

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ІМЕНІ І. І. МЕЧНИКОВА

ФАКУЛЬТЕТ ХІМІЇ ТА ФАРМАЦІЇ

Кафедра фізичної та колоїдної хімії

РОБОЧИЙ ЗОШИТ ДИСЦИПЛІНИ ФІЗИЧНА ХІМІЯ

Методичний посібник для студентів 2 курсу
спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація»



Видавничий дім
«Гельветика»
2021

Рекомендовано до друку Вченою радою факультету хімії
та фармації ОНУ імені І. І. Мечникова
(протокол № 10 від 11.05.2021 р.)

Рецензенти:

Труба А. С., кандидат хімічних наук, доцент кафедри неорганічної хімії та хімічної екології Одеського національного університету імені І. І. Мечникова;
Щербакова Т. М., кандидат хімічних наук, доцент кафедри аналітичної та токсикологічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова

Тимчук А.Ф.

Т41 Робочий зошит дисципліни «Фізична хімія» : методичний посібник для студентів 2 курсу спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація» / А. Ф. Тимчук. – Одеса : Видавничий дім «Гельветика», 2021. – 54 с.

Методичний посібник складено відповідно з програмою дисципліни «Фізична хімія» для студентів 2 курсу спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація». Дисципліна «Фізична хімія» включає курс лекцій, лабораторний практикум, самостійну роботу студентів. У відповідності з розділами лекційного курсу посібник містить основні теоретичні уявлення; питання для самостійного контролю та підготовки до лабораторних занять, лабораторні роботи, тестові завдання. Методичний посібник може бути використаний також для студентів спеціальностей Хімія, Біологія.

ЗМІСТ

1. Зміст навчальної дисципліни	4
2. Правила роботи в лабораторії.....	7
3. Лабораторні заняття.....	8
Заняття № 1.....	8
Заняття № 2.....	10
Заняття № 3.....	16
Заняття № 4.....	18
Заняття № 5.....	21
Заняття № 6.....	23
Заняття № 7.....	25
Заняття № 8.....	28
Заняття № 9.....	29
Заняття №10.....	33
Заняття №11.....	37
Заняття №12.....	38
ТЕСТОВІ ЗАВДАННЯ.....	40

Зміст навчальної дисципліни

Змістовий модуль 1. Хімічна термодинаміка та фазові рівноваги

Тема 1. Предмет фізичної хімії. Основні етапи розвитку фізичної хімії як сучасної науки. Зв'язок з іншими природничими науками.

Тема 2. Основи хімічної термодинаміки. Термодинамічні системи, їх класифікація. Стан системи. Інтенсивні та екстенсивні параметри системи. Рівняння стану газів. Термодинамічні процеси, їх види. Теплота та робота як форми передачі енергії. Внутрішня енергія, її властивості. Закон Джоуля.

Перший закон термодинаміки, його формулювання та математичний запис. Теплоємність речовин (середня, істинна, ізохорна, ізобарна, зв'язок між ними). Ентальпія. Термохімія. Закон Гесса та висновки з нього. Ізобарний та ізохорний теплові ефекти, зв'язок між ними для процесів, що протікають в ідеальних газах. Стандартні теплоти утворення та теплоти згорання речовин. Залежність теплового ефекту реакцій від температури. Рівняння Кірхгофа (диференційна та інтегральна форми). Залежність теплоємності від температури та розрахунки теплових ефектів реакцій. Таблиці стандартних термодинамічних величин і їх використання в термодинамічних розрахунках. Застосування першого закону термодинаміки до простіших систем (розрахунків теплоти та роботи) та до біологічних систем.

Другий закон термодинаміки, його формулювання та математичний запис. Рівняння другого закону термодинаміки для зворотних та незворотних процесів. Самодовільні процеси. Максимальна робота процесу. Ентропія як функція стану системи. Зміна ентропії в різних процесах. Зміна ентропії в ізольованій системі та напрямок процесу. Фізичний зміст ентропії. Термодинамічна імовірність. Рівняння Больцмана. Розрахунок зміни ентропії в різних процесах. Третій закон термодинаміки. Розрахунок абсолютного значення ентропії. Застосування другого закону термодинаміки до біологічних систем.

Фундаментальне рівняння Гіббса. Термодинамічні потенціали. Вільна енергія Гіббса та Гельмгольца. Характеристичні функції та їх значення. Зв'язок між зміною вільної енергії та роботою системи. Величини характеристичних функцій як критерії умов рівноваги та самодовільного перебігу хімічних та біологічних процесів. Розрахунок вказаних величин. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Хімічний потенціал, його визначення, розрахунок та властивості. Хімічний потенціал ідеального та неідеального газів. Умови рівноваги та самодовільного перебігу процесів у відкритих системах.

Тема 3. Хімічна рівновага. Закон діючих мас. Різні види констант рівноваги та зв'язок між ними. Термодинамічне виведення закону діючих мас. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Зміна енергії Гіббса та енергії Гельмгольца при хімічній реакції. Розрахунок констант рівноваги хімічних реакцій з використанням таблиць стандартних величин термодинамічних функцій. Залежність константи рівноваги від температури. Рівняння ізобари та ізохори хімічної реакції. Графічне визначення теплового ефекту реакцій. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле Шательє-Брауна. Використання

закономірностей гомогенної рівноваги для збільшення виходу продуктів у хімічному та фармацевтичному виробництвах.

Тема 4. Фазова рівновага. Гетерогенні системи. Рівновага фаз. Фаза, компонент, ступінь свободи. Правило фаз Гіббса. Однокомпонентні системи. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса та його застосування до різних фазових переходів. Діаграми стану однокомпонентних систем: сірки, вуглецю, води. Діаграми Гіббса. Діаграми стану двокомпонентних систем. Фізико-хімічний аналіз (М.С. Курнаков). Термічний аналіз, його застосування у фармацевтичній практиці.

Змістовий модуль 2. Властивості розчинів

Тема 5. Розчини. Рідкий стан речовини, його природа. Роль води як розчинника в життєдіяльності організму. Розчини, їх утворення. Способи виразу концентрації розчинів. Теплові та об'ємні ефекти при утворенні розчинів. Механізм розчинення. Розчинність газів в рідинах. Закон Генрі. Рівняння Сеченова. Розбавлені розчини неелектролітів, їх властивості. Ідеальні розчини. Тиск насиченої пари рідких розчинів. Закон Рауля. Відхилення від закону Рауля.

Обмежена взаємна розчинність рідин. Рівновага рідина-пар в двокомпонентних системах. Рівноважні склади пари та рідини. Різні види діаграм стану. Склад насиченої пари рідких сумішей. Закони Коновалова. Поділення речовин шляхом перегонки. Дистиляція подвійних сумішей. Азеотропні суміші та їх властивості. Неідеальні розчини та їх властивості.

Розподіл речовини між двома незмішуваними розчинниками. Закон розподілу Нернста. Рівняння Шилова-Лепинь. Екстракція, її значення для фармації.

Колігативні властивості розчинів. Температура кипіння та замерзання розчинів. Кріоскопічна та ебуліоскопічна сталі. Визначення молярної маси розчиненої речовини. Процеси, що мають місце в розчинах: дифузія, осмос. Формула Вант-Гоффа для осмотичного тиску. Ізотонічні, гіпотонічні та гіпертонічні розчини. Значення осмосу для біологічних систем (клітини живих організмів). Мембранні рівноваги в розчинах. Рівновага Доннана.

Застосування законів Рауля та Вант-Гоффа для розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, його зв'язок зі ступенем дисоціації електроліту. Слабкі електроліти. Теорія дисоціації Арреніуса. Константа дисоціації (закон розведення Освальда). Активність. Сильні електроліти. Міжйонна взаємодія у розчинах сильних електролітів. Поняття про іонну атмосферу. Теорія Дебая-Гюккеля. Йонна сила розчину електроліту. Коефіцієнт активності електроліту та його залежність від йонної сили електроліту.

Тема 6. Електрохімія. Розвиток уявлень про будову розчинів електролітів (Т. Гротгус, М. Фарадей, С. Арреніус). Питомі та молярні електричні провідності, їх залежність від концентрації та температури. Абсолютна швидкість руху іонів та їх рухомість. Закон незалежного руху іонів H^+ та OH^- . Практичне застосування методів визначення електричної

провідності (знаходження ступеня та константи дисоціації, коефіцієнта електричної провідності, розчинності важкорозчинних електролітів, кондуктометричне титрування та ін.). Метод активностей, коефіцієнти активності.

Електрорушійна сила. Рівноважний та стандартний електродні потенціали. Рівняння Нернста. Класифікація електродів. Поляризація та її види. Застосування вимірювання ЕРС гальванічних елементів для визначення термодинамічних величин. Методи вимірювання рН (водневий, хінгдронний, та скляний електроди). Потенціометричне титрування. Біопотенціали.

Змістовий модуль 3. Кінетика хімічних реакцій та каталіз

Тема 7. Хімічна кінетика та каталіз. Основні поняття хімічної кінетики. Формальна хімічна кінетика. Швидкість хімічних реакцій та біологічних процесів в живих організмах. Кінетичні криві. Основний постулат хімічної кінетики. Кінетична класифікація реакцій. Константа швидкості. Молекулярність і порядок реакції. Час напівперетворення. Методи визначення порядку реакції (диференціальні та інтегральні). Складні реакції (послідовні, паралельні, зворотні, пов'язані). Принцип незалежності елементарних стадій. Кінетичні криві накопичення окремих продуктів та визначення констант швидкості. Вплив температури на швидкість хімічної реакції. Енергія активації. Рівняння Арреніуса. Основні теорії хімічної кінетики: теорія активних зіткнень та теорія перехідного стану. Вплив температури на швидкість біологічних процесів.

Фотохімічні реакції. Елементарні фотохімічні процеси. Закон фотохімічної еквівалентності Штарка-Ейнштейна. Квантовий вихід, класифікація реакцій за квантовим виходом. Каталіз. Каталізатори. Каталітичні реакції, їх загальні особливості. Каталітична дія. Злітний та стадійний механізми каталітичних реакцій. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Ферментативний каталіз. Рівняння Міхаеліса-Ментен. Застосування каталізаторів у фармацевтичній промисловості.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

1. Студент зобов'язаний приходити в лабораторію для лабораторних занять за розкладом без запізнень.
2. Дозвіл на виконання лабораторної роботи дається студенту тільки після попередньої співбесіди. Студент перед початком виконання лабораторної роботи зобов'язаний мати при собі всі матеріали попередньої підготовки (план роботи, конспект, робочий зошит).
3. Студенти, які не засвоїли в достатній мірі правила користування відповідними приладами і техніки безпеки, до роботи не допускаються.
4. Студент не має права виносити з лабораторії предмети обладнання, лабораторні прилади, апарати, посуд, реактиви і т.і.
5. При виконанні завдання студент зобов'язаний дотримуватися правил роботи в хімічній лабораторії. Не вмикати без дозволу рубильники або електроприлади. Забороняється набирати рідини без застосування піпетки або сифона.
6. Залишки реактивів і хімічний посуд після дослідів здавати лаборанту. Необхідно нюхати речовини тільки направляючи на себе пари легким рухом руки. При приготуванні розчинів кислот необхідно кислоту вливати у воду при перемішуванні і користуватися при цьому скляним або фарфоровим посудом.
7. У процесі роботи кожен студент повинен підтримувати чистоту на столі, в витяжних шафах. Після роботи студент зобов'язаний прибрати своє робоче місце.

Дата _____

Заняття № 1

Тема: Предмет фізичної хімії. Основи хімічної термодинаміки

Мета: Вивчити основи хімічної термодинаміки

Завдання для самопідготовки:

- Рівняння Менделєєва-Клапейрона, Основні рівняння стану ідеальних газів;
- Процеси при постійних тиску, об'ємі, температурі. Адіабатичний процес.

Що необхідно засвоїти на занятті:

1. Предмет і завдання фізичної хімії. Основні поняття термодинаміки.
2. Поняття: Внутрішня енергія. Ентальпія. Теплота і робота.
3. Розрахунок роботи розширення ідеального газу в різних умовах.

Задачі

Задача 1. Один моль ідеального газу при 25⁰С та тиску 1 атм, розширюється оборотно та ізотермічно до 5 атм. Розрахуйте роботу, теплоту, зміну внутрішньої енергії, ентальпії.

Задача 2. Ентальпія згоряння глюкози, фруктози та цукрози при 25⁰С дорівнюють відповідно -2802, -2810 и -5644 кДж/моль. Розрахуйте теплоту гідролізу цукрози.

Задача 3. Визначити тепловий ефект реакції отримання діетіламіноетанолу (напівпродукт при одержанні новокаїну) в стандартних умовах:

$(C_2H_5)_2NH + (CH_2)_2O = (C_2H_5)_2N(CH_2CH_2OH)$, якщо є стандартні теплоти утворення речовин:

Речовина:	ΔH^0_{298} , кДж/моль
$(C_2H_5)_2NH$	-81,6
$(CH_2)_2O$	-48,8
$(C_2H_5)_2N(CH_2CH_2OH)$	-341,6

Задача № _____

Задача № _____

Задача № _____

Домашнє завдання:

1. Термодинамічні параметри. Екстенсивні і інтенсивні параметри системи. Термодинамічні процеси: самочинні та несамочинні, рівноважні та нерівноважні.
2. Перший закон термодинаміки. Термохімія. Закон Гесса та наслідки.
3. Другий закон термодинаміки.
4. Роль фізичної хімії в розвитку фармації.

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 2

Тема: Закони термодинаміки. Лабораторна робота № 1.

Мета: Вивчити перший та другий закони термодинаміки, їх застосування.

Засвоїти метод визначення теплових ефектів розчинення або нейтралізації.

Питання для самопідготовки:

1. Тепловий ефект. Ендотермічні і екзотермічні реакції;
2. Перший закон термодинаміки;
3. Ізохорний і ізобарний теплові ефекти;
4. Закон Гесса, термохімічні рівняння;
5. Стандартні теплоти утворення та згоряння;
6. Другий закон термодинаміки. Ентропія.

Що необхідно засвоїти на занятті:

1. Правила виконання лабораторних робіт.
2. Методи обробки експериментальних даних.
3. Застосування першого та другого законів термодинаміки

Тепловим ефектом хімічної реакції називається теплота, виділена або поглинута термодинамічною системою при протікання у ній хімічної реакції.

Термохімія - розділ хімічної термодинаміки, який вивчає теплові ефекти фізико-хімічних процесів: хімічних реакцій, фазових переходів, процесів кристалізації, розчинення, розведення розчинів і ін.

1-й закон термодинаміки:

- Енергія не виникає і не зникає, а переходить з однієї форми в іншу, кількісно не змінюючись;
- Теплота, підведена до системи (або виділена нею) витрачається на зміну внутрішньої енергії системи і здійснення роботи.

Математичний вираз першого закону термодинаміки для кінцевої зміни стану системи має вигляд:

$$Q = \Delta U + W,$$

де Q - теплота, підведена до системи або відведена від системи; ΔU - зміна внутрішньої енергії; W - робота, здійснена системою проти зовнішніх сил або здійснена над системою.

Внутрішня енергія і ентальпія є функціями стану, тому тепловий ефект реакції не залежить від шляху процесу, а визначається тільки початковим і кінцевим станами системи, за умови, що єдиною роботою, яку здійснюють

системою, є механічна робота. Це наслідок першого закону термодинаміки стосовно до хімічних процесів називається законом Гесса.

Практичне значення закону Гесса полягає в тому, що він дозволяє розраховувати теплові ефекти кінцевих хімічних процесів за тепловими ефектами їх проміжних стадій. У термохімічних розрахунках використовують наслідки зі закону Гесса:

1. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот утворення продуктів реакції й вихідних речовин, помножених на стехіометричні коефіцієнти:

$$\Delta_r H = \sum_{\text{прод}} n_{\gamma} \Delta_f H - \sum_{\text{вих}} n_i \Delta_f H \quad (1)$$

2. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот згорання вихідних речовин і продуктів реакції, помножених на стехіометричні коефіцієнти.

$$\Delta_r H = \sum_{\text{вих}} n_i \Delta_c H - \sum_{\text{прод}} n_{\gamma} \Delta_c H \quad (2)$$

3. Тепловий ефект розкладу хімічної сполуки дорівнює за абсолютною величиною і протилежний за знаком тепловому ефекту утворення цієї сполуки.

$$\Delta H_{\text{розкл}} = -\Delta H_{\text{утв}} \quad (3)$$

У рівняннях зазвичай використовують стандартні теплоти утворення та згорання речовин, тому наслідки з закону Гесса дозволяють розраховувати тепловий ефект реакцій в стандартних умовах. Величини теплових ефектів хімічних реакцій залежать від умов, у яких проводяться реакції. Тому для співвідношення теплових ефектів реакцій їх табличні значення відносять до стандартних умов - температурі 298 К и тиску 101325 Па (760 мм. рт. ст.; 1 атм.); стандартні теплові ефекти, теплоти утворення та згорання речовин в стандартних умовах записують відповідно:

$$\Delta H_{298}^0, \Delta U_{298}^0, \Delta_f H_{298}^0, \Delta_c H_{298}^0.$$

Для розрахунку теплових ефектів в умовах, що відрізняються від стандартних, використовують рівняння Кірхгофа:

$$\Delta H_{T_2} = \Delta H_{T_1} + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT \quad (4)$$

де ΔH_{T_1} та ΔH_{T_2} – теплові ефекти реакції при температурах T_1 та T_2 ; ΔC_p – зміна ізобарної теплоємності речовин в ході реакції.

Лабораторна робота № 1. Визначення інтегральної теплоти розчинення солі у воді.

Виконання роботи: Робота виконується в калориметрі з використанням термометра Бекмана. Виконання експерименту йде в два етапи:

- Визначення постійної калориметру;
- Визначення інтегральної теплоти розчинення солі, або теплоти нейтралізації кислоти.

Дослід № 1.

1. Зважити наважку солі KCl, зазначену викладачем, з точністю до 0,01 г.
2. У посудину Дьюара залити 1000 мл дистильованої води, занурити термометр Бекмана, мішалку і вимірювати температуру з інтервалом 30 сек до встановлення постійного значення (не менш, ніж 3-4 незмінних значення температури).
3. У воду, що знаходиться в посудині Дьюара, ввести сіль KCl, швидко закрити посудину і продовжити вимір температури кожні 30 сек до встановлення постійного значення (зазначити різкий стрибок температури).
4. Побудувати графік зміни температури від часу.
5. Визначити зміну температури Δt графічним шляхом.
6. Розрахувати постійну калориметру, вважаючи, що тепловий ефект розчинення солі KCl дорівнює 17,55 кДж /моль, з рівняння:

$$K = \frac{\Delta H \cdot m}{\Delta t \cdot M}, \quad (5)$$

де K- постійна калориметру, ΔH - теплота розчинення досліджуваної солі (KCl), Дж /моль; m - наважка солі, г; M - молекулярна маса досліджуваної солі; Δt - знайдена зміна температури за графіком;

Дослід № 2. Визначення інтегральної теплоти розчинення солі.

1. Зважити сіль за завданням викладача з точністю до 0,01 г.
2. У посудину Дьюара залити 1000 мл дистильованої води, занурити термометр Бекмана, вимірювати температуру з інтервалом 30 сек до встановлення постійного значення.

3. Додати у посудину наважку досліджуваної солі і продовжувати вимірювання температури з інтервалом 30 сек до встановлення постійного значення.
4. Побудувати графік в координатах час-температура і знайти Δt .
5. Визначити тепловий ефект розчинення солі за формулою:

$$\Delta H = \frac{K \cdot \Delta t \cdot M}{m} . \quad (6)$$

6. У випадку визначення теплоти нейтралізації, проводять дослід з розчином гідроксиду натрію, до нього додають розрахований об'єм кислоти. Теплоту нейтралізації розраховують за рівнянням:

$$\Delta H = \frac{K \cdot \Delta t}{V_k C_k} , \quad (7)$$

де V_k и C_k —об'єм та концентрація кислоти.

Експериментальні дані записують у вигляді таблиці:

Графічне визначення температури:

Рис.1 _____

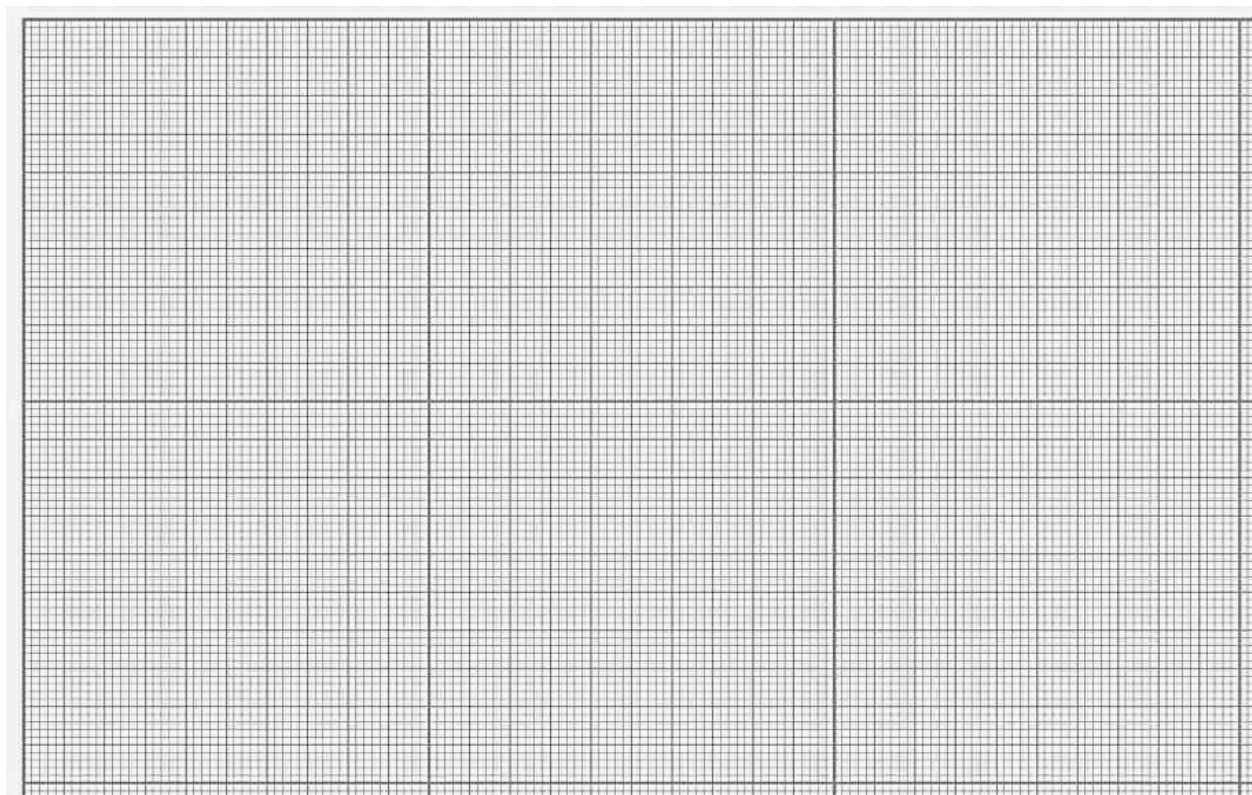
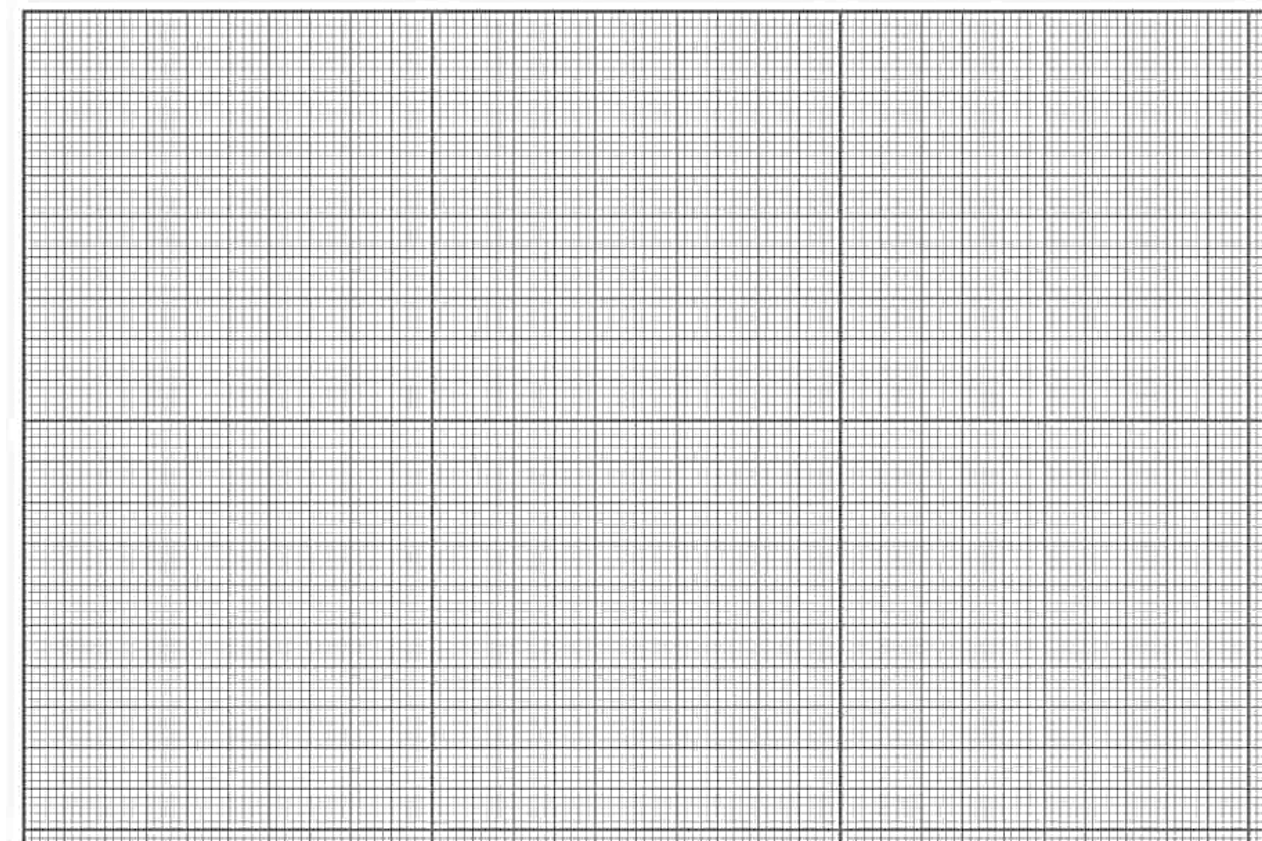


Рис. 2 _____



Розрахунки:

Домашнє завдання:

1. Хімічна рівновага.
2. Рівняння ізотерми, ізобари, ізохори.

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 3

Тема: Вільна енергія Гіббса та Гельмгольца. Характеристичні функції та їх значення. Хімічна рівновага

Цель: Розглянути теоретичні відомості щодо ролі характеристичних функцій, критеріїв хімічної рівноваги. Провести контроль знань.

Завдання для самопідготовки:

1. Вільна енергія Гіббса та Гельмгольца.
2. Зв'язок між зміною вільної енергії та роботою системи. Хімічний потенціал, його визначення, розрахунок та властивості.
3. Рівноважні і нерівноважні, зворотні і незворотні процеси.
4. Умови рівноваги та самодовільного перебігу процесів у відкритих системах. Величини характеристичних функцій як критерії умов рівноваги та самодовільного перебігу хімічних та біологічних процесів.
5. Константа рівноваги гомогенних і гетерогенних процесів.
6. Рівняння ізотерми хімічної реакції.
7. Залежність константи хімічної рівноваги від температури. Рівняння ізохорами і ізобари хімічної реакції.

Задачі.

Задача 1. Розрахувати стандартну енергію Гіббса утворення ($\Delta_f G_{298}^0$) рідкої води та її парів, якщо дано: $\Delta_f H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(л)}) = -241,8$ кДж/моль, $\Delta_f H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = -285,6$ кДж/моль, $S_{298}^0(\text{H}_2) = 130,6$ Дж/(моль К), $S_{298}^0(\text{O}_2) = 205,0$ Дж/(моль К), $S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(л)}) = 188,5$ Дж/(моль К), $S_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = 69,8$ Дж/(моль К).

Задача № _____

Рівняння ізотерми хімічної реакції:

Рівняння ізобари:

Рівняння ізохори:

Константа рівноваги (визначення, рівняння):

Домашнє завдання

1. Гомогенні та гетерогенні системи.
2. Термодинамічні умови хімічної рівноваги.
3. Фазові рівноваги. Правило фаз Гіббса.
4. Перегонка. Закони Коновалова.
5. Екстракція. Її використання в фармації.

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 4

Тема: Термодинаміка фазової рівноваги. Термічний аналіз. Лабораторна робота № 2.

Мета: Розглянути теоретичні уявлення щодо критеріїв фазової рівноваги. Вивчити основи термічного аналізу, побудувати та проаналізувати діаграми плавкості.

Завдання для самопідготовки:

1. Фаза, компонент, число ступенів свободи. Правило фаз Гіббса.
2. Рівняння Клаузіуса - Клапейрона.
3. Застосування правила фаз до однокомпонентних систем. Діаграма стану води.
4. Термічний аналіз. Діаграми плавкості.
5. Двокомпонентні системи, що плавляться з утворенням евтектики.
6. Практичне застосування фазових діаграм в фармації.
7. Закони Коновалова.
8. Фракційна перегонка. Ректифікація.
9. Обмежено розчинні і взаємно нерозчинні системи.

В основі теорії сучасного фізико-хімічного аналізу лежать два принципи Н. Курнакова - принцип безперервності і принцип відповідності, за допомогою яких проводиться аналіз діаграм.

Принцип безперервності: при безперервної зміні параметрів, що визначають стан системи, властивості окремих її фаз змінюються безперервно; при цьому властивості системи в цілому, змінюються теж безперервно, але за умови, що не виникають нові фази і не зникають наявні.

Принцип відповідності: кожному комплексу фаз, що знаходяться в даній системі в рівновазі, відповідає на діаграмі певний геометричний образ.

На підставі вивчення фізичних властивостей, будують діаграми в координатах: властивість - склад. За діаграмою можна судити про хімічну природу речовин, що утворюються, зокрема, межі, умови спільного існування різних фаз в системі. Для термічного аналізу в якості досліджуваної властивості використовують температуру початку кристалізації (досягнення стану насичення розчину будь-яким компонентом).

У фармації діаграми стану лікарських сумішей необхідні для виготовлення мазей, супозиторіїв.

Для отримання діаграми експериментально визначають температуру фазового переходу шляхом зняття кривих охолодження для ряду складів

(термічний аналіз), в координатах температура - час. Суміш кристалів, що утворюються при спільній кристалізації двох компонентів, називається евтектикою. Евтектика має певний склад, найменшу і завжди постійну (евтектичну) температуру кристалізації (плавлення) при даному тиску. Аналізуючи криві охолодження, знаходять температури початку кристалізації розплавів і завдавши ці точки на діаграмі температура - склад, отримують лінію ліквідусу, а поєднуючи точки, що відповідають температурі кінця затвердіння, викреслюють лінію солідусу. Так отримують діаграму плавкості.

Варіантність системи визначають за правилом фаз Гіббса для досліджуваних систем:

$$C = K - \Phi + 1 ,$$

де C – число ступенів свободи; K - число компонентів, Φ – число фаз.

Лабораторна робота №2. Вивчення діаграм плавкості евтектичних систем.

Виконання роботи:

Занурюють у водяну баню 2-3 пробірки, що містять досліджувану суміш, з термометром. Визначають температуру плавлення суміші в пробірках кожні 30 сек. За результатами вимірювань будують криві охолодження. Використовуючи точки, що відображують фазові переходи на кривих охолодження, для кожного складу суміші, будують діаграму плавкості.

Данні для побудови діаграми плавкості «саломас-метилстеарат»

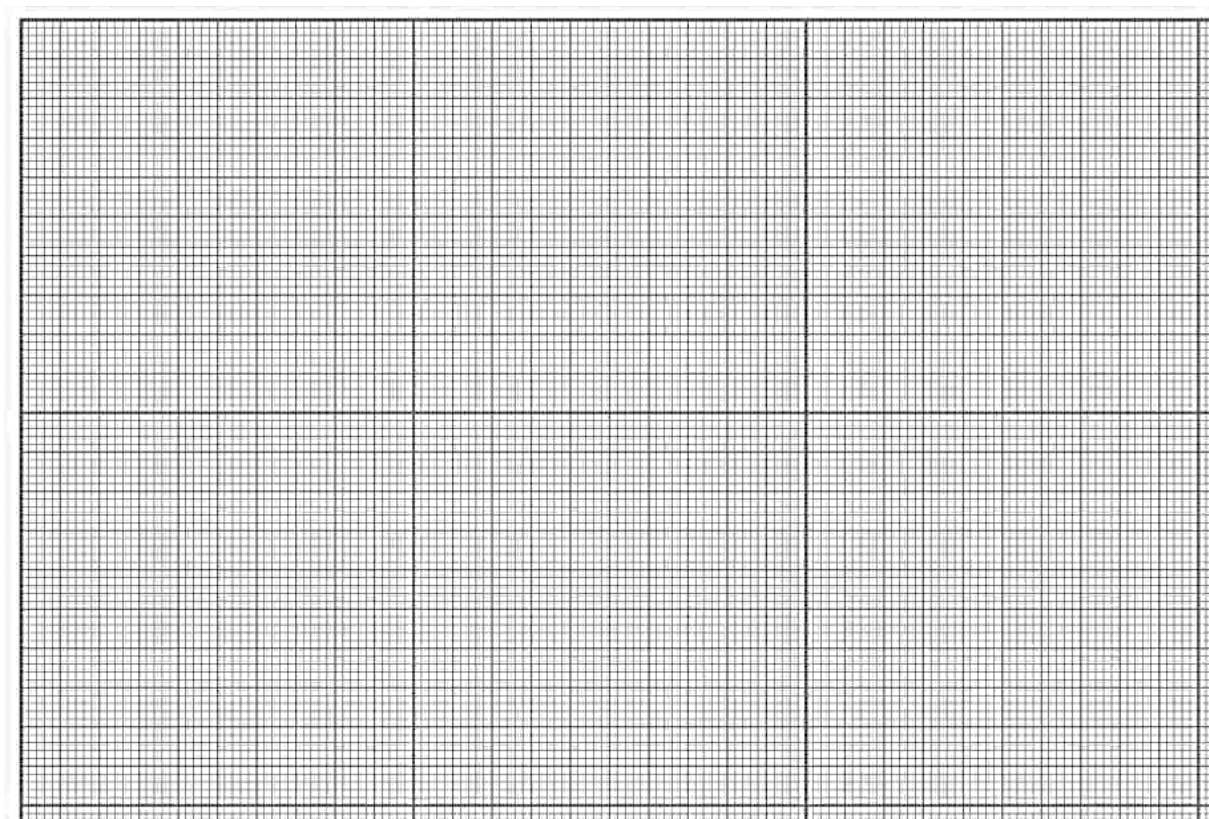
Метилст., %	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Саломас, %	100	90	80	70	60	50	40	30	20	10	0
$T_{пл}, ^\circ C$	52	46	44	42	40	37	36	33	34	36	41

Данні для побудови діаграми плавкості «парафін-метилстеарат»

Парафін %	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Метилст., %	100	90	80	70	60	50	40	30	20	10	0
$T_{пл}, ^\circ C$	41	40	37	30	26	29	33	34	37	46	48

Завдання: За запропонованими даними побудувати діаграму плавкості. Позначити і назвати області і лінії діаграми. За завданням викладача вибрати точки в окремих областях діаграми і розрахувати число ступенів свободи

системи. Пояснити, як змінюється математичний запис правила фаз в залежності від типу системи.



Коментарі:

Домашнє завдання:

1. Основи хімічної термодинаміки.
2. Закони термодинаміки.
3. Хімічна рівновага.
4. Фазова рівновага.

Дата _____

Заняття № 5

Тема: Тестовий та модульний контроль «Хімічна термодинаміка. Хімічна та фазова рівноваги»

Мета: Перевірка знань.

Контрольні питання:

1. Термодинамічна система. Типи термодинамічних систем (відкрита, замкнута, ізольована), (гомогенна, гетерогенна).
2. Внутрішня енергія, теплота, робота.
3. Перший закон термодинаміки. Привести рівняння в інтегральному і диференціальному вигляді. Перший закон термодинаміки для ізобарного, ізохорного та ізотермічного процесів. Назвіть постійні параметри в кожному процесі.
4. Теплоємність. В яких одиницях вимірюється. Види теплоємності: питома, молярна, ізобарна, ізохорна.
5. Тепловий ефект хімічної реакції. Екзо- і ендотермічні реакції.
6. Залежність теплового ефекту хімічної реакції від температури. Рівняння Кірхгофа в інтегральній і диференціальній формах для ізобарного процесу.
7. Рівняння Кірхгофа в інтегральній і диференціальній формах для ізохорного процесу.
8. Що таке внутрішня енергія? Внутрішня енергія як термодинамічна функція. Ізохорна теплоємність. Привести рівняння.
9. Ентальпія як термодинамічна функція. В яких одиницях вимірюється ентальпія. Наведіть визначення ізобарної теплоємності і рівняння для розрахунку.
10. Наведіть визначення стандартної ентальпії утворення хімічних речовин. Чому дорівнює стандартна ентальпія утворення простих речовин? Назвіть стандартні умови реакції (температура, тиск).
11. Стандартна ентальпія згоряння хімічних речовин. Чому дорівнює стандартна ентальпія згоряння вищих оксидів? Назвіть стандартні умови реакції (температура, тиск).
12. Експериментальне визначення теплового ефекту реакції (на прикладі реакції нейтралізації). Пристрій і принцип роботи калориметру.
13. Як за стандартною ентальпією утворення вихідних речовин і продуктів реакції обчислити стандартну ентальпію хімічної реакції?
14. Як за стандартною ентальпією згоряння вихідних речовин і продуктів реакції обчислити стандартну ентальпію хімічної реакції?

15. Теплота розчинення солі. З яких теплових ефектів вона складається?
16. Термохімія. Закон Гесса.
17. Наслідки із закону Гесса. Способи розрахунку ентальпій реакцій з використанням закону Гесса і наслідків (привести приклад).
18. Термодинамічні змінні. Екстенсивні і інтенсивні параметри. Температура, тиск, об'єм.
19. Другий закон термодинаміки. Привести рівняння.
20. Ентропія як термодинамічна функція.
21. Способи обчислення стандартної ентропії хімічної реакції.
22. Енергія Гельмгольца як термодинамічна функція. Критерій протікання самодовільних процесів в ізохорно-ізотермічних умовах.
23. Енергія Гіббса як термодинамічна функція. Критерій протікання самодовільних процесів в ізобарно-ізотермічних умовах.
24. Хімічний потенціал як термодинамічна функція. Вираз хімічного потенціалу через енергію Гіббса, енергію Гельмгольца.
25. Ізотерма хімічної реакції. Записати рівняння.
26. Ізобара хімічної реакції. Ізохора хімічної реакції. Записати рівняння.
27. Запис виразів константи рівноваги хімічних реакцій. Взаємозв'язок між константами рівноваги, вираженими через концентрацію, тиск.
28. Зрушення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє. Як впливає на зміщення рівноваги зміна тиску, температури, концентрацій реагуючих речовин.
29. Умови фазової рівноваги. Правило фаз Гіббса. Ступінь свободи, компонент, фаза.
30. Фазова рівновага. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Фазові переходи. Види фазових переходів.
31. Екстракція. Закон розподілу Нернста-Шилова.
32. Що таке коефіцієнт розподілу, від чого він залежить?

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 6

Тема: Розчини неелектролітів

Цель: Вивчити властивості розчинів неелектролітів

Завдання для самопідготовки:

1. Розчини: класифікація, теорії утворення розчинів. Способи вираження концентрації розчинів.
2. Осмос і осмотичний тиск. Рівняння Вант-Гоффа.
3. Відносне зниження тиску пари розчинника над розчином. Закон Рауля.
4. Відхилення від закону Рауля.
5. Підвищення температури кипіння розчинів. Ебуліоскопія.
6. Зниження температури замерзання розчинів. Кріоскопія.

Задачі

Задача 1. Визначте молярну концентрацію розчину цукрози, який ізотонічний плазмі крові при 310 К. Осмотичний тиск плазми крові $8 \cdot 10^5$ Па.

Задача 2. Визначити температуру замерзання розчину, що містить 15 г метилового спирту в 1000 г води. Кріоскопічна стала води 1,86 град/моль.

Задача 3. До води масою 0,5 кг, додали 21,66 г етиленгліколю. Обчислити температуру замерзання отриманого розчину. Молярна маса етиленгліколю 62 г/моль. $K_{\text{кр}}(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ град/моль.

Задача 1:

Задача 2:

Задача 3:

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 7

Тема: Розчини електролітів. Лабораторна робота № 3.

Цель: Вивчити властивості розчинів електролітів. Визначити ступінь дисоціації слабого електроліту методом електричної провідності.

Питання для самопідготовки:

1. Теорія дисоціації Арреніуса.
2. Ступінь дисоціації електролітів у водних розчинах. Сильні і слабкі електроліти.
3. Слабкі електроліти. Константа дисоціації. Закон розведення Оствальда.
4. Ізотонічний коефіцієнт. Його зв'язок зі ступенем дисоціації. Рівняння Вант-Гоффа і Рауля для розчинів електролітів.
5. Іонний добуток води. Водневий показник рН.
6. Сильні електроліти. Активність. Коефіцієнт активності. Термодинамічна константа дисоціації.
7. Іонна сила розчину. Теорія сильних електролітів Дебая-Хюккеля. Сольватація іонів.
8. Електрична провідність розчинів електролітів.

Закон розведення Оствальда:

Рівняння Дебая-Хюккеля:

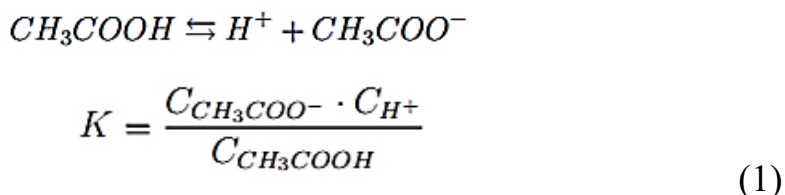
Електрична провідність питома та молярна:

Ізотонічний коефіцієнт:

Закон Рауля та рівняння Вант-Гоффа для розчинів електролітів:

Лабораторна робота № 3. Визначення константи дисоціації слабого електроліту

Процес дисоціації слабких електролітів можна представити як зворотну хімічну реакцію. Для неї константа рівноваги розраховується за рівнянням:



Для визначення константи дисоціації слабких електролітів вимірюють питому електричну провідність розчинів за допомогою кондуктометра. Згідно закону розбавлення Оствальда:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha} \quad (2)$$

Ступінь дисоціації знаходять зі значень молярної електропровідності:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}} \quad (3)$$

Молярну електропровідність отримуємо з експериментальних даних. Для цього вимірюємо питому електричну провідність розчинів електролітів різної концентрації:

$$\lambda = \frac{1000 \cdot \kappa}{C} \quad (4)$$

κ – питома електропровідність розчину; C – молярна концентрація.

Молярну провідність при нескінченному розведенні знаходимо згідно закону Кольрауша:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty}^+ + \lambda_{\infty}^- \quad (5)$$

Виконання роботи:

1. Методом послідовного розведення готують розчини слабого електроліту за завданням викладача.
2. Вимірюють величину питомої електропровідності розчинів.
3. Проводять розрахунки за представленими рівняннями.

Отримані дані заносять в таблицю:

Експериментальні дані	Н ₂ О дист.	С _М , моль/л (CH ₃ COOH)			
		0,01	0,05	0,1	0,5
Питома електрична провідність κ , Ом ⁻¹ м ⁻¹					
Молярна електрична провідність λ , м ² /Ом моль	—				
λ_{∞} , м ² /Ом моль	—				
Ступінь дисоціації α , %	—				
Константа дисоціації кислоти, $K_{дис}$ (експерим.)	—				
$K_{дис}$ (експерим.) середня	—				
Константа дисоціації кислоти, $K_{дис}$ (додвідк.)	—				

Розрахунки:

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 8

Тема: Тестовий та модульний контроль «Розчини неелектролітів та електролітів»

Мета: Перевірка знань за темою «Розчини»

Контрольні питання:

1. Рівновага рідина - пара в двокомпонентних системах. Фазові діаграми систем. Азеотропні суміші. Закони Коновалова.
2. Ідеальні розчини. Закон Рауля. Залежність загального і парціального тиску від складу розчину.
3. Надати визначення ідеального розчину. Вираз хімічного потенціалу для ідеального розчину.
4. Відхилення від закону Рауля в реальних розчинах.
5. Підвищення температури кипіння і зниження температури замерзання розчинів.
6. Реальні розчини. Закон Генрі. Активність.
7. Що таке електролітична дисоціація? Теорія дисоціації. Ступінь дисоціації, константа дисоціації і їх зв'язок.
8. Сильні і слабкі електроліти. Дисоціація слабких електролітів.
9. Сильні електроліти. Теорія сильних електролітів Дебая-Хюккеля.
10. Релаксаційний і електрофоретичний ефект гальмування в розчинах сильних електролітів.
11. Що таке іонна сила електроліту, іонна атмосфера?
12. Що таке активність, рухливість іонів? Середній коефіцієнт активності електроліту.
13. Рухливість іонів. Закон Кольрауша. Числа переносу іонів.
14. У чому причини високої рухливості іонів H_3O^+ і OH^- ? Поясніть механізм переміщення цих іонів в розчині електроліту.
15. Що таке ізотонічний коефіцієнт? Його зв'язок з характеристиками розчинів.
16. Питома електрична провідність. Визначення. В яких одиницях вимірюється? Залежність питомої провідності від концентрації для сильних і слабких електролітів.
17. Еквівалентна електрична провідність, її залежність від концентрації. В яких одиницях вимірюється? Що таке розведення електроліту, гранична еквівалентна електропровідність?
18. Залежність електропровідності від температури.

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 9

Тема: Електродні потенціали та електрорушійні сили. Лабораторна робота № 4.

Мета: Розглянути теоретичні уявлення щодо електродних процесів. Освоїти методику виконання потенціометричного титрування. Провести контроль знань за темою «Електрохімія»

Питання для самопідготовки:

1. Контактний потенціал. Електродний потенціал. Дифузійний потенціал.
2. Електрорушійна сила (ЕРС).
3. Теорія виникнення стрибка потенціалу. Рівняння Нернста.
4. Термодинаміка гальванічного елемента. Вимірювання ЕРС.
5. Класифікація гальванічних елементів.
6. Класифікація електродів. Електроди першого роду. Водневий газовий електрод.
7. Воднева шкала стандартних електродів.
8. Електроди другого роду. Каломельний і хлорсрібний електроди.
9. Окисно-відновні (редокс) електроди. Рівняння Нернста.
10. Індикаторні електроди і електроди порівняння.
11. Застосування вимірювань ЕРС для визначення різних фізико-хімічних величин. Потенціометрія.
12. Визначення рН розчинів. Застосування у фармації.
13. Редокс-системи в біохімії. Механізм виникнення біопотенціалів.

Задача 1. Виходячи зі значень стандартних електродних потенціалів, вкажіть, чи можна в гальванічному елементі здійснити наступну реакцію: $\text{Fe} + \text{Cd}^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cd}$

Надайте схему елемента ($\varphi^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ В}$; $\varphi^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}$).

Лабораторна робота № 4. Потенціометричне титрування

Потенціометричний метод заснований на вимірюванні потенціалів, що виникають між розчином і зануреним у нього електродом. Використовується для встановлення доброякісності і кількісного аналізу деяких фармакопейних препаратів, при дослідженні процесів руйнування лікарських речовин в процесі зберігання.

Розрізняють методи прямої потенціометрії і потенціометричного титрування, за допомогою якого можна визначити загальний вміст електроліту в розчині. Як титрант використовують основи і кислоти.

Виконання роботи:

1. Досліджуваний розчин (за завданням викладача) вносять піпеткою в чисту склянку на 100 - 150 мл.
2. Склянку з розчином поміщають на підставку для титрування, занурюють індикаторний електрод і електрод порівняння.
3. Бюретку заповнюють розчином титранту і закріплюють в штативі таким чином, щоб кінчик бюретки був у склянці, але не стикався з поверхнею розчину, що титруємо.
4. Вмикають мішалку, додають з бюретки по 0,5-1,0 мл розчину титранту, вимірюють E (рН) після кожної доданої порції.
5. Відлік роблять тільки після досягнення постійного значення. Титрування продовжують, поки зміна ЕРС (ΔE) або рН (ΔpH) не досягне свого максимального значення, а при подальшому збільшенні нових порцій розчину реагенту перестане змінюватися. Результати титрування записують в таблицю:

Об'єм титранту	0	1	2										
рН (E, мВ)													
ΔpH (ΔE , мВ)													

Рис.1. Інтегральна крива титрування. Система _____

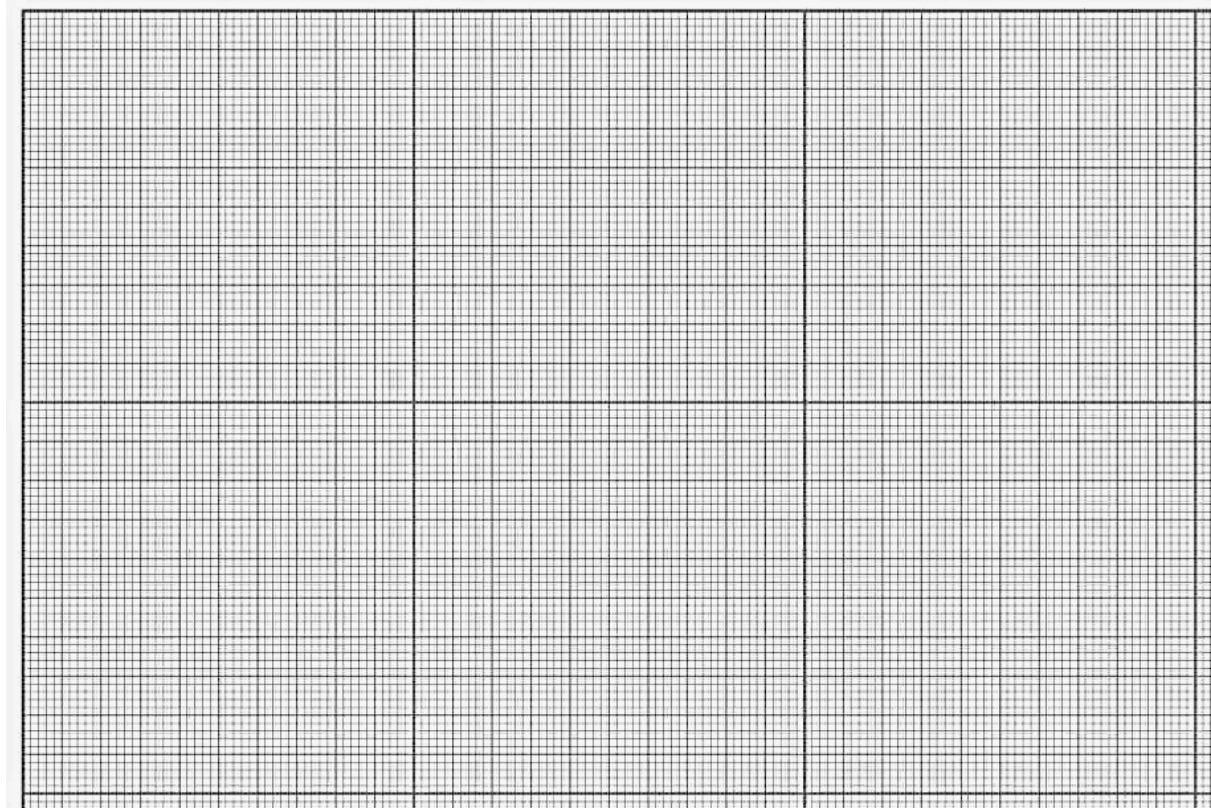
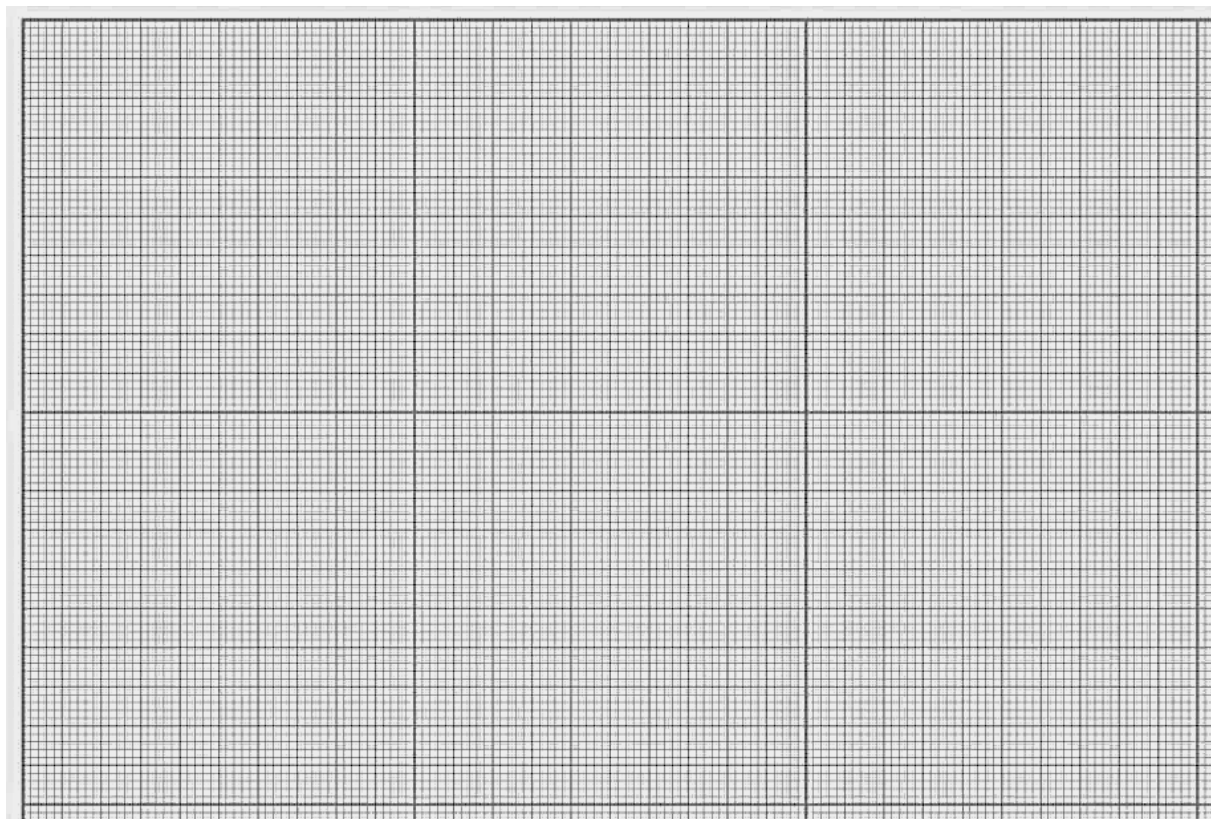


Рис. 2. Диференціальна крива титрування. Система _____



За даними титрування будують інтегральну та диференціальну криві титрування в координатах $\text{pH} - V$ та $\Delta\text{pH}/\Delta V - V$. Знаходять точки еквівалентності (об'єм титранта). Розраховують концентрацію електроліту в аналізованому розчині за рівнянням $C_1V_1 = C_2V_2$. Порівнюють отримані дані з контрольними даними.

Завдання: Привести схематично криві титрування сильної, слабкої кислот та їх суміші. Пояснити, чому вони відрізняються.

Розрахунки:

Коментарі:

Дата _____

Заняття № 10

Тема: Кінетика хімічних реакцій. Лабораторна робота № 5.

Мета: Розглянути теоретичні основи формальної кінетики. Експериментально вивчити процес розкладання пероксиду водню в часі.

Питання для самопідготовки:

1. Швидкість і константа швидкості хімічних реакцій.
2. Молекулярність і порядок хімічних реакцій.
3. Кінетичні рівняння реакцій нульового, першого і другого порядку.
4. Період напівперетворення.
5. Методи визначення порядку реакцій. Причини розбіжності порядку і молекулярної реакцій.
6. Кінетика складних реакцій.
7. Залежність швидкості реакцій від температури. Правило Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса.
8. Метод «прискореного старіння лікарської форми» для визначення терміну її придатності.

Хімічна кінетика вивчає швидкості і механізми хімічних реакцій. Швидкість хімічної реакції визначається зміною концентрації реагуючих речовин в одиницю часу (в одиниці об'єму):

$$v_i = \frac{dC_i}{dt} \quad (1)$$

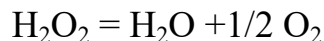
Якщо хімічна реакція є елементарною, то за її стехіометричним рівнянням можна записати математичний вираз для швидкості реакції у вигляді:

$$v = K C_A^a C_B^b \quad (2)$$

Для реакції $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ рівняння називають кінетичним рівнянням хімічної реакції. Воно відображує основний постулат хімічної кінетики: швидкість реакції пропорційна концентрації реагуючих речовин у ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів. K – константа швидкості. Розглянемо на прикладі реакції розкладу пероксиду водню газометричним методом, як розрахувати константу швидкості реакції.

Лабораторна робота № 5. Вивчення швидкості розкладання пероксиду водню.

Пероксид водню в водних розчинах самочинно розкладається:



Реакція прискорюється в присутності каталізаторів, наприклад, водних розчинів KI, FeCl₃, CuSO₄; MnO₂.

Виконання роботи:

За розкладанням пероксиду водню спостерігають, фіксуючи зміну рівня води, яку витісняє кисень, що виділяється в результаті реакції в градуйованій скляній трубці, поєднаній з реакційною посудиною - спеціальної пробіркою. Пробірка складається з двох частин, в які поміщають пероксид водню і каталізатор. Періодично перемішуючи їх через рівні проміжки часу (за завданням викладача) фіксують обсяг кисню, що виділяється, тобто зміну рівня води в скляній трубці. Вимірювання проводять, поки значення не стануть постійними.

Отримані дані заносять в таблицю 1. Розраховують різницю об'ємів кисню $V_\infty - V_t$, де V_∞ - об'єм кисню, що виділився після розкладання всього пероксиду водню. Його визначають після того, як реакція пройде до кінця, витримуючи реакційну пробірку в нагрітій водяній бані.

Константу швидкості розраховують за рівнянням:

$$k = \frac{1}{t} \ln \frac{C^0}{C} = \frac{1}{t} \ln \frac{V_\infty}{V_\infty - V_t}. \quad (3)$$

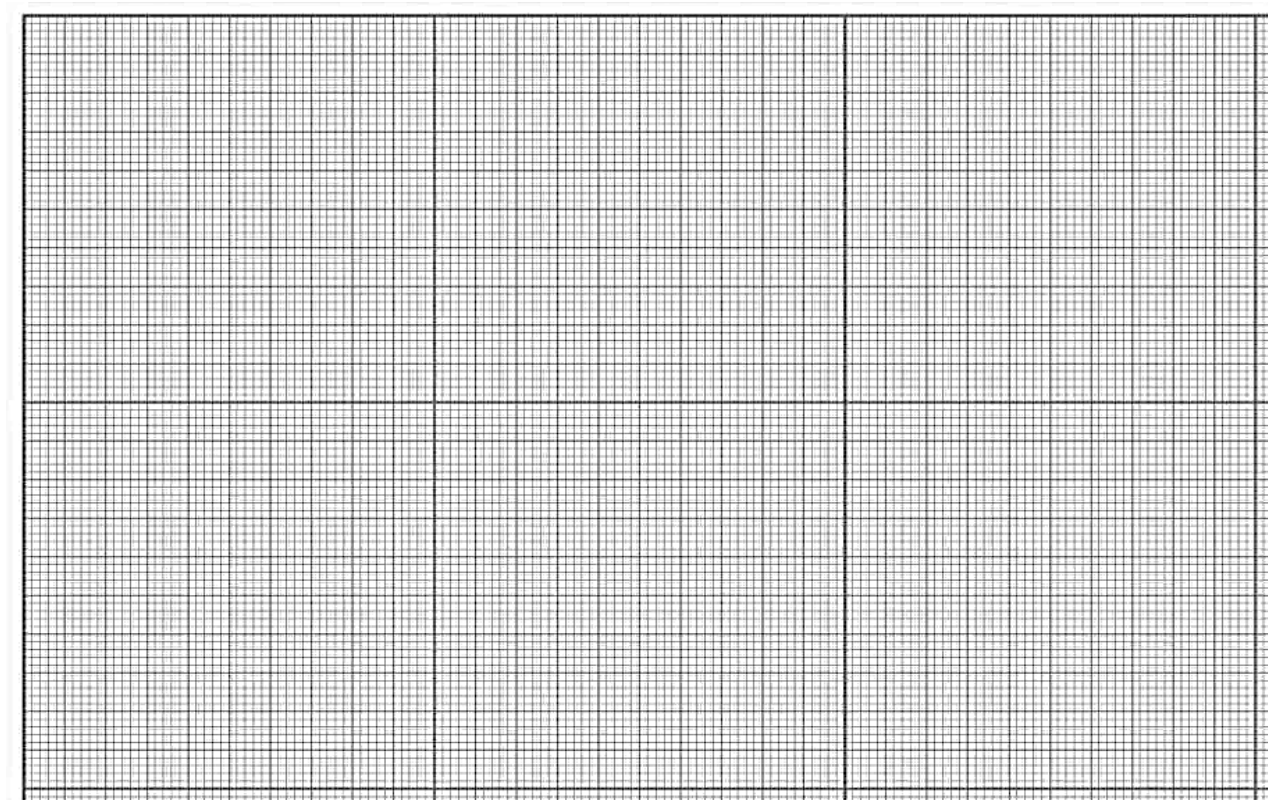
Завдання: розрахувати за експериментальними даними константу швидкості, знайти середнє значення. Показати, чому змінюються розмірності констант швидкості для реакцій різного порядку.

Побудувати графік залежності $\ln(V_\infty - V_t) = f(t)$. Показати, що реакція відповідає першому порядку.

Таблица 1

t , сек	V_t , см^3	$(V_\infty - V_t)$, см^3	$V_\infty / (V_\infty - V_t)$	$\ln V_\infty / (V_\infty - V_t)$	k

Рис. _____



Розрахунки:

Коментарі:

Дата _____ Заняття № 11

Тема: Каталіз. Теорії каталізу. Застосування у фармацевтичній промисловості.

Мета: Розглянути теоретичні основи каталізу і області його використання.

Питання для самопідготовки:

1. Каталіз. Розвиток вчення про каталіз.
2. Гомогенний каталіз, його механізм.
3. Енергія активації каталітичних реакцій.
4. Кисотно-основний каталіз.
5. Гетерогенний каталіз.
6. Ферментативний каталіз. Залежність швидкості ферментативного каталізу від концентрації ферменту і субстрату.
7. Теорія активних ансамблів.
8. Інгібітори.
9. Застосування каталізаторів у фармацевтичній промисловості.

Каталізатор:

Каталіз:

Механізми каталізу:

Тема: Тестовий і модульний контроль «Хімічна кінетика. Каталіз»

Мета: Перевірка знань за темою «Хімічна кінетика. Каталіз»

Питання для самопідготовки:

1. Основні поняття і постулат формальної кінетики. Параметри кінетичних рівнянь. Константа швидкості реакції.
2. Надати визначення швидкості хімічних реакцій в гомогенних системах. В яких одиницях вимірюється швидкість хімічної реакції? Записати формулу для розрахунку швидкості з поясненнями. Від яких факторів залежить швидкість гомогенних процесів?
3. Швидкість гетерогенної реакції. Від яких факторів залежить швидкість гетерогенних процесів?
4. Що таке порядок і молекулярність реакції? Причини розбіжності порядку і молекулярної реакцій. Час напівперетворення.
5. Способи експериментального визначення порядку реакції (інтегральні методи).
6. Диференціальні методи визначення порядку реакції.
7. Реакції нульового порядку. Кінетичне рівняння реакції 0-го порядку.
8. Реакції першого порядку. Кінетичне рівняння реакції 1-го порядку.
9. Реакції другого порядку. Кінетичне рівняння реакції 2-го порядку.
10. Реакції третього порядку. Кінетичне рівняння реакції 3-го порядку.
11. Порядок по речовині і загальний порядок реакції.
12. Дати визначення енергії активації. Що таке активований комплекс?
13. Рівняння Арреніуса. Параметри рівняння Арреніуса (енергія активації, стеричний множник). Способи визначення дослідної енергії активації.
14. Правило Вант-Гоффа. Що таке температурний коефіцієнт реакції?
15. Вплив температури на швидкість хімічної реакції.
16. Основні положення теорії активованого комплексу.
17. Основні положення теорії активних зіткнень.
18. Що називається елементарної стадією хімічної реакції? За якою ознакою класифікують елементарні реакції?
19. Класифікація складних реакцій. Послідовні реакції. Які особливості кінетики послідовних реакцій? Що таке лімітуюча стадія?
20. Класифікація складних реакцій. Паралельні реакції. Які особливості кінетики паралельних реакцій?
21. Ланцюгова реакція. Механізм ланцюгових реакцій. Які етапи характерні для ланцюгових реакцій?
22. Фотохімічні реакції. Основні закономірності перебігу фотохімічних реакцій. Що таке квантовий вихід реакції?
23. Що таке каталізатор? Каталіз, його види. Привести загальні закономірності каталізу.

- 24. Гетерогенний каталіз. Основні стадії гетерогенного каталізу.
- 25. Гомогенний каталіз. Основні стадії.
- 26. Ферментативний каталіз.

Коментарі:

Тема 1. Основні поняття термодинаміки. Перший закон термодинаміки

1. Біологічна система (живий організм) обмінюється з навколишнім середовищем речовиною і енергією. До яких систем вона може бути віднесена?

- A. Відкрита, гетерогенна
- B. Ізольована, гетерогенна
- C. Закрита, гомогенна
- D. Закрита, гетерогенна
- E. Відкрита, гомогенна

2. Кінетику термічного розкладу лікарської речовини досліджують у бомбовому калориметрі. До якого типу відноситься цей процес?

- A. Ізохорний
- B. Ізобарний
- C. Ізотермічний
- D. Рівноважний
- E. Циклічний

3. Розрахунок теплових ефектів хімічних реакцій на фармацевтичному виробництві ґрунтується на законі Гесса, який стверджує, що тепловий ефект реакції визначається:

- A. Початковим і кінцевим станом системи
- B. Способом перебігу реакції
- C. Шляхом перебігу реакції
- D. Кількістю проміжних стадій
- E. Тривалістю процесу

4. Стандартні умови визначаються наступними значеннями тиску та температури (параметрами стану):

- A. 101,3 кПа, 298 К
- B. 101,3 кПа, 273 К
- C. 101,3 кПа, 0 К
- D. 50 кПа, 273 К
- E. 50 кПа, 298 К

5. Найчастіше в технології фармацевтичних препаратів

підтримують сталими температуру та тиск. Як називається цей процес ?

- A. Ізобарно-ізотермічний
- B. Ізохорно-ізотермічний
- C. Ізобарний
- D. Ізохорний
- E. Ізотермічний

6. При високій температурі навколишнього середовища вентилятор полегшує перебування в приміщенні, оскільки його робота збільшує тепловіддачу, перш за все, шляхом:

- A. Конвекції
- B. Випаровування рідини
- C. Радіації
- D. Теплопровідності
- E. Потовиділення

7. Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху реакції, тобто від проміжних стадій, а визначається лише початковим і кінцевим станами системи. Який закон термодинаміки це доводить?

- A. Гесса
- B. Коновалова
- C. Рібендера
- D. Смолуховського
- E. Гельмгольца

8. Людина купається у басейні, де температура води становить +25°C. Який механізм тепловіддачі переважає у неї в даній ситуації ?

- A. Теплопроведення
- B. Конвекція
- C. Радіація
- D. Випаровування рідини
- E. Потовиділення

Тема 2. Другий і третій закони термодинаміки. Термодинамічні потенціали та критерії оцінки направленості процесів

- Багато хімічних процесів відбувається за сталих температури і об'єму. Яку термодинамічну функцію треба обрати як критерій перебігу самочинного процесу в цих умовах?*
 - Енергія Гіббса
 - Енергія Гельмгольца
 - Внутрішня енергія
 - Ентальпія
 - Ентропія
- В технології синтезу фармацевтичних препаратів багато процесів відбувається при сталих температурі та тиску. Яку термодинамічну функцію треба обрати як критерій перебігу самочинного процесу за цих умов?*
 - Енергія Гіббса
 - Енергія Гельмгольца
 - Внутрішня енергія
 - Ентропія
 - Ентальпія
- Йодоформ під час зберігання самочинно розпадається з утворенням йоду. Яка з термохімічних функцій є критерієм спрямування цього процесу при постійності V і T ?*
 - Енергія Гельмгольца F
 - Ентропія S
 - Ентальпія H
 - Енергія Гібса G
 - Внутрішня енергія U
- Термодинамічні розрахунки дозволяють визначити можливість і напрямок самочинних процесів. У ізольованій системі з цією метою використовують зміну такої термодинамічної функції :*
 - Ентропія
 - Енергія Гібса
 - Енергія Гельмгольца
 - Внутрішня енергія
 - Ентальпія
- Який з виразів відповідає стану хімічної рівноваги при постійних тиску та температурі ?*
 - $\Delta G=0$
 - $\Delta F=0$
 - $\Delta H=0$
 - $\Delta U=0$
 - $\Delta S=0$
- Яка термодинамічна величина є критерієм спрямування самочинного процесу при постійних об'ємі та температурі?*
 - Енергія Гельмгольца
 - Ентропія
 - Енергія Гібса
 - Хімічний потенціал
 - Ентальпія
- Не проводячи обчислень, визначити, в результаті якої реакції ентропія не змінюється?*
 - $H_2 + Cl_2 = 2HCl$
 - $2CO + O_2 = 2CO_2$
 - $3H_2 + N_2 = 2NH_3$
 - $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$
 - $N_2O_4 = 2NO_2$

Тема 3. Хімічна рівновага, її закономірності та практичне використання

1. При виробництві лікарських препаратів їх вихід можна підвищити при правильному виборі температурного режиму. Яке рівняння встановлює залежність константи рівноваги від температури при постійному тиску?
А. Ізобари хімічної реакції
В. Ізотерми хімічної реакції
С. Кірхгоффа
D. Ізохори хімічної реакції
Е. Гібса-Гельмгольца
2. Рівноважний стан хімічної реакції відноситься до конкретних процесів, які відбуваються в хімікофармацевтичному виробництві. Для оборотних реакцій він описується:
А. Законом дії мас Гульдберга і Вааге
В. Правилем Вант-Гоффа
С. Законом Гесса
D. Першим законом Коновалова
Е. Правилем фаз Гіббса
3. У технології фармацевтичних препаратів важливу роль відіграють: тиск, температура, концентрація. Зниження температури якого з процесів прискорює його?
А. Екзотермічний
В. Ендотермічний
С. Адіабатичний
D. Ізохорний
Е. Ізобарний
4. У технології фармацевтичних препаратів важливу роль мають: тиск, температура, концентрація. Зниження температури якого процесу збільшує вихід продуктів реакції ?
А. Екзотермічний
В. Ендотермічний
С. Ізохорний
D. Ізобарний
Е. Адіабатичний
5. Який з виразів відповідає стану хімічної рівноваги при постійних тиску та температурі ?
А. $\Delta G=0$
В. $\Delta F=0$
С. $\Delta H=0$
D. $\Delta U=0$
Е. $\Delta S=0$

Тема 4. Правило фаз Гіббса. Діаграма стану одно- та двокомпонентних систем. Термічний аналіз

1. Більшість технологічних процесів у фармації відбувається в гетерогенних системах. Яка кількість фаз міститься у суміші евтектичного складу при евтектичній температурі двокомпонентної системи ?
 - A. 3
 - B. 2
 - C. 5
 - D. 4
 - E. 1
2. Обчислення температури фазових перетворень при різних тисках має важливе практичне значення для сучасного фармацевтичного виробництва і здійснюється відповідно до:
 - A. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса
 - B. Правила Трутона
 - C. Правила фаз Гіббса
 - D. Рівняння Менделєєва-Клапейрона
 - E. Законів Коновалова
3. Одним з важливих етапів у вивченні фізико-хімічних властивостей води є аналіз її діаграми стану. Які фази знаходяться у рівновазі у потрійній точці на діаграмі стану води?
 - A. Рідка вода, лід, пара води
 - B. Рідка вода, лід
 - C. Рідка вода, пара води
 - D. Лід, пара води
 - E. Лід
4. Термічний аналіз широко застосовують у фармації. Вкажіть кількість точок на діаграмі плавкості салол – камфора, компоненти якої утворюють просту евтектику, у яких система інваріантна:
 - A. 3 B. 1 C. 2 D. 4 E. 0
5. Фазові діаграми використовують у фармацевтичному аналізі. Як називається лінія на діаграмі стану евтектичного типу, нижче якої не може існувати рідка фаза?
 - A. Солідус
 - B. Ліквідус
 - C. Конода
 - D. Нода
 - E. Пунктирна
6. У потрійній точці на діаграмі стану води:
 - A. $C=0$
 - B. $C=2$
 - C. $\Phi=3; C=1$
 - D. $C=1$
 - E. $\Phi=3; n=1$
7. Яке правило застосовують для характеристики гетерогенних систем, у яких встановлюється фазова рівновага ?
 - A. Правило фаз Гіббса
 - B. Вант-Гоффа
 - C. Штаудингера
 - D. Нернста
 - E. Петерса
8. Яким буде число ступенів свободи у системі салол-камфора, якщо з розплаву одночасно виділяються кристали обох компонентів?
 - A. 0
 - B. 1
 - C. 2
 - D. 3
 - E. – 1
9. Лінію на діаграмі стану, нижче якої може існувати тільки тверда фаза, називають:
 - A. Солідус
 - B. Евтетика
 - C. Медіана

D. Ліквідус

E. Конода

10. Вкажіть число ступенів свободи перетинання лінії ліквідусу з віссю ординат діаграми стану двокомпонентної системи:

A. $C=0$

B. $C=2$

C. $C=1$

D. $C = -1$

E. $C=3$

11. Вода у потрійній точці на діаграмі стану є системою:

A. Інваріантною

B. Моноваріантною

C. Біваріантною

D. Триваріантною

E. Чотирьохваріантною

Тема 5. Фазова рівновага у системі пара-рідина та аналіз діаграм взаємної розчинності рідин. Коефіцієнт розподілу третього компонента між двома фазами. Екстракція

1. Ступінь вилучення лікарської речовини в процесі екстракції залежить від величини її коефіцієнта розподілу. Якщо речовина, що розподіляється, характеризується різними ступенями дисоціації або асоціації в різних фазах, коефіцієнт розподілу обчислюється за:

A. Рівнянням Шилова-Лепінь

B. Законом розподілу Нернста

C. Правилем фаз Гіббса

D. Першим законом Рауля

E. Правилем Вант-Гоффа

2. Найкращим прикладом ідеального розчину, що підпорядковується закону Рауля, є розчин:

A. Будь-який гранично розведений

B. Ацетону у хлороформі

C. Бензену в етанолі

D. Бензену у воді

E. Хлороформу у циклогексані

3. Другий закон Коновалова застосовується до нероздільно киплячих розчинів, що мають екстремальні точки на діаграмах стану, які називаються:

A. Азеотропні суміші

B. Ідеальні розчини

C. Необмежено розчинні рідини

D. Обмежено розчинні рідини

E. Взаємно нерозчинні рідини

4. Водно-спиртові суміші широко застосовуються в медичній та фармацевтичній практиці. Вони відносяться до азеотропів. Яка особливість азеотропних сумішей?

A. Нероздільно киплять

B. Не змішуються

C. Взаємодіють між собою

D. Не взаємодіють між собою

E. Мають критичну температуру змішування

Тема 6. Термодинаміка розчинів електролітів. Колігативні властивості розчинів

1. Ізотонічність – це вимога, яку висувають до ін'єкційних розчинів та очних крапель. Розчин якої речовини має найбільший осмотичний тиск при однаковій молярній концентрації та температурі ?

- A. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- B. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- C. CuSO_4
- D. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- E. $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{12}$

2. При виготовленні деяких лікарських форм необхідно враховувати величину осмотичного тиску. Який з перерахованих 0,01 М розчинів має найбільший осмотичний тиск?

- A. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- B. Сечовина
- C. Фруктоза
- D. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- E. KCl

3. При виготовленні деяких рідких лікарських форм необхідно враховувати величину їх осмотичного тиску. 0,1 М розчин якої з наведених речовин має найбільший осмотичний тиск?

- A. AlCl_3
- B. Глюкоза
- C. Сахароза
- D. CaCl_2
- E. KNO_3

4. У фізико-хімічній лабораторії були приготовані водні розчини сечовини, глюкози, натрій сульфату, алюміній сульфату і натрій бензоату однакової молярної концентрації. Який з перелічених розчинів має найбільший осмотичний тиск при

298K?

- A. Алюміній сульфату
- B. Сечовини
- C. Глюкози
- D. Натрій бензоату
- E. Натрій сульфату

5. Який з наведених нижче розчинів однакової молярної концентрації має максимальний осмотичний тиск?

- A. Нітрату алюмінію
- B. Глюкози
- C. Хлориду натрію
- D. Сульфату магнію
- E. Йодиду калію

6. Який з перерахованих розчинів однакової молярності кипить при найбільшій температурі?

- A. Розчин $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- B. Розчин $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- C. Розчин сахарози
- D. Розчин CaCl_2
- E. Розчин NaCl

7. Який з перерахованих розчинів однакової молярності кристалізується при найнижчій температурі?

- A. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- B. NaCl
- C. KI
- D. Сечовини
- E. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$

8. Який осмотичний тиск мають розчини ліків, що застосовують в медицині як ізотонічні до крові?

- A. 740 - 780 кПа
- B. 420 - 448 кПа
- C. 900 - 960 кПа
- D. 600 - 670 кПа
- E. 690 - 720 кПа

9. Який осмотичний тиск мають розчини, що використовуються в медицині як ізотонічні або кровозамінники?

- A. 770-800 кПа
- B. 200-300 кПа
- C. 300-400 кПа
- D. 500-600 кПа
- E. 900-1000 кПа

10. Який осмотичний тиск повинен мати розчин, що використовується в медицині як ізотонічний розчин?

- A. 700 - 800 кПа
- B. 200 - 300 кПа
- C. 300 - 400 кПа
- D. 500 - 600 кПа
- E. 900 - 1000 кПа

11. При обчисленні осмотичного тиску розчинів електролітів за законом Вант-Гоффа використовується:

- A. Ізотонічний коефіцієнт
- B. Осмотичний коефіцієнт
- C. Коефіцієнт активності
- D. Кріоскопічна стала
- E. Ебуліоскопічна стала

12. При однаковій молярній концентрації розчин якої з речовин характеризується мінімальною температурою кристалізації?

- A. Na_2SO_4
- B. NaCl
- C. CH_3OH
- D. CH_3Cl
- E. $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$

13. При однаковій температурі дано 5 водних розчинів з молярною концентрацією 0,05 моль/кг. Які з цих розчинів є ізотонічними по відношенню один до одного?

- A. NaCl і MgSO_4
- B. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ і NaCl
- C. AlCl_3 і CaCl_2

D. CH_3OH і NaCl

E. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ і AlCl_3

14. При розрахунках кількості допоміжних речовин, необхідних для ізотонування рідких лікарських форм, використовують значення ізотонічних коефіцієнтів. Чому він дорівнює для сульфату цинку за умови його повної дисоціації у водному розчині ?

A. 2 B. 0 C. 1 D. 3 E. 4

15. Розчини деяких електролітів є лікарськими препаратами. Яке максимальне значення ізотонічного коефіцієнта для розчину MgSO_4 ?

- A. 2
- B. 4
- C. 3
- D. 5
- E. 7

16. Серед перелічених водних розчинів лікарських речовин, молярність яких складає 0,1 моль/кг, максимальне збільшення температури кипіння відповідає розчину:

- A. Ацетату натрію
- B. Глюкози
- C. Нікотинової кислоти
- D. Етанолу
- E. Аскорбінової кислоти

17. Молярна концентрація розчинів складає 0,1М. Який з розчинів характеризується найбільшим осмотичним тиском?

- A. Хлориду кальцію
- B. Хлориду літію
- C. Хлориду калію
- D. Фенолу
- E. Етанолу

18. Для внутрішньовенних ін'єкцій використовують водний розчин CaCl_2 з масовою часткою 10%. Яке максимальне значення ізотонічного коефіцієнта CaCl_2 у водному розчині ?

A. 3

- B. 4
- C. 2
- D. 5
- E. 1

19. Людині для відновлення об'єму циркулюючої крові перелили кровозамінник - ізотонічний розчин NaCl. Яка концентрація цього розчину?

- A. 0,9%
- B. 0,3%
- C. 0,5%
- D. 1%
- E. 3%

20. Кріоскопічні сталі води, бензолу, хлороформу, оцтової кислоти і камфори відповідно дорівнюють 1,86; 5,12; 4,9; 3,9; 40,0. Який з цих розчинників слід обрати для найбільш точного визначення молярної маси лікарської речовини (неелектроліту) кріоскопічним методом (2011,2012)?

- A. Камфора
- B. Хлороформ
- C. Оцтова кислота
- D. Бензол
- E. Вода

Тема 7. Хімічна кінетика та класифікація реакцій за кінетичною ознакою.

1. В методі визначення терміну придатності лікарського препарату допускають, що реакція розкладання лікарської речовини є реакцією такого порядку:

- A. Перший
- B. Другий
- C. Нульовий
- D. Третій
- E. Дробовий

2. Швидкість хімічної реакції не залежить від концентрації реагуючих речовин. Який порядок даної реакції?

- A. Нульовий
- B. Перший
- C. Другий
- D. Третій
- E. Дробний

3. Який порядок має проста реакція складена за схемою $A+B = 2C$?

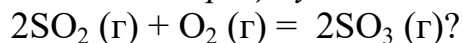
- A. Другий
- B. Перший

C. Третій

D. Нульовий

E. Дробовий

4. Який із наведених записів, згідно закону діючих мас, виражає швидкість процесу



- A. $k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$
- B. $[2\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]$
- C. $k [\text{SO}_2] \cdot [\text{O}_2]$
- D. $k [\text{SO}_2] + [\text{O}_2]$
- E. $[\text{SO}_2]^2 + [\text{O}_2]$

5. Реакція нітрування фенолу протікає з утворенням орто- і паранітрофенолу. До якого типу реакцій її відносять?

- A. Паралельна
- B. Послідовна
- C. Спряжена
- D. Зворотна
- E. Ланцюгова

6. При фармацевтичному синтезі застосовують прості і складні реакції. Вкажіть порядок простої реакції $2A + B = 3D$:

- A. 3
B. 2
C. 1
D. 0
E. 0,5
7. *Константа швидкості хімічної реакції має розмірність л/моль·хв. Вкажіть порядок реакції:*
A. Другий
B. Перший
C. Третій
D. Нульовий
E. Дробовий
8. *Константа швидкості хімічної реакції чисельно дорівнює швидкості реакції за умови, що молярні концентрації :*
A. Реагентів дорівнюють одиниці
B. Реагентів відрізняються на одиницю
C. Продуктів однакові
D. Продуктів відрізняються на одиницю
E. Реагентів невелики
9. *Кінетичні методи використовуються для визначення стабільності лікарських препаратів. Визначте порядок реакції, якщо константа швидкості її має розмірність s^{-1} :*
A. Перший
B. Нульовий
C. Дробовий
D. Другий
E. Третій
10. *Дослідження залежності швидкості реакцій від різних факторів дозволяє інтенсифікувати технологічні процеси. Який з факторів НЕ ВПЛИВАЄ на константу швидкості хімічної реакції ?*
A. Концентрація реагуючих речовин
B. Температура
C. Природа реагуючих речовин
D. Природа розчинника
E. Ступінь дисперсності твердої речовини
11. *За якою величиною порівнюють швидкості хімічних реакцій однакових порядків:*
A. За величиною константи швидкості хімічної реакції
B. За величиною швидкості хімічної реакції
C. За часом закінчення реакції
D. За зміною концентрацій реагуючих речовин
E. За зміною концентрацій продуктів реакції
12. *Вкажіть порядок і молекулярність реакції гідролізу сахарози $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = C_6H_{12}O_6$ (фруктоза) + $C_6H_{12}O_6$ (глюкоза) (2011):*
A. Бімолекулярна, псевдопершого порядку
B. Мономолекулярна, першого порядку
C. Бімолекулярна, другого порядку
D. Мономолекулярна, другого порядку
E. Бімолекулярна, третього порядку
13. *Швидкість реакції $Fe_2O_3() + 3H_2 \rightarrow 2Fe + H_2O$, при $V = const$ і збільшенні кількості H_2 в 2 рази, зросте у:*
A. 8 разів
B. 2 рази
C. 4 рази
D. 16 разів
E. 6 разів

Тема 8. Залежність швидкості реакції від температури. Теорії активних співударів та перехідного стану

1. Який з факторів у вузькому інтервалі температур відіграє головну роль у збільшенні швидкості реакції при підвищенні температури?

- A. Зростає частка активних молекул
- B. Зростає загальне число зіткнень молекул
- C. Зростає енергія активації
- D. Зменшується енергія активації
- E. Зростає швидкість руху молекул

2. Які дані необхідно використати для визначення енергії активації?

- A. Константи швидкості реакції при двох температурах
- B. Теплова енергія реакції
- C. Зміна енергії системи
- D. Внутрішня енергія системи
- E. Порядок реакції

3. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2. У скільки разів зміниться швидкість цієї реакції при зміні температури на 40°C ?

- A. У 16 разів
- B. У 8 разів
- C. У 4 рази
- D. У 32 рази
- E. У 24 рази

4. Правило Вант-Гоффа застосовують при визначенні терміну придатності ліків. В яких межах знаходиться температурний коефіцієнт швидкості більшості хімічних реакцій?

- A. 2-4 B. 2-3 C. 1-3 D. 3-4 E. 1-5

5. Метод "прискореного старіння ліків", який застосовується для визначення строків придатності лікарських засобів, ґрунтується на:

- A. Правилі Вант-Гоффа
- B. Правилі Панета-Фаянса
- C. Постулаті Планка
- D. Законі Оствальда
- E. Законі Рауля

6. Для точного обчислення константи швидкості за величиною енергії активації, застосовується стеричний фактор, який враховує:

- A. Взаємну орієнтацію реагуючих молекул
- B. Хімічні властивості взаємодіючих сполук
- C. Концентрацію реагуючих речовин
- D. Температуру реакційної суміші
- E. Будову молекул взаємодіючих сполук

7. За величинами константи швидкості можна робити висновки щодо перебігу процесів синтезу тих чи інших лікарських препаратів. Від якого з факторів залежить константа швидкості реакції?

- A. Температура
- B. Тиск
- C. Об'єм
- D. Концентрація
- E. Час реакції

8. На фармацевтичному виробництві процеси синтезу лікарських препаратів відбуваються за різних умов. У якому процесі ентропія не змінюється?

- A. Адіабатичному
- B. Ізотермічному
- C. Ізохорному
- D. Ізобарному
- E. Політропному

Тема 9. Каталіз, ферментативний каталіз, використання каталізаторів

1. Ферменти (біологічні каталізатори) застосовують як фармакологічні препарати. Який механізм дії ферментів в біохімічних реакціях?

- А. Знижують енергію активації реакції
- В. Підвищують енергію активації реакції
- С. Інгібують процес реакції
- Д. Змінюють константу швидкості реакції
- Е. Змінюють порядок реакції

2. Ферменти широко використовуються у фармації в якості лікарських препаратів. Яка основна відмінність ферментів від небіологічних каталізаторів?

- А. Висока специфічність дії та селективність
- В. Висока універсальність
- С. Мала універсальність
- Д. Висока дисперсність
- Е. Висока гомогенність

3. Одним з факторів, що впливають на збільшення виходу лікарської речовини у процесі його синтезу, є зниження енергії активації реакції. Цьому сприяє:

- А. Додавання каталізатора
- В. Підвищення температури
- С. Зниження температури
- Д. Збільшення концентрації
- Е. Зменшення концентрації

Тема 10. Електропровідність розчинів електролітів. Кондуктометрія та кондуктометричне титрування

1. Який параметр вимірюють при кондуктометричному титруванні розчинів електролітів ?

- А. Електропровідність
- В. Електрорушійна сила
- С. В'язкість розчину
- Д. Кислотність середовища
- Е. Концентрація розчину

2. При кондуктометричному титруванні суміші кислот

HCl і CH_3COOH 0,1M розчином $NaOH$ вимірюють:

- А. Електропровідність розчину
- В. рН середовища
- С. Різницю потенціалів
- Д. Кут обертання площини поляризованого світла
- Е. Показник заломлення

Тема 11. Електродні потенціали та ЕРС гальванічних елементів.

Класифікація гальванічних елементів

1. *В електрохімічному аналізі широко застосовуються електроди різноманітної конструкції. До електродів першого роду належить:*
 - А. Водневий газовий електрод
 - В. Каломельний стандартний електрод
 - С. Хлорсрібний стандартний електрод
 - Д. Хінгідроновий електрод
 - Е. Скляний електрод
2. *Окислювально-відновлювальні процеси грають виключну роль у обміні речовин та енергії в організмі людини. Який показник є кількісною мірою окислювальної та відновлювальної здатності реагентів?*
 - А. Величина стандартного потенціалу
 - В. Тепловий ефект реакції
 - С. Температура
 - Д. рН розчину
 - Е. Концентрація окиснювача та відновлювача
3. *До якого типу відноситься електрод, складений за схемою $Au^{3+}|Au$?*
 - А. Електроди I роду
 - В. Електроди II роду
 - С. Електроди III роду
 - Д. Окисно-відновні електроди
 - Е. Іон-селективні електроди
4. *До якого типу електродів відноситься хлорсрібний електрод?*
 - А. Другого роду
 - В. Першого роду
 - С. Газові
 - Д. Окисно-відновні
 - Е. Іон-селективні
5. *Для яких гальванічних елементів величина ЕРС не залежить від величин стандартних електродних потенціалів?*
 - А. Концентраційні
 - В. Окисно-відновні
 - С. Елементи Даніеля-Якобі
 - Д. Хімічні джерела струму
 - Е. Елементи Вестона
6. *Скляний електрод широко застосовується для вимірювання рН у біологічних середовищах та рідких лікарських формах. До якого типу відноситься скляний електрод?*
 - А. Іон-селективний електрод
 - В. Електрод I роду
 - С. Редокс-електрод
 - Д. Електрод II роду
 - Е. Газовий електрод

Теми 12-13. Потенціометрія. Потенціометричне титрування

1. *Виберіть індикаторний електрод для кількісного визначення оцтової кислоти методом потенціометричного титрування :*
 - A. Скляний
 - B. Хлорсрібний
 - C. Срібний
 - D. Платиновий
 - E. Каломельний
2. *Виберіть пару електродів для визначення $FeSO_4$ методом потенціометричного титрування:*
 - A. Платиновий і хлорсрібний
 - B. Мідний і скляний
 - C. Хінгідронний і цинковий
 - D. Водневий і скляний
 - E. Сурм'яний і срібний
3. *Який метод заснований на функціональній залежності між концентрацією досліджуваного компонента і величиною електродного потенціалу?*
 - A. Потенціометрія
 - B. Кондуктометрія
 - C. Атомно-абсорбційна спектроскопія
 - D. Амперометрія
 - E. Електрофорез
4. *При дослідженні лікарських речовин застосовується потенціометричний метод визначення рН. Який з електродів можна використовувати як індикаторний при вимірюванні рН розчину ?*
 - A. Скляний
 - B. Мідний
 - C. Хлорсрібний
 - D. Каломельний
 - E. Цинковий
5. *Потенціометричний метод визначення рН як найбільш універсальний занесений до Державної Фармакопеї України. За допомогою якої з пар електродів можна визначити рН ?*
 - A. Скляний-каломельний
 - B. Водневий-хінгідронний
 - C. Скляний-водневий
 - D. Каломельний-хлорсрібний
 - E. Скляний-хінгідронний
6. *Потенціометричний метод визначення рН як найбільш універсальний занесений до Державної фармакопеї України. Який з електродів використовують якості електроду порівняння?*

- А. Насичений каломельний
В. Хінгідронний
С. Скляний
D. Водневий
Е. Цинковий
7. *Оберіть пару електродів для визначення $FeSO_4$ методом потенціометричного титрування:*
А. Платиновий і хлорсрібний
В. Мідний і скляний
С. Хінгідронний і цинковий
D. Водневий і скляний
Е. Сурм'яний і срібний
8. *Оберіть пару електродів для потенціометричного визначення рН розчину:*
А. Скляний-хлорсрібний
В. Каломельний-хлорсрібний
С. Хінгідронний-стибієвий
D. Сірчаноокислий ртутний-хлорсрібний
Е. Скляний-стибієвий
9. *Для кількісного визначення ферум ІІ сульфату методом потенціометричного титрування в якості індикаторного електроду застосовують:*
А. Платиновий
В. Хлорсрібний
С. Хінгідронний
D. Сурм'яний
Е. Скляний

Підсумок занять:

Виконання лабораторних робіт -

Теорія:

Модуль 1 (Термодинаміка, хімічні та фазові рівноваги) -

Модуль 2 (Розчини. Електрохімія) -

Модуль 3 (Кінетика) -

Залік –

Допущений до екзамену _____

Викладач _____

Навчальне видання

ТИМЧУК Алла Федорівна

**РОБОЧИЙ ЗОШИТ ДИСЦИПЛІНИ
«ФІЗИЧНА ХІМІЯ»**

Методичний посібник
для студентів 2 курсу спеціальності 226 «Фармація, промислова фармація».



Г Е Л Ь В Е Т И К А
ВИДАВНИЧИЙ ДІМ

WWW.HELVETICA.UA

Підписано до друку 14.05.2021 р. Формат 60x84/16.
Папір офсетний. Гарнітура Times. Цифровий друк.
Ум. друк. арк. 3,14. Тираж 50. Замовлення № 0721/266.
Віддруковано з готового оригінал-макета.

Друкарня – Видавничий дім «Гельветика»
65101, Україна, м. Одеса, вул. Інглезі, 6/1
Телефони: +38 (048) 709 38 69,
+38 (095) 934 48 28, +38 (097) 723 06 08
E-mail: mailbox@helvetica.ua
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
ДК № 6424 від 04.10.2018 р.