаннями і завданнями до I-го і II-го модулів.

Студент не допускається до складання іспиту, не виконавши лабораторні роботи.

Рекомендована література

1. Вакарчук І.О. Квантова механіка. – Львів: ЛНУ імені Івана Франка, 2004. – 784 с.
2. Слейбо У., Персонс Т. Общая химия. – М.: Мир, 1979. – 550 с.
3. Волькенштейн М.В. Биофизика. – М.: Наука, 1988. – 592 с.
4. Пригожин И., Кондепуди Д. Современная термодинамика. От тепловых двигателей до диссипативных структур. – М.: Мир, 2002. – 461 с.
5. Маррел Дж., Кеттл С., Теддер Дж. Теория валентности. – М.: Мир, 1968. – 520 с.