

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
УКРАЇНСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ХІМІКО-ТЕХНОЛОГІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

З ОРГАНІЗАЦІЇ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
З ДИСЦИПЛІНИ "ФІЗИЧНА І КОЛОЇДНА ХІМІЯ"
ЗА ОСВІТНІМ РІВНЕМ «БАКАЛВР»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ СПЕЦІАЛЬНОСТІ «226 – ФАРМАЦІЯ»

Затверджено на засіданні
кафедри фізичної хімії.
Протокол № 9 від 14.05.2019р.

Дніпро ДВНЗ УДХТУ 2020

Методичні вказівки з організації самостійної роботи студентів з дисципліни «Фізична та колоїдна хімія» за освітнім рівнем «Бакалвр» для студентів спеціальності «226 – Фармація» / Укл. Д.В. Гиренко, В.С. Проценко. – Д.: ДВНЗ УДХТУ, 2020. – 47 с.

Укладачі: Д.В. Гиренко, к.х.н.
В.С. Проценко, д.х.н.

Відповідальний за випуск О.Б. Веліченко, д-р хім. наук

Навчальне видання

Методичні вказівки
з організації самостійної роботи студентів з дисципліни «Фізична та колоїдна хімія» за освітнім рівнем «Бакалвр» для студентів спеціальності «226 – Фармація».

Укладачі: ГИРЕНКО Дмитро Вадимович
ПРОЦЕНКО В'ячеслав Сергійович

Редактор
Коректор
Технічний редактор
Комп'ютерна верстка

Підписано до друку . Формат 60×84/16. Папір ксерокс. Друк різнограф.

Умов. друк. арк. 0,7. Обл.-вид. арк. 0,74. Тираж 100 прим. Зам. № 518.

Свідоцтво ДК № 5026 від 16.12.2015.

ДВНЗ УДХТУ, просп. Гагаріна, 8, м. Дніпро, 49005

Редакційно-видавничий відділ

ЗМІСТ

1. Предмет і мета дисципліни «Фізична та колоїдна хімія»	4
2. Програма навчальної дисципліни.....	5
2. Завдання для індивідуального самостійного виконання.....	9
Домашнє розрахункове завдання № 1.....	9
Домашнє розрахункове завдання № 2.....	10
Домашнє розрахункове завдання № 3-А	11
Домашнє розрахункове завдання № 3-Б.....	17
Домашнє розрахункове завдання № 4.....	19
Домашнє розрахункове завдання № 5.....	21
Домашнє розрахункове завдання № 6.....	22
4. Приклади розв'язання типових задач з «фізичної та колоїдної хімії»	24
Задача 1. Термохімія.	24
Задача 2. Друге начало термодинаміки. Ентропія	25
Задача 3. Хімічна рівновага.....	27
Задача 4. Вплив зовнішніх факторів на вихід продукту реакції.	28
Задача 5. Фазові рівноваги	29
Задача 6. Фазові рівноваги. Рівновага рідина-пар.	30
Задача 7. Гальваніний елемент	33
Задача 8. Вплив температури на швидкість реакції	35
Задача 9. Будова міцелл.	36
Задача 10. Будова міцелл.	37
Задача 11. Електрофорез.....	37
Задача 12. Кінетика швидкої коагуляції	38
5. Перелік питань для підготовки до контрольних робіт та іспиту	40
6. Список рекомендованої літератури для самостійної роботи.....	46

1. Предмет і мета дисципліни «Фізична та колоїдна хімія»

Фізична та колоїдна хімія грає визначну роль в формуванні фахівця в галузі фармацевтики. Вона дає спеціалісту знання щодо процесів, які відбуваються при одержанні ліків та їх перетворень в організмі людини.

Мета вивчення фізичної та колоїдної хімії:

1. Формування високоосвідченого фахівця, знайомого з головними проблемами перетворень та існування речовин в технічних і природних об'єктах, а також володіння сучасними методами їх досліджень.
2. Оволодіння навичками застосування законів фізичної та колоїдної хімії для вирішення питань створення лікарських засобів та умов їх застосування з метою підвищення їх якості, зниження енерго- та матеріалоємності продукції.
3. Оволодіння теоретичними основами методів аналізу та виробництва фармацевтичних засобів.
4. Підвищення культурного та теоретичного рівня студентів з метою створення фундаменту для безперешкодного одержання нових знань та навиків після закінчення навчання.

Завдання вивчення курсу «фізичної та колоїдної хімії» полягає в знайомстві студентів з основними ідеями термодинаміки, фазових рівноваг і теорії розчинів, електрохімії, хімічної кінетики та каталізу, основними закономірностями і механізмом явищ, які виникають на межі поділу фаз. Він повинен вміти на практиці виконувати розрахунки фазових, хімічних та міжфазних рівноваг, швидкостей хімічних процесів, ознайомитися з методами одержання дисперсних систем, регулювання їх властивостей, а також вміти застосовувати електрохімічні, спектроскопічні та інші методи досліджень.

В результаті вивчення курсу фізичної та колоїдної хімії студент повинен **ЗНАТИ:**

- теоретичні основи розрахунків теплових ефектів хімічних реакцій та фазових перетворень;
- теоретичні основи розрахунків рівноваг та характер впливу на їх зсув різноманітних факторів;
- основні закономірності утворення розчинів та перебігу процесів при зміні їх складу;
- основні закони хімічної кінетики та вплив різноманітних факторів на швидкість хімічних реакцій;
- вплив фазового стану речовини на її реакційну здатність.

В результаті вивчення курсу фізичної та колоїдної хімії студент повинен **ВМІТИ:**

- обчислювати теплові ефекти хімічних реакцій в залежності від умов їх перебігу;
- розраховувати теплові ефекти утворення речовин, які відсутні в довідковій літературі;
- розраховувати константи рівноваги на основі експериментальних та теоретичних даних;
- вміти користуватися фазовими діаграмами та основами їх побудови за експериментальними даними;

- володіти методами визначення складу розчинів на основі їх фізико-хімічних властивостей та навпаки;
- володіти експериментальними методами одержання фізико-хімічних констант речовини;
- володіти методами обчислення кінетичних констант та часу перетворень хімічних сполук;
- керувати хімічними процесами на основі фізико-хімічних досліджень та теоретичних уявлень.

2. Програма навчальної дисципліни

Змістовий модуль 1. Основні закони термодинаміки

Тема 1.1 – Перше начало термодинаміки (Основні поняття термодинаміки: термодинамічні системи, термодинамічні параметри, термодинамічна рівновага, оборотні и необоротні процеси, температура. Внутрішня енергія, теплота і робота. Перше начало термодинаміки, ентальпія. Рівняння для обчислення роботи, зміни ентальпії і внутрішньої енергії у різних процесах. Теплоємність. Закон Гесса. Стандартні ентальпії утворення і згоряння сполук. Залежність теплового ефекту процесу від температури. Рівняння Кірхгофа. Теплоти розчинення і розведення, теплота сольватації. Зміна ентальпії і теплоємності при фазових переходах.)

Тема 1.2 – Друге начало термодинаміки (Термодинамічні процеси (рівноважні і нерівноважні, довільні та недовільні). Друге начало термодинаміки. Ентропія. Рівняння Клаузіуса. Ентропія як критерій спрямованості довільних процесів в ізольованих системах. Обчислення зміни ентропії в різних процесах. Постулат Планка. Обчислення абсолютної ентропії речовини у ході хімічної реакції.)

Тема 1.3 – Критерії спрямованості процесів і умови рівноваги у закритих і відкритих системах (Об'єднаний вираз першого і другого начала термодинаміки. Енергія Гіббса і енергія Гельмгольца як критерій спрямованості і границі перебігання процесів у закритих системах. Характеристичні функції. Рівняння Гіббса-Гельмгольца. Хімічний потенціал. Парціальні мольні величини. Залежність хімічного потенціалу від параметрів стану. Критерій спрямованості процесів і умови рівноваги у відкритих системах.)

Змістовий модуль 2. Хімічна рівновага

Тема 2.1 – Хімічна рівновага (Хімічна рівновага. Закон діючих мас. Стандартна і емпіричні константи рівноваги. Рівняння ізотерми хімічної реакції Вант-Гоффа. Обчислення складу рівноважної суміші, виходу продукту, ступеню перетворення, ступеню дисоціації. Вплив температури на хімічну рівновагу. Рівняння ізобари і ізохори хімічної реакції. Вплив температури, тиску і домішки інертних газів на зсув рівноваги. Обчислення констант рівноваги із стандартних величин термодинамічних функцій.)

Тема 2.2 – Хімічна рівновага в реальних системах (Хімічний потенціал в реальних системах. Рівняння стану Ван-дер-Ваальса, Редліха-Квонга, віріальне.

Критичні параметри. Принцип відповідного стану. Гази. Газові закони. Рівняння реальних газів. Фугітивність і методи її обчислення)

Змістовий модуль 3. Фазові рівноваги. Розчини неелектролітів.

Тема 3.1. - **Фазові рівноваги в однокомпонентних системах** (Поняття фази, компоненту, ступеню свободи. Діаграма стану однокомпонентної системи. Рівняння Клапейрона-Клаузіуса для різних фазових переходів).

Тема 3.2. - Фазові рівноваги в двокомпонентних системах (Діаграми плавкості бінарних систем. Побудова кривих охолодження. Правило важеля).

Тема 3.3. - Розчини та їх колігативні властивості (Визначення та термодинамічна класифікація розчинів. Способи вираження концентрації розчинів. Закон Рауля та його наслідки. Осмотичний тиск розчинів. Розчинність речовин. Фазові діаграми бінарних систем з обмежено розчинних рідин. Фазові діаграми "рідина - пара". Закони Коновалова. Процес перегонки та його різновиди).

Заліковий модуль 2. Розчини електролітів. Електрохімія. Хімічна кінетика та каталіз.

Змістовий модуль 4. Розчини електролітів.

Тема 4.1 – **Властивості слабких та сильних електролітів** (Відмінності у властивостях електролітів та неелектролітів. Ізотонічний коефіцієнт. Теорія електролітичної дисоціації. Залежність ступеня дисоціації від різних чинників. Стандартний стан у розчинах електролітів. Активність. Електростатична теорія сильних електролітів Дебая-Гюккеля. Залежність коефіцієнту активності від іонної сили розчину.)

Тема 4.2 – **Електрична провідність розчинів** (Механізм переносу струму у розчинах електролітів. Електрична провідність розчинів. Рухливість іонів, її залежність від температури, природи іонів і в'язкості розчинника. Закон незалежного руху іонів Кольрауша. Аномальна рухливість іонів гідроксилу і гідроксонію. Особливості електропровідності у розчинах сильних електролітів. Електрофоретичний і релаксаційний ефекти. Числа переносу)

Змістовий модуль 5. Електрохімія.

Тема 5.1 – **Рівноважні електродні процеси** (Електрорушійні сили і електродні потенціали. Механізм виникнення електродного потенціалу. Електродний потенціал. Рівняння Нернста. Стандартні електродні потенціали у водневій шкалі. Класифікація електродів. Електроди для вимірювання рН розчинів. Електроди порівняння.)

Тема 5.2 – **Електрохімічні кола** (Термодинаміка гальванічного елементу. Гальванічні кола: хімічні і концентраційні. Кола без переносу та з переносом. Дифузійний потенціал. Методи вимірювання ЕРС гальванічних елементів і електродних потенціалів. Електроди порівняння. Визначення коефіцієнтів активності і рН на основі вимірювання ЕРС. Потенціометрія.)

Змістовий модуль 6. Хімічна кінетика.

Тема 6.1 – **Формальна кінетика. Загальні поняття.** (Основні поняття хімічної кінетики. Термодинамічні та кінетичні критерії перебігання хімічних

реакцій. Швидкість хімічної реакції: середня та істинна швидкість, швидкість за речовиною. Експериментальні методи визначення швидкості хімічних реакцій. Кінетичні криві. Закон діючих мас – основний постулат хімічної кінетики. Константа швидкості. Фактори, що впливають на швидкість реакцій. Молекулярність, порядок реакції. Елементарний акт. Кінетична класифікація хімічних реакцій. Час напівперетворення. Методи визначення порядку реакцій: інтегральні та диференційні.)

Тема 6.2 – **Вплив температури на швидкість хімічних реакцій.** (Правило Вант-Гоффа. Коефіцієнт Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса. Енергія активації. Дослідне визначення енергії активації.)

Тема 6.3 – **Теорії хімічної кінетики** (Теорія активних зіткнень. Теорія активованого комплексу. Перехідний стан. Поверхня потенціальної енергії).

Тема 6.4 – **Кінетика ланцюгових реакцій. Фотохімічні і радіаційно-хімічні реакції.** (Особливості і основні стадії ланцюгових реакцій. Особливості кінетики фотохімічних реакцій. Закони фотохімії. Рівняння швидкості фотохімічної реакції. Квантовий вихід).

Тема 6.5 – **Загальні поняття каталізу.** (Особливості кінетики каталітичних реакцій. Каталітична активність та селективність. Класифікація каталітичних процесів. Поширеність та практичне значення каталітичних реакцій. Гомогенний каталіз. Сутність каталітичної дії. Злитий та роздільний механізми каталізу. Енергетичні діаграми ходу реакцій. Гетерогенний каталіз та каталізатори).

Заліковий модуль 3. Поверхневі явища. Властивості дисперсних систем.

Змістовий модуль 7. Поверхневі явища

Тема 7.1 – **Термодинаміка поверхневого шару** (Поверхневі сили і поверхневий шар. Термодинамічні функції поверхневого шару. Метод надлишків Гіббса. Поверхневий натяг як міра вільної поверхневої енергії. Рівняння Гіббса-Гельмгольца для поверхневого шару. Вплив температури на поверхневий натяг, ентропію і теплоту утворення поверхневого шару.)

Тема 7.2 – **Поверхневі явища** (Адгезія, змочування, капілярні явища. Рівняння Дюпре, Юнга, Юнга-Дюпре, Лапласа-Юнга, Кельвіна-Томсона. Електрокапілярність, рівняння Ліпмана. Адсорбційне рівняння Гіббса. Термодинаміка адсорбції. Константа адсорбційної рівноваги.)

Тема 7.3 – **Адсорбція** (Ізотерми поверхневого натягу. Поверхнева активність. Поверхнево-активні речовини (ПАР). Правило Траубе, рівняння Шишковського. Ізотерми адсорбції на межі розчин/газ. Вивід, аналіз, лінеаризація ізотерми Ленгмюра. Теорії полімолекулярної адсорбції).

Змістовий модуль 8. Дисперсні системи. Оптичні та молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем

Тема 8.1. **Загальні поняття колоїдної хімії.** (Поняття дисперсної системи, дисперсної фази та дисперсійного середовища. Дисперсність, питома поверхня.

Способи отримання та очистки дисперсних систем. Класифікація дисперсних систем).

Тема 8.2. **Оптичні властивості дисперсних систем** (Розсіювання світла дисперсними системами. Аналіз рівняння Релея. Закон Бугера-Ламберта-Беера. Оптичні методи аналізу дисперсних систем).

Тема 8.3. **Молекулярно-кінетичні властивості дисперсних систем** (Броунівський рух, дифузія у дисперсних системах. Рівняння Ейнштейна - Смолюховського. Седиментація. Закон Стокса та його аналіз. Седиментаційний аналіз суспензій. Гіпсометричний закон Лапласа).

Змістовий модуль 9. Електрокінетичні властивості дисперсних систем. Стійкість та руйнування дисперсних систем.

Тема 9.1. **Подвійний електричний шар. Електрокінетичні явища** (Механізми виникнення подвійного електричного шару. Сучасні уявлення про його будову. Правило Фаянса-Панета. Будова міцели ліофобного золю. Електрокінетичні явища у дисперсних системах. Рівняння Гельмгольца-Смолюховського).

Тема 9.2. Коагуляція дисперсних систем (Поняття коагуляції. Правило Шульце-Гарді. Принципи та види електролітної коагуляції золів. Кінетика коагуляції за Смолюховським).

Тема 9.3. Стійкість та руйнування дисперсних систем (Теорія ДЛФО. Фактори стійкості дисперсних систем. Механізми стабілізації дисперсних систем).

2. Завдання для індивідуального самостійного виконання

Домашнє розрахункове завдання № 1

«Хімічна термодинаміка»

Для реакції А (таблиця) визначити:

1. Стандартний ізобарний тепловий ефект за температури 298 К.
2. Стандартний ізобарний та ізохорний тепловий ефект за температури Т.
3. Стандартну зміну ентропії за температури 298 К.
4. Стандартну зміну енергії Гіббса (стандартну хімічну спорідненість) за температури 298 К.
5. Стандартну хімічну спорідненість при заданій температурі Т (за рівнянням Тьомкіна-Шварцмана).
6. Стандартну константу рівноваги K^0 та емпіричні константи рівноваги K_p і K_c при температурі Т.
7. Яким чином впливає підвищення температури, збільшення тиску, додавання інертних газів на значення константи рівноваги та на вихід продуктів реакції (відповідь детально обґрунтувати, користуючись принципом Ле Шательє-Брауна).

№	Реакция	Т, К	№	Реакция	Т, К
1	$\text{CH}_4 + 3\text{Cl}_2 = \text{CHCl}_3 + 3\text{HCl}$	800	16	$\text{CHCl}_3 + 2\text{HCl} = \text{CH}_3\text{Cl} + 2\text{Cl}_2$	500
2	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	1000	17	$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$	600
3	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	600	18	$\text{CH}_3\text{CHO} = \text{CH}_4 + \text{CO}$	700
4	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$	700	19	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$	800
5	$4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$	900	20	$2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$	900
6	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 = 4\text{HCl} + \text{O}_2$	1000	21	$2\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3 = \text{m-C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2 + \text{C}_6\text{H}_6$	1000
7	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2$	800	22	$\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 4\text{H}_2$	1200
8	$2\text{NH}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_2$	1200	23	$2\text{C}_3\text{H}_6 + 9\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	600
9	$2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HCl} + \text{O}_2$	1300	24	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	500
10	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	1000	25	$2\text{C}_3\text{H}_6 + 9\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	700
11	$\text{CO}_2 + 3\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	1200	26	$\text{CH}_4 + 2\text{Cl}_2 = \text{CH}_2\text{Cl}_2 + 2\text{HCl}$	1100
12	$\text{CH}_3\text{Cl} + 2\text{Cl}_2 = \text{CHCl}_3 + 2\text{HCl}$	600	27	$\text{CH}_4 + \text{I}_2 = \text{CH}_3\text{I} + \text{HI}$	500
13	$2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = (\text{CH}_3)_2\text{CO} + 3\text{H}_2 + \text{CO}$	500	28	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	900
14	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$	700	29	$\text{CO} + \text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$	800
15	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COH} + \text{H}_2$	1100	30	$\text{C}_2\text{H}_6 + \text{Cl}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$	500

Домашнє розрахункове завдання № 2

«Фазова рівновага в однокомпонентних системах».

Задана рідина (таблиця) кипить при стандартному тиску ($P_1=101325\text{Па}$) при температурі T_1 . За тиску P_2 рідина кипить при температурі T_2 . За допомогою рівняння Клапейрона-Клаузіуса для двох температур:

1. Розрахувати молярну та питому теплоту випаровування рідини.
2. Розрахувати температуру кипіння рідини за тиску P_3 .
3. Розрахувати тиск (P_4), при якому температура кипіння зросте на 20°C відносно T_1 .
4. Яку кількість теплоти треба надати 500 г рідини, щоб перетворити її на пару? Вважати, що рідина знаходиться при температурі кипіння.

№	Рідина	Формула	$T_1, ^\circ\text{C}$	$T_2, ^\circ\text{C}$	$P_2, \text{Па}$	$P_3, \text{Па}$
1	Анілін	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	184,4	192,6	125000	185000
2	Ацетон	CH_3COCH_3	56,24	64,5	132000	190000
3	Бензол	C_6H_6	80,1	93,8	150000	200000
4	Бензол	C_6H_6	80,1	93,8	150000	200000
5	Бутанол	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	117,5	122,7	125000	205000
6	Вода	H_2O	100	120,7	202000	215000
7	Гексан	C_6H_{12}	68,95	86,2	165000	120000
8	Дібромметан	CH_2Br_2	97	118,9	195000	250000
9	Дібутиловий етер	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OC}_3\text{H}_7$	142	160,5	160000	125000
10	Діхлорметан	CH_2Cl_2	40	55,8	170000	130000
11	Діетиловий етер	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$	34,6	51,7	175000	135000
12	Ізобутиловий спирт	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	107,2	126,2	195000	155000
13	Масляна кислота	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$	163,2	190,3	200000	160000
14	Мурашина кислота	HCOOH	100,7	139,8	205000	165000
15	Нітрометан	CH_3NO_2	101,2	128,9	215000	170000
16	н-Пентан	C_5H_{12}	36,1	41,3	120000	224000
17	Піридин	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	115,3	124,3	130000	125000
18	Пропанол	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	97,2	104,1	135000	132000
19	Тетрахлор-метан	CCl_4	76,54	87,8	140000	145000
20	Толуол	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$	110,6	122,5	145000	150000
21	Трихлорметан	CHCl_3	61,3	73,3	150000	125000
22	Трихлороцтова кислота	CCl_3COOH	195	209,2	155000	205000
23	Оцтова кислота	CH_3COOH	118,1	129,9	125000	125000

24	Фосген	COCl ₂	8,3	21,2	160000	165000
25	Хлорбензол	C ₆ H ₅ Cl	131,7	151,2	165000	160000
26	Циклогексан	C ₆ H ₁₂	81,4	98,6	170000	170000
27	Циклопентан	C ₅ H ₁₀	49,3	76,6	224000	175000
28	Етанол	C ₂ H ₅ OH	197,3	223,7	180000	140000
29	Етиленгліколь	ОНС ₂ Н ₄ ОН	197,85	216,2	190000	150000

Домашнє розрахункове завдання № 3-А

«Рівновага рідина-пар»

Дана залежність складу рідкої (x) і газоподібної (y) фаз від температури (T) для бінарної рідкої системи $A - B$ при сталому тиску P . Склади x і y виражені у молярних процентах речовини A (таблиця).

1. Побудуйте графік залежності складу пари (y) від складу рідкої фази (x) при $P = \text{const}$.
2. Побудуйте графік залежності склад – температура кипіння.
3. Визначити температуру кипіння системи, яка містить a , ваг.% компонента A . Який склад першої бульбашки пари? При якій температурі зникнуть останні краплі рідини та який їх склад (додаткова таблиця)?
4. Визначити склад пари, що знаходиться у рівновазі з рідкою бінарною системою, яка кипить за температури T_1 . За допомогою якого експерименту можна визначити склад рідини, що починає кипіти за температури T_1 ?
5. Який компонент і у якій кількості може бути виділений із системи, що містить b кг речовини A і d кг речовини B ?
6. Якого компонента та яку кількість необхідно додати до зазначеної в п. 4 суміші, щоб вийшла азеотропна суміш?
7. Яка кількість речовини A (кг) буде в парах і у рідкої фази, якщо 10 кг суміші, що містить a ваг.% речовини A , нагріти до температури T_1 ?

№	Система	Т,К	А, ваг.%		Т,К	А, ваг.%	
			x	y		x	y
1	A – HNO ₃ B – H ₂ O при $P = 10,333 \cdot 10^4$ Па	373	0	0	394	40,2	60,2
		379,5	8,4	0,6	391	46,5	75,9
		385	12,3	1,8	385	53	89,1
		391,5	22,1	6,6	372	61,5	92,1
		394,6	30,8	16,6	357	100	100
		394,9	38,3	38,3			
2	A – HNO ₃ B – C ₂ H ₂ O ₂ при $P = 10,079 \cdot 10^4$ Па	391,1	0	0	400,3	40	47
		395,1	10	3	393,3	50	82
		399,5	20	8	378	60	96
		401,6	33,3	34	358,3	100	100

3	А – HF В – H ₂ O при P = 10,133·10 ⁴ Па	373,6	0	0	381,7	44,4	63,3
		375,8	9,2	1,8	374,7	50,3	81
		379,8	18,9	6,4	371,9	52,2	86,2
		381,4	22,8	10,6	367,9	54,2	92,2
		383,3	27,9	17,8	359,6	58,2	95,8
		384,7	33,8	30,5	352	61,7	98,9
		385,4	35,8	35,8	306,5	87,9	99,5
		384,4	39,7	47,5	292,4	100	100
4	А – H ₂ O В – C ₅ H ₄ O ₂ при P = 10,333·10 ⁴ Па	435	0	0	371,7	30	90,5
		431,8	2	10	370,9	50	90,8
		427,8	4	19	370,9	90,8	90,8
		419	6	36	370,9	96	91,8
		395,5	8	68	371,1	98	92
		382,5	10	81,1	371,6	99	94,5
		373,6	20	89	373	100	100
5	А – H ₂ O В – н-С ₄ H ₁₀ O при P = 10,133·10 ⁴ Па	390,7	0	0	365,8	57,7	75
		384,5	3,9	26,7	366,7	98,8	80,8
		382,6	5,5	32,3	368,4	99,2	84,3
		370,9	25,7	62,9	371,7	99,7	92,9
		370,2	27,5	64,1	373	100	100
		369,3	30,5	66,2			
		366,4	50,6	74			
6	А – H ₂ O В – изо-С ₄ H ₁₀ O при P = 10,133·10 ⁴ Па	381,4	0	0	362,2	67	67
		370,8	13,5	40,1	362,5	97,5	67,2
		370,1	15	42	364,5	98,6	71,4
		369	17,2	44,6	366,4	99,1	78,2
		363,3	39,7	62,6	373	100	100
		362,5	56,4	66,6			
7	А – H ₂ O В – C ₅ H ₁₂ O (2-метил-3бутил-2-ол) при P = 10,246·10 ⁴ Па	377,5	0	0	364,3	87,5	68,1
		371	17	32	364,8	94,9	70,3
		365,3	34,2	55,3	366,4	97,7	75,7
		364,3	53,8	63,4	370	99	86
		364,2	65,9	65,9	373,3	100	100
8	А – CS ₂ В – CH ₃ COCH ₃ при P = 10,133·10 ⁴ Па	329,2	0	0	312,8	44,8	59,8
		327	1,9	8,3	312,3	53,6	62,7
		324,4	4,8	18,5	312,1	65,3	66,1
		319,6	13,4	35,1	312,3	78,9	70,5
		317	18,6	44,3	313,5	87,9	76
		314,4	29,1	52,5	316,5	96,8	88,6
		313,3	38	57,4	319,3	100	100

9	А – CH ₃ OH В – CCl ₄ при P = 10,333·10 ⁴ Па	349,7	0	0	328,7	56,6	55,2
		349,1	0,2	2	329	72,5	59,1
		345,4	0,4	12	329,4	76,4	60,3
		340,6	1,3	24,2	330,1	83,8	64,9
		335	3	38,3	331,2	88,3	69,6
		332,4	5,1	44,5	333,9	94,8	82,3
		330	12,4	50	335,8	97,9	91
		329,3	24,8	52,2	337,1	99,3	96,7
		328,8	40,1	53,7	337,7	100	100
10	А – CH ₃ OH В – C ₆ H ₆ при P = 9,670·10 ⁴ Па	328,8	45,3	54,1			
		351,6	0	0	329,4	24,9	59,9
		341,2	2,4	17,5	329,4	64,5	64,5
		336,9	3,6	30,1	329,9	78,5	66,6
		333,3	4,7	43,5	330,6	84,7	71,3
		331,8	5,2	48,7	331,3	90,2	77,1
		330,3	8,3	53,4	336,1	100	100
11	А – CH ₃ OH В – C ₆ H ₆ при P = 10,133·10 ⁴ Па	329,8	9,2	54,6			
		363,2	0	0	330,7	58,6	61
		342,4	2,8	31	330,6	69,5	62,5
		339,8	5	39,5	331,1	81,7	65,5
		334,4	9	48,5	332,9	90,2	73
		331	27	57,5	335,4	96,8	90
		330,8	44	58,5	336,4	98,8	94,2
12	А – C ₂ H ₆ O В – C ₆ H ₆ при P = 1·10 ⁵ Па				337,7	100	100
		342,8	0	0	341,4	62,9	50,5
		342,6	4	15,1	342	71,08	54,9
		342	15	35,3	343,3	79,8	60,6
		341,2	29,8	40,5	344,8	87,2	68,3
		340,8	42,1	43,6	347,4	93,9	78,7
13	А – C ₃ H ₆ O В – CH ₃ OH при P = 10,133·10 ⁴ Па	341	53,7	46,6	351,1	100	100
		337,7	0	0	329,1	60	65,6
		335,9	4,8	14	328,6	80	80
		333,1	17,6	31,7	328,8	95	87
		331,3	28	42	329,1	98,2	96
	330,2	40	51,6	329,5	100	100	

14	А – C ₃ H ₆ O В – CHCl ₃ при P = 9,760·10 ⁴ Па	332,9	0	0	334,3	53,6	59,8
		333,3	7,9	6	333,3	61,8	69,8
		334,2	14,3	11,6	331,9	71,5	79,2
		334,8	18,6	16	331,2	77	84,8
		335,2	26,6	23,5	330,2	82,1	90,1
		335,4	39,4	39,4	329	91,5	95,4
		335	46,2	52	328,2	100	100
15	А – C ₄ H ₈ O ₂ В – CHCl ₃ при P = 1·10 ⁵ Па	334,3	0	0	332,9	75,5	83,2
		336	18,6	10,3	331,8	82,7	89
		336,8	34	31,8	330,8	89,2	93,6
		336,4	46,8	51,5	330	94,9	97,3
		335,2	57,8	65,2	329	100	100
		334	67,3	75,7			
16	А – C ₃ H ₈ O В – H ₂ O при P = 10,133·10 ⁴ Па	373	0	0	360,9	50	45,2
		368	1	11	361,3	60	49,2
		365	2	21,6	362	70	55,1
		363,5	4	29	363,5	80	64,1
		362,3	6	34	364,5	85	70,4
		361,5	10	37,2	365,8	90	77,8
		361,1	20	39,2	367	94	84
		360,9	30	40,4	370,3	100	100
		360,8	40	42,4			
17	А – C ₄ H ₁₀ O В – C ₆ H ₁₂ O ₂ при P = 0,668·10 ⁴ Па	325,6	0	0	324,2	59,1	50,4
		324,5	18	22,5	325,3	76,5	64,5
		324,1	27	32,2	326,5	86,38	75,2
		323,8	35,5	39	327,7	92,1	83,3
		323,8	43,5	41,6	329,1	100	100
18	А – C ₄ H ₁₀ O В – C ₆ H ₁₂ O ₂ при P = 2,200·10 ⁴ Па	353,6	0	0	349,5	61,3	57,8
		351,2	16,1	21	350,2	77,7	70,5
		349,9	31,3	37,5	351,3	87,3	80,7
		349,4	47,4	47,9	353,3	100	100
19	А – C ₅ H ₁₂ O В – C ₆ H ₁₂ O ₂ при P = 10,133·10 ⁴ Па	399	0	0	389,9	72,2	74,1
		394,2	21,9	33,4	389,8	77,9	78,6
		391,9	37,2	48,2	389,9	88	84,4
		390,9	51,4	58	390,1	93	88
		390,1	66,4	69,2	390,5	100	100

20	А – CHCl_3 В – CH_3OH при $P = 10,000 \cdot 10^4$ Па	337,6	0	0	328,9	28,7	48,8
		337,1	2,9	8,3	327,5	38,5	54,2
		335,4	6,3	16,1	326,7	51,8	58,9
		333,7	10,3	24	326,7	70,7	67,8
		332,1	15,2	32,3	330	90	82,3
		330,5	21,2	41,2	334,4	100	100
21	А – CCl_4 В – $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ при $P = 9,933 \cdot 10^4$ Па	350,9	0	0	337,4	41,1	56,9
		347,8	3,2	16,6	336,9	55,7	59,7
		345,4	7	26,5	336,6	63	63
		343,3	11,4	35,4	337,3	72,9	66,9
		341,4	16,6	43,5	343	89	84
		339,6	23	49,8	348,9	100	100
		338,3	31	53,6			
22	А – CCl_4 В – $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ при $P = 9,140 \cdot 10^4$ Па	347,1	0	0	344,6	51,3	52,8
		347	0,5	0,8	344,6	58,8	58,7
		346,3	7,3	10	344,8	69,3	65
		345,8	15,9	20,2	345,1	79,2	72
		345,2	28	32,4	345,6	89,4	85
		344,9	35,2	38,9	346,4	100	100
		344,7	42,9	45,9			
23	А – C_7H_8 В – $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ при $P = 10,133 \cdot 10^4$ Па	381	0	0	373,9	63,8	57
		376,6	11,4	21,8	374,9	76,2	64,1
		374,9	21,1	33,4	376,3	84,4	71,2
		374,1	35,5	44,2	377,7	89,7	77,3
		373,8	44,1	48	380,2	96,5	87
		373,6	58,8	54,4	383,4	100	100
24	А – транс- $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ В – CH_3OH при $P = 10,133 \cdot 10^4$ Па	337,6	0	0	317,3	34,3	68
		336,4	0,7	5,1	316	43,8	72,8
		333,5	2,8	16,8	314,9	76,9	76,9
		329,5	5,08	30,4	315,6	88,6	79
		325,3	11,2	45,2	316,1	96,5	83
		321,1	18,7	53,8	319	99,6	94,4
		319	24,6	59,3	321,3	100	100
		317,8	29,4	65,3			

25	А – цис-С ₂ Н ₂ Сl ₂ В – СН ₃ ОН при Р = 10,133·10 ⁴ Па	337,6	0	0	325	51,3	60,9
		336,3	2,9	8,9	324,8	57,1	63,4
		334,8	4,8	13,7	324,5	65,1	65,1
		331	13,6	33,1	325,3	85	70,8
		329,9	16,9	37,1	325,9	91,6	74
		326,7	31,4	50,4	329,3	99,6	87,3
		326,1	36,5	53,9	330,8	99,8	93,9
		325,4	42,6	57,6	333,3	100	100
26	А – СS ₂ В – СН ₃ СОСН ₃ при Р = 10,133·10 ⁴ Па	329,2	0	0	312,3	77	70,5
		325	3,9	13,8	313	84,5	73
		322,3	8,1	25,2	315,3	93,5	84,1
		318,8	13,8	36,7	317,7	98,1	92,4
		316	22,8	46,7	319,3	100	100
		314,3	31,5	53,4			
		312,5	57	62,5			
	В – СН ₃ ОН при Р = 10,133·10 ⁴ Па	336,5	3	11,7	328,8	69,3	73,5
		334,3	10,9	23,5	328,6	80	80
		332,4	20,7	35	328,7	95	94
		330,8	32,8	45,6	329,1	98,2	97,6
		329,7	47,5	57,2	329,5	100	100

Додаткові дані до ДЗ №3-А:

№	T ₁	a	b	d	№	T ₁	a	b	d
1	385	65	81	19	14	332,5	70	37	63
2	394	60	62	38	15	334	70	30	70
3	365	75	67	33	16	365	80	90	10
4	390	50	22	88	17	325	65	55	45
5	370	45	20	80	18	350,5	75	65	35
6	370	35	68	32	19	393	35	55	45
7	370	30	5	95	20	332	25	50	50
8	320	20	30	70	21	343	25	35	65
9	335	30	27	73	22	345	75	53	47
10	335	25	62	38	23	377	80	83	47
11	340	15	12	88	24	325	25	51	49
12	345	75	64	36	25	330	25	55	45
13	332	30	73	27	26	319	20	59	41

Домашнє розрахункове завдання № 3-Б

«Електрохімія»

Для електрохімічного елемента (таблиця) при $T = 298 \text{ K}$:

- записати рівняння хімічних реакцій, які перебігають на електродах;
- вказати катод та анод;
- обчислити константу рівноваги;
- обчислити електродні потенціали напівелементів при заданих активностях іонів;
- розрахувати електрорушійну силу (ЕРС).

№	Гальванічний елемент	Стандартні потенціали	
1	Pt Ag^{2+} , Ag^+ Cr^{3+} , Cr^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,5 0,2 0,1	$\text{Ag}^{2+} + 1e = \text{Ag}^+$ $\varphi^0 = 2,00 \text{ B}$	$\text{Cr}^{3+} + 1e = \text{Cr}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,41 \text{ B}$
2	Pt Cr^{3+} , Cr^{2+} Co^{3+} , Co^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,05 0,5 0,1	$\text{Cr}^{3+} + 1e = \text{Cr}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,41 \text{ B}$;	$\text{Co}^{3+} + 1e = \text{Co}^{2+}$ $\varphi^0 = +1,95 \text{ B}$.
3	Pt U^{4+} , U^{3+} Co^{3+} , Co^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,04 0,05 0,2	$\text{U}^{4+} + 1e = \text{U}^{3+}$ $\varphi^0 = -0,64 \text{ B}$	$\text{Co}^{3+} + 1e = \text{Co}^{2+}$ $\varphi^0 = +1,95 \text{ B}$.
4	Pt Cr^{3+} , Cr^{2+} Sn^{4+} , Sn^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,2 0,3 0,1	$\text{Cr}^{3+} + 1e = \text{Cr}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,41 \text{ B}$;	$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$ $\varphi^0 = +0,15 \text{ B}$.
5	Pt U^{4+} , U^{3+} Cr^{3+} , Cr^{2+} Pt <i>a</i> 0,5 0,05 0,5 0,01	$\text{U}^{4+} + 1e = \text{U}^{3+}$ $\varphi^0 = -0,64 \text{ B}$	$\text{Cr}^{3+} + 1e = \text{Cr}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,41 \text{ B}$;
6	Pt Ce^{4+} , Ce^{3+} Fe^{3+} , Fe^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,05 0,5 0,1	$\text{Ce}^{4+} + 1e = \text{Ce}^{3+}$ $\varphi^0 = +1,74 \text{ B}$	$\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$ $\varphi^0 = +0,771 \text{ B}$
7	Pt Cu^{2+} , Cu^+ Sn^{4+} , Sn^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,5 0,2 0,1	$\text{Cu}^{2+} + 1e = \text{Cu}^+$ $\varphi^0 = +0,159 \text{ B}$	$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$ $\varphi^0 = +0,15 \text{ B}$.
8	Pt Cr^{3+} , Cr^{2+} Ag^{2+} , Ag^+ Pt <i>a</i> 0,2 0,06 0,3 0,7	$\text{Cr}^{3+} + 1e = \text{Cr}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,41 \text{ B}$;	$\text{Ag}^{2+} + 1e = \text{Ag}^+$ $\varphi^0 = 2,00 \text{ B}$
9	Pt Ce^{4+} , Ce^{3+} Tl^{3+} , Tl^+ Pt <i>a</i> 0,1 0,05 0,5 0,1	$\text{Ce}^{4+} + 1e = \text{Ce}^{3+}$ $\varphi^0 = +1,74 \text{ B}$	$\text{Tl}^{3+} + 2e = \text{Tl}^+$ $\varphi^0 = +1,28 \text{ B}$
10	Pt U^{4+} , U^{3+} In^{3+} , In^+ Pt <i>a</i> 0,1 0,5 0,4 0,1	$\text{U}^{4+} + 1e = \text{U}^{3+}$ $\varphi^0 = -0,64 \text{ B}$	$\text{In}^{3+} + 2e = \text{In}^+$ $\varphi^0 = -0,40 \text{ B}$
11	Pt Tl^{3+} , Tl^+ Mn^{3+} , Mn^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,02 0,6 0,2	$\text{Tl}^{3+} + 2e = \text{Tl}^+$ $\varphi^0 = +1,28 \text{ B}$	$\text{Mn}^{3+} + 1e = \text{Mn}^{2+}$ $\varphi^0 = +1,51 \text{ B}$.
12	Pt Pb^{4+} , Pb^{3+} Fe^{3+} , Fe^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,5 0,05 0,1	$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$ $\varphi^0 = +1,8 \text{ B}$	$\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$ $\varphi^0 = +0,771 \text{ B}$
13	Pt V^{3+} , V^{2+} Ag^{2+} , Ag^+ Pt <i>a</i> 0,1 0,6 0,2 0,8	$\text{V}^{3+} + 1e = \text{V}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,255 \text{ B}$.	$\text{Ag}^{2+} + 1e = \text{Ag}^+$ $\varphi^0 = 2,00 \text{ B}$
14	Pt U^{4+} , U^{3+} Tl^{3+} , Tl^+ Pt <i>a</i> 0,1 0,08 0,5 0,2	$\text{U}^{4+} + 1e = \text{U}^{3+}$ $\varphi^0 = -0,64 \text{ B}$	$\text{Tl}^{3+} + 2e = \text{Tl}^+$ $\varphi^0 = +1,28 \text{ B}$
15	Pt MnO_4^+ , MnO_4^{2+} Fe^{3+} , Fe^{2+} Pt <i>a</i> 0,05 0,01 0,2 0,1	$\text{MnO}_4^+ + 1e = \text{MnO}_4^{2+}$ $\varphi^0 = + \text{B}$	$\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$ $\varphi^0 = +0,771 \text{ B}$
16	Pt Fe^{3+} , Fe^{2+} Tl^{3+} , Tl^{2+} Pt <i>a</i> 0,05 0,1 0,07 0,03	$\text{Fe}^{3+} + 1e = \text{Fe}^{2+}$ $\varphi^0 = +0,771 \text{ B}$	$\text{Tl}^{3+} + 2e = \text{Tl}^+$ $\varphi^0 = +1,28 \text{ B}$
17	Pt In^{2+} , In^+ V^{3+} , V^{2+} Pt <i>a</i> 0,1 0,2 0,5 0,2	$\text{In}^{3+} + 2e = \text{In}^+$ $\varphi^0 = -0,40 \text{ B}$	$\text{V}^{3+} + 1e = \text{V}^{2+}$ $\varphi^0 = -0,255 \text{ B}$.

18	Pt Pu ⁴⁺ , Pu ³⁺ Pb ⁴⁺ , Pb ²⁺ Pt a 0,1 0,05 0,5 0,4	Pu ⁴⁺ + 1e = Pu ³⁺ φ ⁰ = +0,970 B	Pb ⁴⁺ + 2e = Pb ²⁺ φ ⁰ = +1,8 B
19	Pt PuO ₂ ²⁺ , PuO ₂ ⁺ Ti ³⁺ , Ti ²⁺ Pt a 0,05 0,01 0,2 0,4	PuO ₂ ²⁺ + 1e = PuO ₂ ³⁺ φ ⁰ = +0,916 B	Ti ³⁺ + 1e = Ti ²⁺ φ ⁰ = -0,37B
20	Pt RuO ₄ ⁻ , RuO ₄ ²⁻ Fe ³⁺ , Fe ²⁺ Pt a 0,02 0,01 0,4 0,1	RuO ₄ ⁻ + 1e = RuO ₄ ²⁻ φ ⁰ = +0,59 B	Fe ³⁺ + 1e = Fe ²⁺ φ ⁰ = +0,771B
21	Pt In ²⁺ , In ⁺ IrCl ₆ ²⁻ , IrCl ₆ ³⁻ Pt a 0,1 0,2 0,5 0,6	In ³⁺ + 2e = In ⁺ φ ⁰ = -0,40 B	IrCl ₆ ²⁻ + 1e = IrCl ₆ ³⁻ φ ⁰ = +1,02B
22	Pt Pu ⁴⁺ , Pu ³⁺ Sn ⁴⁺ , Sn ²⁺ Pt a 0,2 0,05 0,4 0,05	Pu ⁴⁺ + 1e = Pu ³⁺ φ ⁰ = +0,970 B	Sn ⁴⁺ + 2e = Sn ²⁺ φ ⁰ = +0,15B.
23	Pt Ti ³⁺ , Ti ²⁺ Pb ⁴⁺ , Pb ²⁺ Pt a 0,01 0,1 0,05 0,02	Ti ³⁺ + 1e = Ti ²⁺ φ ⁰ = -0,37B	Pb ⁴⁺ + 2e = Pb ²⁺ φ ⁰ = +1,8 B
24	Pt V ³⁺ , V ²⁺ Pu ⁴⁺ , Pu ³⁺ Pt a 0,2 0,5 0,2 0,8	V ³⁺ + 1e = V ²⁺ φ ⁰ = -0,255B.	Pu ⁴⁺ + 1e = Pu ³⁺ φ ⁰ = +0,970 B
25	Pt In ²⁺ , In ⁺ Ti ³⁺ , Ti ²⁺ Pt a 0,01 0,1 0,05 0,2	In ³⁺ + 2e = In ⁺ φ ⁰ = -0,40 B	Ti ³⁺ + 1e = Ti ²⁺ φ ⁰ = -0,37B
26	Pt U ⁴⁺ , U ³⁺ RuO ₄ ⁻ , RuO ₄ ²⁻ Pt a 0,1 0,5 0,05 0,01	U ⁴⁺ + 1e = U ³⁺ φ ⁰ = -0,64 B	RuO ₄ ⁻ + 1e = RuO ₄ ²⁻ φ ⁰ = +0,59 B
27	Pt Cu ²⁺ , Cu ⁺ Pb ⁴⁺ , Pb ²⁺ Pt a 0,1 0,5 0,2 0,1	Cu ²⁺ + 1e = Cu ⁺ φ ⁰ = +0,159B	Pb ⁴⁺ + 2e = Pb ²⁺ φ ⁰ = +1,8 B
28	Pt Ce ⁴⁺ , Ce ³⁺ In ²⁺ , In ⁺ Pt a 0,15 0,05 0,21 0,17	V ³⁺ + 1e = V ²⁺ φ ⁰ = -0,255B.	In ³⁺ + 2e = In ⁺ φ ⁰ = -0,40 B
29	Pt Pu ⁴⁺ , Pu ³⁺ Ti ³⁺ , Ti ²⁺ Pt a 0,2 0,05 0,4 0,05	Pu ⁴⁺ + 1e = Pu ³⁺ φ ⁰ = +0,970 B	Ti ³⁺ + 1e = Ti ²⁺ φ ⁰ = -0,37B
30	Pt In ²⁺ , In ⁺ Tl ³⁺ , Tl ²⁺ Pt a 0,1 0,2 0,5 0,6	In ³⁺ + 2e = In ⁺ φ ⁰ = -0,40 B	Tl ³⁺ + 2e = Tl ⁺ φ ⁰ = +1,28 B

Домашнє розрахункове завдання № 4

«Хімічна кінетика. Залежність швидкості хімічної реакції від температури»

За значеннями констант швидкості хімічної реакції за двох температур (табл.) визначити:

1. Енергію активації (у кДж/моль).
2. Передекспоненційний множник у рівнянні Арреніуса.
3. Константу швидкості за температури T_3 .
4. Кількість вихідної речовини, витраченої за час τ (хв), якщо початкова концентрація дорівнює C_0 (моль/дм³) (температура T_3).
5. Температурний коефіцієнт швидкості реакції в інтервалі температур від T_1 до T_2 .
6. Як зросте швидкість реакції, при підвищенні температури з T_1 до $T_1 + 25$. (Загальний порядок реакції дорівнює n . Розмірність констант швидкості для реакцій першого порядку – хв⁻¹, для реакцій другого порядку – хв⁻¹·дм³·моль⁻¹).

№	Реакція	T_1, K	k_1	T_2, K	k_2	T_3, K	τ	C_0
1	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$ n = 2	574	0,0856	497	$3,6 \cdot 10^{-4}$	483	60	0,1
2	$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$ n = 2	550	0,0159	524	$2,6 \cdot 10^{-3}$	568	10	0,1
3	$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ n = 2	599	0,00146	672	$5,7 \cdot 10^{-2}$	648	28	2,8
4	$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ n = 2	683	0,0659	716	0,375	693	27	1,8
5	$2HI \rightarrow H_2 + I_2$ n = 2	456	$9,42 \cdot 10^{-7}$	700	$3,10 \cdot 10^{-3}$	923	17	2,3
6	$2HI \rightarrow H_2 + I_2$ n = 2	628	$8,1 \cdot 10^{-5}$	780	0,106	976	18	1,8
7	$2NO \rightarrow N_2 + O_2$ n = 2	1525	47059	1251	1073	1423	45	2,8
8	$2NO_2 \rightarrow N_2 + 2O_2$ n = 2	986,	6,72	1165	977,0	1058	65	1,7
9	$N_2O_5 \rightarrow N_2O_4 + 0,5O_2$ n = 1	298	0,00203	288	$4,75 \cdot 10^{-4}$	338	32	0,9
10	$PH_3 \rightarrow 0,5P_2 + 1,5H_2$ n = 1	953	0,0183	918	$3,8 \cdot 10^{-3}$	988	80	0,8
11	$SO_2Cl_2 \rightarrow SO_2 + Cl_2$ n = 1	552	$6,1 \cdot 10^{-5}$	593	$1,32 \cdot 10^{-3}$	688	35	2,5
12	$COCl_2 \rightarrow CO + Cl_2$ n = 1	655	$5,3 \cdot 10^{-3}$	745	0,676	698	104,5	0,8
13	$CO + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2O$ n = 2	288	0,00031	313	0,00815	303	89	3,8
14	$COCl_2 \rightarrow CO + Cl_2$ n = 1	655	$5,3 \cdot 10^{-3}$	745	0,676	698	104	0,8
15	$C_2H_5ONa + CH_3I \rightarrow$	273	0,0336	303	2,125	288	10	0,87

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OCH}_3 + \text{NaI}$ $n = 2$							
16	$\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH} + \text{KCl}$ $n = 2$	297	0,68	316	5,23	303	18	0,96
17	$\text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{CH}_2\text{OHCOOH} + \text{HCl}$ $n = 2$	353	$2,22 \cdot 10^{-5}$	403	$2,37 \cdot 10^{-3}$	423	26	0,5
18	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{Na} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $n = 2$	282	2,307	318	21,65	343	15	0,9
19	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{OH}$ $n = 2$	298	$6,53 \cdot 10^{-4}$	308	$1,66 \cdot 10^{-3}$	313	25	1,6
20	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{CH}_3\text{OH}$ $n = 2$	298	$1,61 \cdot 10^{-2}$	313	$3,9 \cdot 10^{-2}$	323	80	2,9
21	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ $n = 2$	273	$2,05 \cdot 10^{-5}$	313	$1,1 \cdot 10^{-3}$	298	67	3,5
22	$2\text{CH}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow$ $\text{HCO}_2\text{Na} + \text{CH}_3\text{OH}$ $n = 2$	323	$5,5 \cdot 10^{-3}$	358	0,294	338	5	0,5
23	$(\text{CH}_3)_2\text{SO}_4 + \text{NaI} \rightarrow$ $\text{CH}_3\text{I} + \text{Na}(\text{CH}_3)\text{SO}_4$ $n = 2$	273	0,029	298	1,04	265	100	3,9
24	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{Br} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OC}_2\text{H}_5 + \text{HBr}$ $n = 2$	298	1,44	338	2,01	318	90	2,7

Домашнє розрахункове завдання № 5

«Колоїдна хімія. Будова міцел. Електрофорез.»

При достатньо повільному введенні розчину речовини В (концентрація C_B , об'єм V_B) у розчин речовини А (концентрація C_A , об'єм V_A) можливе утворення золю (таблиця).

1) Наведіть рівняння хімічної реакції у молекулярній, іонній повній і іонній скороченій формах; розрахуйте, яка речовина взята у надлишку; запишіть формулу міцели золю.

2) Вкажіть, до якого полюсу будуть прямувати частинки золю у полі постійного електричного струму? Як називається це явище? Обчисліть, з якою швидкістю (мм/хв) будуть пересуватися частинки золю, якщо діелектрична проникність середовища $\epsilon = 80,1$, в'язкість $\eta = 0,001$ Па·с, відстань між електродами 30 см, напруга на електродах дорівнює $(75+5 \cdot N)$ В, електрокінетичний потенціал (по модулю) дорівнює $\zeta = (350-5 \cdot N)$ мВ (де N – номер Вашого варіанту).

3) Накресліть схему будови подвійного електричного шару, що утвориться на поверхні частинки золю, покажіть і поясніть хід залежності "потенціал – відстань від твердої фази". Нарисуйте як зміниться хід залежності "потенціал – відстань від твердої фази" при зростанні іонної сили розчину.

№ вар.	А	C_A , моль/л	V_A , мл	В	C_B , моль/л	V_B , мл
1	NiCl ₂	0,09	84	Li ₂ S	0,04	50
2	Pb(NO ₃) ₂	0,068	60	KOH	0,05	30
3	H ₂ SO ₄	0,015	50	BaCl ₂	0,02	47
4	SnCl ₂	0,059	60	K ₂ S	0,038	44
5	MgCl ₂	0,02	24	NaOH	0,057	70
6	NH ₄ CNS	0,025	80	AgNO ₃	0,05	68
7	(NH ₄) ₂ S	0,045	95	AgNO ₃	0,094	45
8	CaCl ₂	0,03	53	H ₂ SO ₄	0,095	96
9	BaCl ₂	0,035	50	K ₂ SO ₄	0,067	34
10	BeCl ₂	0,04	67	NH ₄ OH	0,08	60
11	AgNO ₃	0,040	70	HCl	0,023	70
12	AlCl ₃	0,05	40	NaOH	0,035	73
13	K ₂ CrO ₄	0,064	65	AgNO ₃	0,03	64
14	NaI	0,15	1,0	AgNO ₃	0,095	98
15	MnCl ₂	0,03	78	NaOH	0,04	45
16	ZnCl ₂	0,063	50	K ₂ S	0,047	62
17	MnCl ₂	0,089	64	K ₂ S	0,098	10
18	FeCl ₃	0,034	58	NaOH	0,08	35
19	K ₂ SO ₄	0,07	30	Ba(NO ₃) ₂	0,034	63
20	CoCl ₃	0,064	65	K ₂ S	0,075	25
21	Hg ₂ (NO ₃) ₂	0,047	96	H ₂ SO ₄	0,075	60
22	AgNO ₃	0,075	69	H ₂ S	0,02	41
23	CdCl ₂	0,07	85	H ₂ S	0,053	52
24	CrCl ₃	0,055	36	KOH	0,073	20
25	FeCl ₃	0,06	37	Ca(OH) ₂	0,01	12

Домашнє розрахункове завдання № 6

«Колоїдна хімія. Коагуляція золів»

При вивченні кінетики коагуляції золю, отриманого відповідно до умови задачі № 3, певним коагулянтотом отримали експериментальні дані, наведені у таблиці (v_{Σ} – сумарна кількість частинок у 1 м^3 золю).

1) Вкажіть, від заряду катіонів чи аніонів буде залежати поріг коагуляції? Оберіть найбільш економічний коагулятор з погляду найменшої його витрати (у моль) з наступного ряду запропонованих речовин: AlCl_3 , NaCl , Na_2SO_4 . Відповідь обґрунтуйте за допомогою відповідного правила.

2) Графічним методом встановіть можливість застосування рівняння Смолюховського до даного процесу.

3) Визначте час половинної коагуляції і константу швидкості коагуляції за експериментальними даними.

4) Обчисліть теоретичне значення константи швидкості швидкої коагуляції за температури T (див. табл.) і в'язкості $1 \cdot 10^{-3} \text{ Па}$ і порівняйте з його дослідним значенням, зробіть висновок.

№ вар.	T, K	Експериментальні дані							
		$\tau, \text{с}$	0	40	60	120	160	200	240
1	293	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	15	13,5	11,5	8,15	6,82	5,85	4,12
		$\tau, \text{с}$	0	40	140	200	280	340	400
2	298	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,69	2,49	2,17	2,04	1,85	1,75	1,52
		$\tau, \text{с}$	0	60	120	260	360	400	440
3	303	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	5,22	4,96	4,48	2,92	2,5	2,37	2,04
		$\tau, \text{с}$	0	50	125	200	300	400	500
4	308	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	20,2	19,1	15,04	9,54	5,66	2,45	0,21
		$\tau, \text{с}$	0	25	100	180	240	300	360
5	293	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	20,26	16,25	9,05	6,27	5,14	4,35	3,78
		$\tau, \text{с}$	0	60	140	300	360	420	500
6	298	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	10,5	8,2	5,65	3,68	2,28	1,93	1,01
		$\tau, \text{с}$	0	40	80	120	160	220	300
7	313	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	15,1	11,12	8,88	7,44	6,3	5,17	4,57
		$\tau, \text{с}$	0	60	140	200	280	360	410
8	318	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	5,20	4,35	3,65	3,26	2,82	2,51	2,05
		$\tau, \text{с}$	0	80	160	240	320	400	480
9	293	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,72	2,35	2,12	1,95	1,79	1,65	1,43
		$\tau, \text{с}$	0	100	160	200	350	380	420
10	298	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	10,5	6,44	5,3	4,75	3,56	3,16	2,98
		$\tau, \text{с}$	0	60	120	180	220	300	360
11	323	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,69	2,44	2,24	2,07	1,99	1,89	1,81
		$\tau, \text{с}$	0	60	100	140	220	320	380
12	328	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	20,1	11,54	9,02	7,40	5,46	4,12	3,68
		$\tau, \text{с}$	0	60	100	140	200	300	400
13	293	$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	15,0	10,0	8,11	6,82	5,49	4,17	2,96

14	333	τ, c	0	60	100	300	360	460	520
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,7	2,54	2,28	1,58	1,41	1,22	0,94
15	298	τ, c	0	40	160	260	350	450	500
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	20,2	13,47	6,82	4,81	3,88	3,16	2,78
16	293	τ, c	0	80	120	240	340	400	480
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	10,5	7,0	6,0	4,25	3,24	3,04	2,71
17	338	τ, c	0	60	240	360	480	600	800
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	5,22	4,35	2,83	2,30	1,95	1,68	1,15
18	343	τ, c	0	100	140	220	280	320	400
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	20,3	9,02	7,45	5,48	4,59	4,18	3,20
19	293	τ, c	0	60	120	260	360	400	500
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	5,23	4,18	3,84	2,92	2,50	2,37	2,11
20	348	τ, c	0	40	80	120	160	200	260
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	15,0	13,5	10,2	8,15	6,82	5,85	4,53
21	298	τ, c	0	60	120	180	220	300	380
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,7	2,44	2,24	2,07	1,99	1,82	1,65
22	313	τ, c	0	60	140	300	360	420	480
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	10,5	8,2	5,65	3,68	2,28	2,03	1,88
23	293	τ, c	0	60	120	180	220	300	380
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,69	2,45	2,23	2,09	1,97	1,83	1,64
24	328	τ, c	0	25	100	180	240	300	360
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	20,30	16,25	9,07	6,27	5,14	4,35	3,57
25	298	τ, c	0	40	80	120	160	200	240
		$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	15,0	13,5	10,2	8,15	6,2	5,85	5,45

4. Приклади розв'язання типових задач з «фізичної та колоїдної хімії»

Задача 1. Термохімія.

Для реакції $4\text{CO} + 2\text{SO}_2 = \text{S}_2 + 4\text{CO}_2$, що перебігає в газовій фазі:

1. Розрахувати стандартний тепловий ефект хімічної реакції (ΔH_{298}^0).
2. Знайти зміну коефіцієнтів **a, b, c, c'** для заданої реакції ($\Delta a, \Delta b, \Delta c, \Delta c'$).
3. Записати аналітичну залежність теплового ефекту реакції від температури $\Delta H = f(T)$.
4. Розрахувати тепловий ефект при $T=700\text{ K}$ та $P = 101325\text{ Па}$.
5. Встановіть, як відрізняються теплові ефекти при сталому тиску та об'ємі (ізобарний та ізохорний тепловий ефект).

Приклад розв'язування.

Заносимо в таблицю термодинамічні дані для учасників реакції [МВ №3626 або Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. Мищенко К.С., Равделя А.А. – Л.: Химия, 1983. – 231 с]:

Речовина	$\Delta H_{f,298,i}^0$, кДж/моль	$C_p^0 = f(T)$, Дж/(моль · К)				Температурний інтервал, К
		<i>a</i>	<i>b</i> · 10 ³	<i>c</i> · 10 ⁶	<i>c'</i> · 10 ⁻⁵	
CO ₂	-393,51	44,14	9,04	-	-8,54	298 – 2500
S ₂	128,37	36,11	1,09	-	-3,51	298 – 2000
SO ₂	-296,9	46,19	7,87	-	-7,70	298 – 2500
CO	-110,53	28,41	4,10	-	-0,46	298 – 2500

1. **Визначаємо ізобарний тепловий ефект реакції за стандартних умов, враховуючи висновок із закону Гесса:**

$$\Delta H_{298}^0 = (4\Delta H_{f,298}^0(\text{CO}_2) + \Delta H_{f,298}^0(\text{S}_2)) - (4\Delta H_{f,298}^0(\text{CO}) + 2\Delta H_{f,298}^0(\text{SO}_2)) = (4 \cdot (-393,51) + 128,37) - (4 \cdot (-110,53) + 2 \cdot (-296,9)) = -409,75 \text{ кДж.}$$

Реакція екзотермічна, перебігає з виділенням теплоти.

2. **Визначаємо коефіцієнти в рівнянні $\Delta C_p^0 = f(T)$.**

$$\Delta a = (4 \cdot a(\text{CO}_2) + a(\text{S}_2)) - (4 \cdot a(\text{CO}) + 2 \cdot a(\text{SO}_2)) = (4 \cdot 44,14 + 36,11) - (4 \cdot 28,41 + 2 \cdot 46,19) = 6,65$$

За аналогією розраховуємо Δb , Δc та $\Delta c'$:

$$\Delta b = 5,11 \cdot 10^{-3}$$

$$\Delta c = 0$$

$$\Delta c' = -20,43 \cdot 10^{-5}$$

3. Залежність $\Delta H_T^0 = f(T)$ визначається за рівнянням Кірхгофа в інтегральному вигляді:

$$\Delta H_T^0 = \Delta H_{298}^0 + \int_{298}^T \Delta C_p^0 dT = \Delta H_{298}^0 + \Delta a \cdot (T - 298) + \frac{\Delta b}{2} \cdot (T^2 - 298^2) + \frac{\Delta c}{3} \cdot (T^3 - 298^3) - \Delta c' \cdot \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{298}\right).$$

Підставляємо в попереднє рівняння значення ізобарного теплового ефекту реакції за стандартних умов та коефіцієнтів Δa , Δb , $\Delta c'$ та отримуємо аналітичну залежність ізобарного теплового ефекту від температури $\Delta H_T^0 = f(T)$:

$$\Delta H_T^0 = -409750 + 6,65 \cdot (T - 298) + \frac{5,11 \cdot 10^{-3}}{2} \cdot (T^2 - 298^2) + 20,43 \cdot 10^5 \cdot \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{298}\right)$$

4. Підставляємо $T = 700$ К та визначаємо тепловий ефект реакції ΔH_{700}^0 :

$$\Delta H_{700}^0 = -409750 + 6,65 \cdot (700 - 298) + \frac{5,11 \cdot 10^{-3}}{2} \cdot (700^2 - 298^2) + 20,43 \cdot 10^5 \cdot \left(\frac{1}{700} - \frac{1}{298}\right) = -410 \text{ кДж}$$

5. Ізобарний (ΔH) та ізохорний (ΔU) теплові ефекти зв'язані математичним виразом першого начала термодинаміки:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V, \text{ та для ідеальних газів: } \Delta H = \Delta U + \Delta nRT,$$

де Δn – зміна кількості молів газоподібних речовин під час проходження реакції.

Тоді, різниця теплових ефектів хімічної реакції в ізобарному та ізохорному процесах визначається наступним чином:

$$\Delta H - \Delta U = \Delta nRT.$$

Визначаємо Δn для заданої реакції $4\text{CO} + 2\text{SO}_2 = \text{S}_2 + 4\text{CO}_2$ з урахуванням того, що всі речовини – гази:

$$\Delta n = (1 + 4) - (4 + 2) = -1.$$

Розрахуємо як відрізняються теплові ефекти при сталому тиску та об'ємі:

$$\Delta H - \Delta U = -1 \text{ (моль)} \cdot 8,314 \text{ (Дж/моль}\cdot\text{К)} \cdot 700 \text{ К} = -5819,8 \text{ (Дж)}$$

Задача 2. Друге начало термодинаміки. Ентропія

1. Обчисліть зміну ентропії при нагріванні (охолодженні) 25 кг метанолу (CH_3OH) від $T_1 = 175,3$ К до $T_2 = 400$ К, якщо відомі температури його плавлення та кипіння, теплоємності в рідкому, твердому та газоподібному стані, теплоти плавлення й випаровування.

2. Обчисліть зміну ентропії, енергії Гіббса, енергії Гельмгольца, внутрішньої енергії, роботи розширення, якщо 50 моль речовини, пари котрої підпорядковуються законам ідеальних газів, переходить при нормальній температурі кипіння з рідкого в газоподібний стан.

Приклад розв'язання

Речовина: CH_3OH ; $g = 25$ кг; $T_1 = 175,3$ К; $T_2 = 400$ К;

$T_{\text{пл}} = 175,3$ К; $\Delta H_{\text{пл}} = 3,17 \cdot 10^3$ Дж/моль;

$T_{\text{кип}} = 337,9$ К; $\Delta H_{\text{вип}} = 35,296 \cdot 10^3$ Дж/моль;

$C_p^{\text{рід}} = 2,512 \cdot 10^3$ Дж/кг·К; $C_p^{\text{газ}} = 1,371 \cdot 10^3$ Дж/кг·К.

Приклад розв'язування.

I. В загальному вигляді зміна ентропії 25 кг CH_3OH при нагріванні від $T_1 = 175,3$ К до $T_2 = 400$ К дорівнює сумі ΔS для кількох стадій:

I – плавлення $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{кр})}$ при $T_{\text{пл}} = 175,3$ К

$$\Delta S_1,$$

II – нагрівання $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{рід})}$ від $T_{\text{пл}} = 175,3 \text{ К}$ до $T_{\text{кип}} = 337,9 \text{ К}$

$$\Delta S_2,$$

III – кипіння CH_3OH при $T_{\text{кип}} = 337,9 \text{ К}$

ΔS

3,

IV – нагрівання $\text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})}$ від $T_{\text{кип}} = 337,9 \text{ К}$ до $T_2 = 400 \text{ К}$

$$\Delta S_4.$$

Сумарна зміна ентропії буде складати:

$$\Delta S_{\Sigma} = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \Delta S_3 + \Delta S_4;$$

1. Знайдемо ΔS_1 та ΔS_3 – зміну ентропії при плавленні та кипінні.

Знаходимо кількість речовини $n = \frac{g}{M} = \frac{25000\text{г}}{32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 781,25 \text{ моль}.$

$$\Delta S_1 = n \frac{\Delta H_{\text{пл}}}{T_{\text{пл}}} = 781,25 \cdot \frac{3,17 \cdot 10^3}{175,3} = 14127,56 \text{ Дж/К};$$

$$\Delta S_3 = n \frac{\Delta H_{\text{вип}}}{T_{\text{кип}}} = 781,25 \cdot \frac{35,296 \cdot 10^3}{337,9} = 81611,6 \text{ Дж/К};$$

2. Знайдемо ΔS_2 та ΔS_4 – зміну ентропії при нагріванні.

$$\Delta S_2 = g \cdot C_p^{\text{рід}} \cdot \ln \frac{T_{\text{кип}}}{T_{\text{пл}}} = 25 \cdot 2,512 \cdot 10^3 \cdot \ln \frac{337,9}{175,3} = 41320 \text{ Дж/К};$$

$$\Delta S_4 = g \cdot C_p^{\text{газ}} \cdot \ln \frac{T_2}{T_{\text{кип}}} = 25 \cdot 1,371 \cdot 10^3 \cdot \ln \frac{400}{337,9} = 5782,7 \text{ Дж/К}.$$

3. Винайдемо сумарну зміну ентропії:

$$\Delta S_{\Sigma} = 14127,56 + 81611,6 + 41320 + 5782,7 = 142841,86 \text{ Дж/К}.$$

II. Зміна ентальпії при випаровуванні 50 молей метанолу дорівнює:

$$\Delta H = n \Delta H_{\text{вип}} = 50 \cdot 35,296 \cdot 10^3 = 1764800 \text{ Дж} = 1764,8 \text{ кДж}.$$

Зміну енергії Гіббса розраховують за формулою:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S = n \Delta H_{\text{кип}} - T_{\text{кип}} \frac{n \Delta H_{\text{кип}}}{T_{\text{кип}}} = 50 \cdot 35,296 \cdot 10^3 - 337,9 \cdot \frac{50 \cdot 35,296 \cdot 10^3}{337,9} = 0.$$

Для процесу випаровування, що відбувається за сталих тиску і температури, зміну енергії Гельмгольца можна розрахувати таким чином:

$$\Delta A = \Delta G - nRT = 0 - 50 \cdot 8,31 \cdot 337,9 = -140397,5 \text{ Дж}.$$

Робота розширення в ізобарно-ізотермічних умовах

$$W = nRT = 140397,5 \text{ Дж}.$$

За цих умов зміна внутрішньої енергії пов'язана зі зміною ентальпії рівнянням

$\Delta H = \Delta U + nRT$, звідки знаходимо:

$$\Delta U = \Delta H - nRT = 1764800 - 50 \cdot 8,31 \cdot 337,9 = 1624402,6 \text{ Дж}.$$

Задача 3. Хімічна рівновага.

Для хімічної реакції: $C_4H_{10} = C_4H_8 + H_2$, розрахуйте:

1. Стандартній тепловий ефект реакції при 298 К
2. Обчислити зміну ентропії при 298 К
3. Стандартну зміну енергії Гіббса (стандартну хімічну спорідненість) за температури 298 К.
4. Стандартну хімічну спорідненість при заданій температурі Т (за рівнянням Тьомкіна-Шварцмана).
5. Стандартну константу рівноваги K^0 та емпіричні константи рівноваги K_p і K_c при температурі Т.
6. Яким чином впливає підвищення температури, збільшення тиску, додавання інертних газів на значення константи рівноваги та на вихід продуктів реакції (відповідь детально обґрунтувати, користуючись принципом Ле Шательє-Брауна).

Речовина	$\Delta H_{f,298,i}^0$, кДж/моль	$S_{298,i}^0$, Дж/моль·К	$C_p^0 = f(T)$, Дж/(моль·К)			
			a	$b \cdot 10^3$	$c \cdot 10^6$	$c' \cdot 10^{-5}$
C_4H_{10}	-126,15	310,12	18,23	303,56	-92,65	-
C_4H_8	-0,13	305,6	21,47	258,4	-80,84	-
H_2	0	130,52	27,28	3,26	-	0,5

1) **Визначаємо тепловий ефект реакції при 298 К:**

$$\Delta H_{298}^0 = (1\Delta H_{f,298}^0(C_4H_8) + 1\Delta H_{f,298}^0(H_2)) - 1\Delta H_{f,298}^0(C_4H_{10}) =$$

$$= (1\text{ моль} \cdot (-0,13 \text{ кДж/моль}) + 0) - 1\text{ моль} \cdot (-126,15 \text{ кДж/моль}) = +126,02 \text{ кДж} =$$

$$= +126020 \text{ Дж.}$$

2) **Обчислюємо зміну ентропії реакції при 298 К:**

$$\Delta S_{298}^0 = (1S_{298}^0(C_4H_8) + 1S_{298}^0(H_2)) - 1S_{298}^0(C_4H_{10}) =$$

$$= (1\text{ моль} \cdot 305,6 \text{ Дж/мольК} + 1\text{ моль} \cdot 130,52 \text{ Дж/мольК}) - 1\text{ моль} \cdot 310,12 \text{ Дж/мольК} =$$

$$126 \text{ Дж/К.}$$

3) **Визначимо стандартну спорідненість при температурі $T=298\text{К}$ за рівнянням Гібса-Гельмгольца:**

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T \cdot \Delta S_{298}^0$$

$$\Delta G_{298}^0 = 126020 \text{ Дж} - 298\text{К} \cdot (126 \text{ Дж/К}) = 88472 \text{ Дж}$$

5) Розраховуємо коефіцієнти в рівнянні $\Delta C_p^0 = f(T)$.

$$\Delta a = (a(C_4H_8) + a(H_2)) - a(C_4H_{10}) = 21,47 + 27,28 - 18,23 = 30,52$$

$$\Delta b = (b(C_4H_8) + b(H_2)) - b(C_4H_{10}) = (258,4 + 3,26 - 303,56) \cdot 10^{-3} = -41,9 \cdot 10^{-3}$$

$$\Delta c = (c(C_4H_8) + c(H_2)) - c(C_4H_{10}) = (-80,84 + 0 - (-92,56)) \cdot 10^{-6} = 11,72 \cdot 10^{-6}$$

$$\Delta c' = (c'(C_4H_8) + c'(H_2)) - c'(C_4H_{10}) = (0 + 0,5 - 0) \cdot 10^{-5} = 0,5 \cdot 10^{-5}$$

Для $T = 600 \text{ К}$ згідно з довідником : $M_0 = 0,1962$; $M_1 = 0,0759 \cdot 10^3$;

$$M_2 = 0,0303 \cdot 10^6$$
; $M_2 = 0,1423 \cdot 10^{-5}$.

Стандартну спорідненість (стандартну зміну енергії Гібса) при температурі Т розраховуємо за методом Тьомкіна – Шварцмана:

$$\Delta G_T^0 = \Delta H_{298}^0 - T \cdot \Delta S_{298}^0 - T \cdot (\Delta a \cdot M_0 + \Delta b \cdot M_1 + \Delta c \cdot M_2 + \Delta c' \cdot M_2).$$

Розрахуємо стандартну зміну енергії Гіббса при 600 К:

$$\Delta G_{600}^0 = 126020 - 600 \cdot (126) - 600 \cdot [30,52 \cdot 0,1962 + (-41,9 \cdot 10^{-3}) \cdot 0,0759 \cdot 10^3 + 11,72 \cdot 10^{-6} \cdot 0,0303 \cdot 10^6 + 0,5 \cdot 10^5 \cdot 0,1423 \cdot 10^{-5}] = 48,479 \cdot 10^3 \text{ Дж}$$

б) Розрахуємо стандартну константу рівноваги K^0 :

$$K_T^0 = \exp\left(-\frac{\Delta G_T^0}{RT}\right) = \exp\left(-\frac{48,479 \cdot 10^3 \text{ Дж}}{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 600 \text{ К}}\right) = e^{-9,7} = 6 \cdot 10^{-5}$$

Розрахуємо константу рівноваги K_P :

$$K_P = K^0 (101325 \text{ Па})^{\Delta n}$$

$$\Delta n = (1+1) - 1 = +1$$

$$K_P = 6 \cdot 10^{-5} (101325 \text{ Па})^{+1} = 6,1 \text{ Па}$$

Розрахуємо константу рівноваги K_C :

$$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n}$$

$$K_C = 6,1 \text{ Па} \left(8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 600 \text{ К}\right)^{-1} = 1,22 \cdot 10^{-3} \left(\frac{\text{моль}}{\text{м}^3}\right)^{+1}$$

Задача 4. Вплив зовнішніх факторів на вихід продукту реакції.

Для хімічної реакції $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$, $\Delta H < 0$, використовуючи принцип Ле Шательє-Брауна, поясніть, як впливає на зміщення рівноваги та на рівноважну концентрацію продуктів реакції і значення константи рівноваги K_P :

1) підвищення температури, 2) підвищення загального тиску, 3) додавання домішок інертного газу до системи при підтриманні сталого значення загального тиску.

Приклад розв'язку задачі

1) Дана реакція екзотермічна ($\Delta H < 0$), перебігає з виділенням теплоти; зворотна реакція буде ендотермічною ($\Delta H > 0$), перебігає з поглинанням теплоти. Згідно з принципом Ле Шательє-Брауна при зростанні температури рівновага зміщується в бік ендотермічного процесу (що супроводжується поглинанням теплоти). Таким чином, у даному випадку зростання температури призводить до зміщення рівноваги у бік вихідних речовин. При цьому рівноважна концентрація продукту зменшується, константа рівноваги K_P зменшується, вихід бутену та водню зменшується.

2) Для даної реакції зміна кількості газоподібних речовин становить $\Delta n = 2 - (2 + 1) = -1$, $\Delta n < 0$, тобто реакція супроводжується зменшенням кількості газів. Згідно з принципом Ле Шательє-Брауна при зростанні тиску рівновага зміщується в бік протікання процесу, що супроводжується зменшенням кількості газоподібних речовин. Таким чином у даному випадку зростання тиску призводить до зміщення рівноваги у бік прямого процесу і зміщення рівноваги праворуч (у бік продуктів реакції). При цьому рівноважна

концентрація продукту збільшується, вихід бутену та водню збільшується, *але* значення константи рівноваги K_p *не змінюється*.

3) Додавання домішки інертного газу при підтриманні сталого значення загального тиску призводить до зниження парціальних тисків усіх газів-реагентів, тобто до розбавлення суміші, що еквівалентне зменшенню загального тиску. Згідно з принципом Ле Шательє-Брауна це буде мати наслідком зсув рівноваги вліво (у бік вихідних речовин). При цьому рівноважна концентрація продукту зменшується, вихід бутену та водню зменшується, *але* значення константи рівноваги K_p *не змінюється*.

Задача 5. Фазові рівноваги

Рідина Br_2 має стандартну температуру кипіння $T_1 = 59,2$ (стандартний тиск $P_1=101325\text{Па}$). За тиску $P_2 = 150000$ Па рідина кипить при температурі $T_2 = 77,5$. За допомогою рівняння Клапейрона-Клаузіуса для двох температур:

5. Розрахувати молярну та питому теплоту випаровування рідини.
6. Розрахувати температуру кипіння рідини за тиску $P_3 = 200000$ Па.
7. Розрахувати тиск (P_4), при якому температура кипіння зросте на 20°C відносно T_1 .
8. Яку кількість теплоти треба надати 2 кг рідини, щоб перетворити її на пару? Вважати, що рідина знаходиться при температурі кипіння.

Приклад розв'язання

Для розв'язання задачі скористуємось рівнянням Клапейрона-Клаузіуса в інтегральному вигляді:

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{вип}}}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right) \text{ або } \ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{вип}}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

1. Розрахуємо молярну теплоту випаровування (кипіння) рідини:

$$\Delta H_{\text{вип}} = \frac{R \cdot T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1} \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Перерахуємо значення температур до абсолютної шкали:

$$T_1 = 59,2 + 273 = 332,2\text{K}; T_2 = 77,5 + 273 = 350,5\text{K};$$

$$\Delta H_{\text{вип}} = \frac{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{K}} \cdot 332,2\text{K} \cdot 350,5\text{K}}{350,5\text{K} - 332,2\text{K}} \ln \frac{150000}{101325} = 20,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

Знайдемо питому теплоту випаровування бромю, для цього спочатку розрахуємо його молекулярну масу $M(\text{Br}_2) = 160$ г/моль=0,16 кг/моль:

$$\Delta H_{\text{пит}} = \frac{\Delta H_{\text{мол}}}{M} = \frac{20,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}}{0,16 \frac{\text{кг}}{\text{моль}}} = 129,37 \frac{\text{кДж}}{\text{кг}}$$

2. Розрахуємо температуру кипіння бромю (T_3) за тиску P_3 .

$$\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_3} = \frac{R}{\Delta H_{\text{вип}}} \ln \frac{P_3}{P_1}; \frac{1}{T_3} = \frac{1}{T_1} - \frac{R}{\Delta H_{\text{вип}}} \ln \frac{P_3}{P_1}$$

$$\frac{1}{T_3} = \frac{1}{332,2\text{К}} - \frac{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}}{20700 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}}} \ln \frac{200000 \text{ Па}}{101325 \text{ Па}} = 2,74 \cdot 10^{-3} \frac{1}{\text{К}}$$

$$T_3 = \frac{1}{2,74 \cdot 10^{-3} \text{К}^{-1}} = 365,3\text{К}$$

3. Розрахуємо тиск (P_4) за якого температура кипіння брому буде дорівнювати $T_4 = T_1 + 20 \text{ К} = 332,2 \text{ К} + 20 \text{ К} = 352,2 \text{ К}$:

$$\ln P_4 = \ln P_1 + \frac{\Delta H_{\text{вип}}}{R} \left(\frac{T_4 - T_1}{T_4 \cdot T_1} \right)$$

$$\ln P_4 = \ln 101325 \text{ Па} + \frac{20700 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}}}{8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}} \left(\frac{352,2\text{К} - 332,2\text{К}}{352,2\text{К} \cdot 332,2\text{К}} \right) = 11,95$$

Коли тиск становитиме $P_4 = e^{11,95} = 154817 \text{ Па}$ бром буде кипіти при $352,2 \text{ К}$.

4. Для того, щоб перевести 2 кг брому в пару при температурі кипіння необхідно надати тепла:

$$Q = \Delta H_{\text{вип}} \cdot m = 129,37 \frac{\text{кДж}}{\text{кг}} \cdot 2,0 \text{ кг} = 258,74 \text{ кДж}$$

Задача 6. Фазові рівноваги. Рівновага рідина-пар.

Дана залежність складу рідкої (x) і газоподібної (y) фаз від температури (T) для бінарної рідкої системи $A - B$ при сталому тиску P . Склади x і y виражені у молярних процентах речовини A (таблиця).

8. Побудуйте графік залежності складу пари (y) від складу рідкої фази (x) при $P = \text{const}$.

9. Побудуйте діаграму кипіння.

10. Визначити температуру кипіння системи, яка містить a , ваг.% компонента A . Який склад першої бульбашки пари? При якій температурі зникнуть останні краплі рідини та який їх склад (додаткова таблиця)?

11. Визначити склад пари, що знаходиться у рівновазі з рідкою бінарною системою, яка кипить за температури T_1 . За допомогою якого експерименту можна визначити склад рідини, що починає кипіти за температури T_1 ?

12. Який компонент і у якій кількості може бути виділений із системи, що містить b кг речовини A і d кг речовини B ?

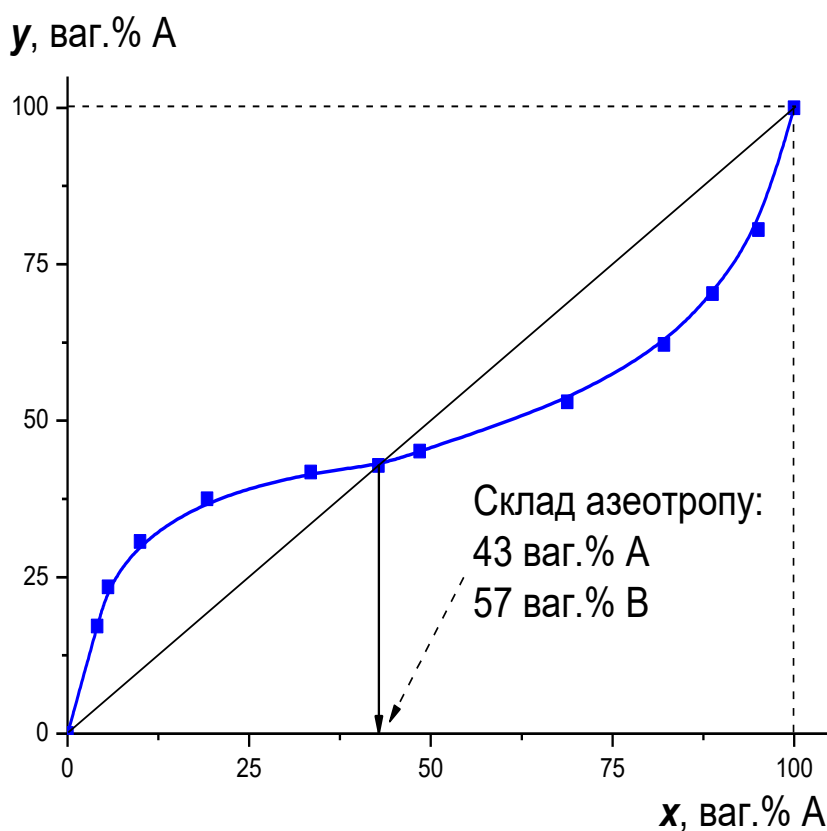
13. Якого компонента та яку кількість необхідно додати до зазначеної в п. 4 суміші, щоб вийшла азеотропна суміш?

14. Яка кількість речовини A (кг) буде в парах і у рідкій фазі, якщо 10 кг суміші, що містить a ваг.% речовини A , нагріти до температури T_1 ?

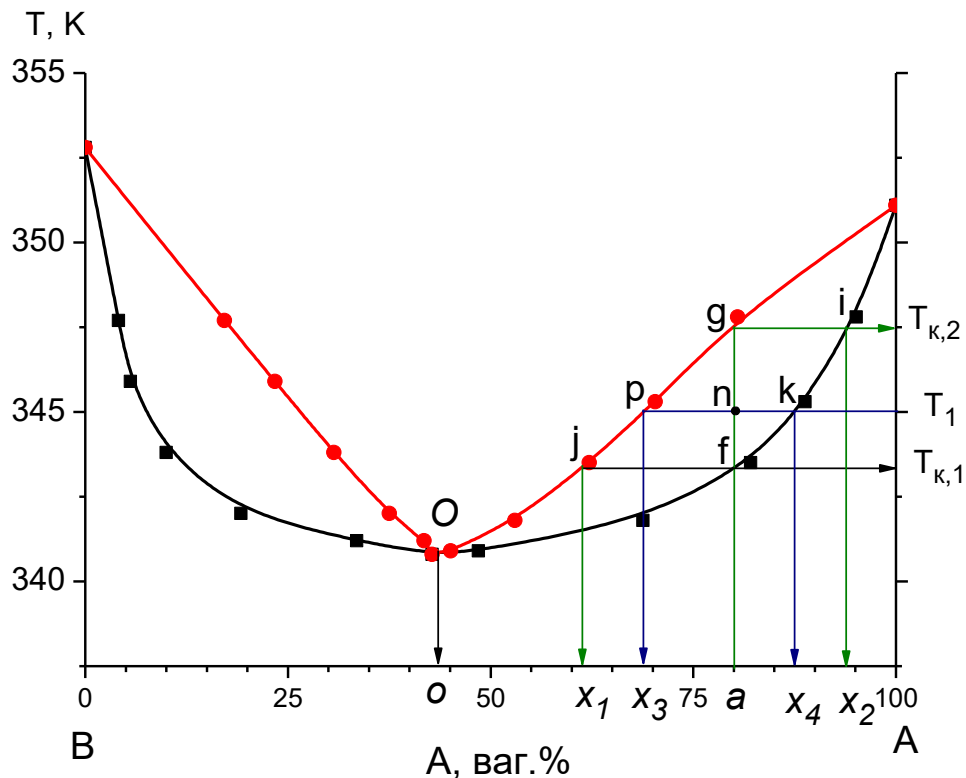
Система	Молярний склад, А%		Т,К	Молярний склад, А%		Т,К
	<i>x</i>	<i>y</i>		<i>x</i>	<i>y</i>	
А В при $P = 10,333 \cdot 10^4$ Па	352,8	0	0	340,9	48,5	45,1
	347,7	4,1	17,2	341,8	68,8	53
	345,9	5,6	23,4	343,5	82,1	62,2
	343,8	10	30,7	345,3	88,8	70,3
	342	19,2	37,5	347,8	95,1	80,5
	341,2	33,5	41,8	351,1	100	100
	340,8	42,8	42,8			

Приклад розв'язування.

1. Побудуємо залежність складу пари (*y*) від складу рівноважної з ним рідини (*x*). З'єднаємо відрізком точки 0,0 и 100,100. Із точки перетину відрізка з кривою будуємо проєкцію на вісь *x* (або *y*) та визначаємо склад азеотропної суміші. Для заданої системи – це 43 ваг.% А та 57 ваг.%В.



2. Будуємо діаграму кипіння.



3. Рідина складу $a = 80 \text{ ваг.}\% A$ починає кипіти при $T_1 = 343,4 \text{ К}$. Склад перших бульбашок пари $x_1 = 61,5 \text{ ваг.}\% A$.

Останні порції рідини зникають при температурі $T_2 = 347,6 \text{ К}$ вони будуть максимально збагачені компонентом А і мають склад $x_2 = 94 \text{ ваг.}\% A$.

4. Згідно умовам задачі, $b = 20 \text{ кг}$ та $d = 80 \text{ кг}$, отже, склад вихідної суміші буде $20 \text{ ваг.}\% A$ та $80 \text{ ваг.}\% B$. Тому що вихідна рідина збагачена компонентом **B** у порівнянні з рідиною азеотропного складу $43 \text{ ваг.}\% A$ (склад вихідної рідини знаходиться ліворуч від точки *o*), то шляхом ректифікації або дрібної перегонки можна розділити на чистий компонент **B** і рідину азеотропного складу.

Визначимо кількість компонента **B** (g_B), яку можна виділити в чистому вигляді із вихідного розчину, який містить 20 кг А і 80 кг В.

В азеотропній суміші 43 кг А зв'язані з 57 кг В.

Відповідно складемо пропорцію:

В азеотропі:	43 кг А	–	57 кг В
У вихідній рідині:	20 кг А	–	$(80 - g_B)$ кг В

Отже, в чистому вигляді можна виділити $g_B = 53,5 \text{ кг B}$

5. Щоб визначити який компонент і яку його кількість треба додати в вихідну суміш треба порівняти її склад зі складом азеотропної суміші. Вихідна суміш збагачена компонентом **B** у порівнянні з азеотропом. Отже, необхідно додати до системи компонент **A**, щоб отримати із вихідної суміші азеотропну.

Визначимо кількість компонента **A** (g_A), яку потрібно додати до вихідної суміші щоб отримати азеотропну суміш:

В азеотропі:	43 кг А	–	57 кг В
В вихідній рідині:	$(20 + g_A)$ кг А	–	80 кг В

$g_A = 40,35 \text{ кг А}$

6. Нанесемо на діаграму точку **n** (склад **a**, температура T_1). Проведемо через точку **n** ноду p_k . Згідно з правилом важеля, фігуративна точка ділить проведену через неї ноду на відрізки, обернено пропорційні кількості рівноважних фаз в даній точці. Розрахуємо відношення маси рідини до маси пара в точці **n**:

$$\frac{m_p}{m_{\Pi}} = \frac{pn}{nk} = \frac{a - x_3}{x_4 - a} = \frac{80 - 68,7}{87,4 - 80} = \frac{11,3}{7,4} = 1,53$$

Розрахуємо масу рідини (m_p) і масу пара (m_{Π}) в точці **n**, якщо загальна маса системи $m = 10$ кг. Складемо систему рівнянь і вирішимо її:

$$\begin{cases} m_{\Pi} + m_p = 10 \text{ кг} \\ \frac{m_p}{m_{\Pi}} = 1,53 \end{cases}$$

$$m_{\Pi} = 6,5 \text{ кг}$$

$$m_p = 10 - 6,5 = 3,5 \text{ кг}$$

Склад пари в точці **n** складає 68,7 ваг.% А, а рідини 87,4 ваг.% А.

Розрахуємо масу компонента А в фазі пара ($g_{A,\Pi}$), та в фазі рідини ($g_{A,p}$):

$$g_{A,\Pi} = \frac{6,5 \text{ кг} \cdot 68,7\%}{100\%} = 4,46 \text{ кг}$$

$$g_{A,p} = \frac{3,5 \text{ кг} \cdot 87,4\%}{100\%} = 3,06 \text{ кг}$$

Задача 7. Гальванічний елемент

Для електрохімічного елемента при $T = 298 \text{ К}$:



- записати рівняння окислювально-відновної хімічної реакції (ОВР);
 - розрахувати стандартну електрорушійну силу (ЕРС)
 - обчислити константу рівноваги;
 - обчислити електродні потенціали напівелементів при заданих активностях іонів;
 - розрахувати електрорушійну силу (ЕРС).
- (Стандартні електродні потенціали для розрахунку візьміть у довіднику).

Приклад розв'язання

1) для запису ОВР порівняємо стандартні потенціали напівреакцій:

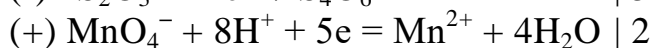
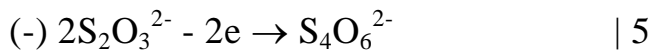
$$\varphi^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}, \text{H}^+) = 1,51 \text{ В} > \varphi^0(\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 0,08 \text{ В},$$

тому напівреакція $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ є реакцією відновлення (перебігає в прямому напрямку), MnO_4^- є окисником, ця реакція в гальванічному елементі реалізується на катоді, який має знак (+). Напівреакція $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2e = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ перебігає в зворотному напрямку ($2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} - 2e \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$) є реакцією окиснення, а $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ є відновником, ця реакція в гальванічному елементі реалізується на аноді, який має знак (-).

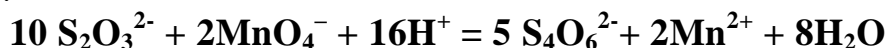
Запис гальванічного елемента має наступний вигляд (прим.: у правильно складеній схемі запису гальванічного елемента анод розташовують зліва, а катод – справа):



Запишемо рівняння ОВР, яка реалізується в гальванічному елементі. Для цього запишемо напівреакції, які перебігають на аноді та катоді гальванічного елемента:



Оскільки в процесі окиснення беруть участь 2 електрони, а в процесі відновлення – 5, множимо рівняння реакції, що перебігає на аноді на 5, а на катоді – на 2. Запишемо рівняння окисно-відновної реакції і розставимо коефіцієнти:



2) Розрахуємо стандартну ЕРС гальванічного елемента. При розрахунку електрорушійної сили ЕРС завжди з потенціалу катоду електроду (більш позитивного) віднімають потенціал аноду (більш негативного). Тому ЕРС є **завжди позитивною величиною**.

З довідника виписуємо стандартні значення електродних потенціалів та розраховуємо стандартне значення ЕРС гальванічного елемента:

$$E^0 = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 - E_{\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}^0 = 1,51 - 0,08 = 1,43 \text{ В.}$$

3) Визначаємо зміну енергії Гіббса. Число електронів, що беруть участь в ОВР $n = 2 \times 5 = 10$.

$$\Delta G = -nFE^0 = -10 \cdot 96500 \cdot 1,43 = -1,380 \cdot 10^6 \text{ Дж.}$$

Тоді константа рівноваги:

$$K_a = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = \exp\left(-\frac{-1,380 \cdot 10^6}{8,314 \cdot 298}\right) = e^{557}.$$

4) Для розрахунку електродних потенціалів при заданих активностях іонів скористаємося рівнянням Нернста:

$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}},$$

де $E_{\text{Ox/Red}}^0$ – стандартний електродний потенціал, a_{Ox} , a_{Red} – активності окисненої та відновленої форм.

Обчислюємо електродні потенціали:

$$E_{\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = E_{\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}^0 + \frac{R \cdot T}{2 \cdot F} \cdot \ln \frac{a_{\text{S}_4\text{O}_6^{2-}}}{a_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}^2} = 0,08 + \frac{8,31 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{0,01}{0,02^2} = 0,121 \text{ В;}$$

$$E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{R \cdot T}{5 \cdot F} \cdot \ln \frac{a_{\text{MnO}_4^-} \cdot a_{\text{H}^+}^8}{a_{\text{Mn}^{2+}}} = 1,51 + \frac{8,31 \cdot 298}{5 \cdot 96500} \cdot \ln \frac{0,2 \cdot 0,01^8}{0,1} = 1,32 \text{ В.}$$

Тоді, ЕРС гальванічного елемента дорівнює:

$$E = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} - E_{\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 1,32 - 0,121 = 1,20 \text{ В} .$$

Задача 8. Вплив температури на швидкість реакції

Реакція	T_1, K	k_1	T_2, K	k_2	T_3, K	τ	C_0
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ $n = 1$	298	0,765	328	35,5	313	15	1,8

За значеннями констант швидкості хімічної реакції за двох температур визначити:

1. Енергію активації (у кДж/моль).
2. Передекспоненційний множник у рівнянні Арреніуса.
3. Константу швидкості за температури T_3 .
4. Кількість вихідної речовини, витраченої за час τ (хв), якщо початкова концентрація дорівнює C_0 (моль/дм³) (температура T_3).
5. Температурний коефіцієнт швидкості реакції в інтервалі температур від T_1 до T_2 .
6. Як зросте швидкість реакції, при підвищенні температури з T_1 до $T_1 + 25$.

Приклад розв'язання

1. Енергію активації реакції знаходимо за рівняння Арреніуса в інтегральному вигляді:

$$E_a = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1} \quad (1)$$

$$E_a = \frac{8,314 \cdot 298,2 \cdot 328,2}{328,2 - 298,2} \ln \frac{35,5}{0,765} = 104081,5 \text{ Дж/моль} = 104,1 \text{ кДж/моль}$$

2) Передекспоненційний множник можна розрахувати за експоненційною формою рівняння Арреніуса:

$$k = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (2)$$

$$k_0 = k / e^{-\frac{E_a}{RT}} = k \cdot e^{\frac{E_a}{RT}} \quad (3)$$

Обчислюємо k_0 за двох температур (значення повинні бути близькими) і знаходимо середнє значення:

$$k_{01} = 0,765 \cdot e^{\frac{104082}{8,314 \cdot 298,2}} = 1,306 \cdot 10^{18} \text{ дм}^3/(\text{хв} \cdot \text{моль})$$

$$k_{02} = 35,5 \cdot e^{\frac{104082}{8,314 \cdot 328,2}} = 1,306 \cdot 10^{18} \text{ дм}^3/(\text{хв} \cdot \text{моль})$$

Тобто: $k_0 = 1,306 \cdot 10^{18} \text{ дм}^3/(\text{хв} \cdot \text{моль})$

3) Для обчислення константи швидкості даної реакції за T_3 також використаємо інтегральну форму рівняння Арреніуса (1):

$$\ln k_3 = \ln k_1 + \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_3 - T_1}{T_3 \cdot T_1} \right) = \ln 0,765 + \frac{104082}{8,314} \left(\frac{313,2 - 298,2}{313,2 \cdot 298,2} \right) = 1,743$$

$$k_3 = e^{1,743} = 5,714 \text{ дм}^3/(\text{хв} \cdot \text{моль})$$

4) Дана реакція (вар. 25) є реакцією 1-го порядку. Тому кількість вихідної речовини, що прореагувала за час τ , обчислюємо за формулою:

$$C = C_0 e^{-k_3 \tau} = 1,85 \cdot e^{-5,714 \cdot 15} \approx 1,1$$

$$x = C_0 - C = 1,85 - 1,1 = 0,75 \text{ моль/дм}^3$$

5) Температурний коефіцієнт швидкості реакції обчислюємо за правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (4)$$

Для визначення γ прологарифмуємо (4):

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{T_2 - T_1}{10} \ln \gamma$$

$$\ln \gamma = \frac{10}{T_2 - T_1} \ln \frac{k_2}{k_1}$$

$$\ln \gamma = \frac{10}{328,2 - 298,2} \ln \frac{35,5}{0,765} = 1,28$$

$$\gamma = e^{1,28} = 3,6$$

б) Для того, щоб розрахувати, у скільки разів зросте швидкість реакції при підвищенні температури на 25 К, треба знайти відношення k_{T+25}/k_T за формулою Вант-Гоффа(4), якщо правило виконується, або за інтегральною формулою Арреніуса (1).

Дана реакція підпорядковується правилу Вант-Гоффа, тому:

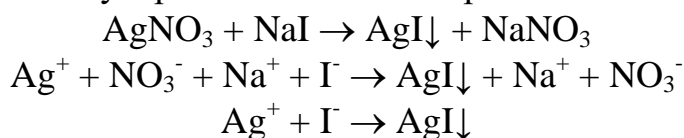
$$\frac{k_{T+25}}{k_T} = 3,6^{2,5} = 24,5$$

Задача 9. Будова міцелл.

При достатньо повільному введенні водного розчину AgNO_3 (концентрація $0,015 \text{ моль/дм}^3$, об'єм $0,020 \text{ дм}^3$) у розчин NaI (концентрація $0,025 \text{ моль/дм}^3$, об'єм $0,025 \text{ дм}^3$) можливе утворення золю AgI . Запишіть формулу міцели золю.

Розв'язок

Рівняння реакції у молекулярній та повній і скороченій іонній формах:



Оскільки в осад випадає AgI, то саме він буде складати тверду фазу золю. Відповідно до правила Фаянса-Панета, на поверхні кристалічної ґратки AgI можуть адсорбуватися або іони Ag^+ (у випадку надлишку AgNO_3), або іони I^- (у випадку надлишку NaI). Обчислимо, який електроліт в даному випадку у надлишку.

Кількість речовини AgNO_3 складає:

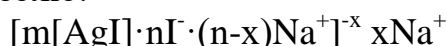
$$n_{\text{AgNO}_3} = CV = 0,015 \cdot 0,020 = 0,0003 \text{ моль.}$$

Кількість речовини NaI складає:

$$n_{\text{NaI}} = CV = 0,025 \cdot 0,025 = 0,000625 \text{ моль.}$$

Отже, у надлишку NaI . На поверхні AgI будуть адсорбуватися іони I^- , а протиіонами будуть іони Na^+ .

Пишемо формулу міцели золю:

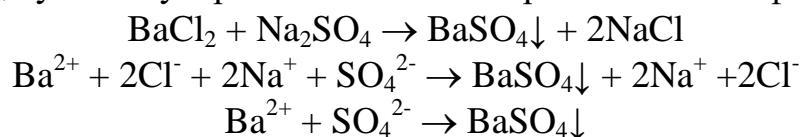


Задача 10. Будова міцелл.

Запишіть формули міцел золів, що утворюються за хімічною реакцією $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, у надлишку кожного з компонентів.

Розв'язок

Рівняння реакції у молекулярній та повній і скороченій іонній формах:



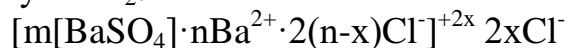
Оскільки в осад випадає BaSO_4 , то саме він буде складати тверду фазу золю.

Відповідно до правила Фаянса-Панета, на поверхні кристалічної ґратки BaSO_4 можуть адсорбуватися або іони Ba^{2+} (у випадку надлишку BaCl_2), або іони SO_4^{2-} (у випадку надлишку Na_2SO_4).

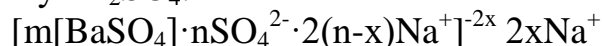
Відповідно, у першому випадку протиіонами будуть Cl^- , а у другому випадку – Na^+ .

Пишемо формули міцели золю:

– для випадку надлишку BaCl_2 :



– для випадку надлишку Na_2SO_4 :



Задача 11. Електрофорез.

Розрахувати електрокінетичний потенціал поверхні частинок бентонітової глини, якщо при електрофорезі ці частинки за 15 хвилин зміщуються на 6 мм у напрямі аноду. Напруга між електродами 100 В, відстань між електродами 25 см, відносна діелектрична проникність середовища $\epsilon = 78,2$, в'язкість $\eta = 8,94 \cdot 10^{-4}$ Па·с.

Розв'язок

Рівняння Смолуховського для електрофорезу має наступний вигляд:

$$\xi = \frac{\eta u}{\varepsilon_0 \varepsilon E},$$

де ξ – електрокінетичний потенціал, u – швидкість руху частинок, $\varepsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12}$ Ф/м – діелектрична проникність вакууму, E – напруженість електричного поля.

Знаходимо швидкість руху частинок на підставі величини пройденого за даний час шляху:

$$u = \frac{\Delta x}{\tau} = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{15 \cdot 60} = 6,67 \cdot 10^{-6} \text{ (м/с)}.$$

Знаходимо напруженість електричного поля як відношення напруги між електродами до відстані між ними:

$$E = \frac{V}{L} = \frac{100}{0,25} = 400 \text{ (В/м)}.$$

Обчислюємо електрокінетичний потенціал за рівнянням Смолуховського:

$$\xi = \frac{8,94 \cdot 10^{-4} \cdot 6,67 \cdot 10^{-6}}{8,85 \cdot 10^{-12} \cdot 78,2 \cdot 400} = 0,0215 \text{ (В)}.$$

Оскільки частинки рухаються у напрямку аноду (позитивного електроду), то вони заряджені негативно. Отже, остаточно, електрокінетичний потенціал дорівнює $\xi = -0,0215$ В.

Задача 12. Кінетика швидкої коагуляції

При вивченні кінетики коагуляції водного золю AgI коагулянтном K_2SO_4 отримали такі експериментальні дані:

$\tau, \text{с}$	0	40	200	280
$v_{\Sigma} \cdot 10^{-14}$	2,69	2,49	2,04	1,85

(v_{Σ} – концентрація частинок в одиниці об'єму).

Визначити час половинної коагуляції та дослідне значення константи швидкості швидкої коагуляції. Обчисліть теоретичне значення константи швидкості швидкої коагуляції за температури $T = 283$ К і в'язкості $\eta = 1,308 \cdot 10^{-3}$ Па і порівняйте з дослідним значенням, зробіть висновок.

Розв'язок

Рівняння Смолуховського для швидкої коагуляції у лінійній формі має вигляд:

$$\frac{v_0}{v} = 1 + \frac{\tau}{\theta},$$

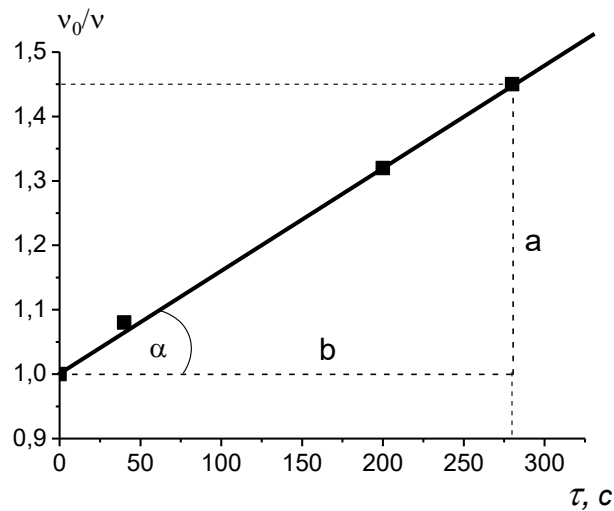
де v_0 – концентрація частинок у початковий момент часу ($\tau = 0$); v_{Σ} – концентрація частинок у довільний момент часу τ ; θ – час половинної коагуляції.

Побудова графіка у координатах v_0/v_{Σ} , τ дає пряму лінію, яка відтинає на осі ординат 1 (одиниця) при нульовому значенні часу. А кутовий коефіцієнт нахилу цієї прямої дорівнює величині $1/\theta$.

Обчислюємо значення $\frac{v_0}{v}$ для кожного моменту часу ($v_0 = 2,69 \cdot 10^{14}$ частинок/м³):

$\tau, \text{с}$	0	40	200	280
$\frac{v_0}{v}$	1	1,08	1,32	1,45

Будуємо графік в координатах $\frac{v_0}{v}, \tau$:



Знаходимо котангенс кута нахилу цієї прямої (відношення довжини суміжного катету до довжини протилежного катету):

$$\frac{1}{\Theta} = \operatorname{tg} \alpha = \frac{a}{b} = \frac{1,45 - 1}{280 - 0} = 1,607 \cdot 10^{-3}.$$

Час половинної коагуляції $\theta = 622,2 \text{ с}$.

Константу швидкості коагуляції знаходять за рівнянням:

$$k = \frac{1}{v_0 \theta} = \frac{1}{2,69 \cdot 10^{14} \cdot 622,2} = 5,97 \cdot 10^{-18} \text{ (м}^3/\text{с)}.$$

Теоретичне значення константи швидкості швидкої коагуляції знаходимо за допомогою рівняння:

$$k = \frac{8k_B T}{3\eta} = \frac{8 \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \cdot 283}{3 \cdot 1,308 \cdot 10^{-3}} = 7,55 \cdot 10^{-18} \text{ (м}^3/\text{с)},$$

де k_B – постійна Больцмана.

Теоретичне значення константи швидкості практично співпадає з обрахованим за експериментальними даними. Отже, коагуляція є швидкою і підкорюється теорії Смолуховського.

5. Перелік питань для підготовки до контрольних робіт та іспиту

7-8 ТЕТРАМЕСТР «ФІЗИЧНА ХІМІЯ»

1. Що таке термодинамічна система? Класифікація термодинамічних систем.
2. Напишіть математичний вираз 1-го початку термодинаміки у диференціальній та інтегральній формах. Які величини у цих рівняннях є функціями стану?
3. Що таке теплота і робота?
4. Що таке внутрішня енергія термодинамічної системи? Чи є внутрішня енергія функцією стану?
5. Що таке ентальпія термодинамічної системи?
6. Напишіть формулу, що пов'язує між собою ентальпію та внутрішню енергію термодинамічної системи. Чи є теплота процесу функцією стану?
7. Що таке питома та молярна теплоємності? Розмірності цих величин. Які рівняння використовують для опису залежності теплоємності від температури?
8. Що таке істина і середня теплоємність? Запишіть вираз для C_p та C_v . На яку величину відрізняються між собою значення C_p та C_v для ідеальних газів?
9. Що таке стандартна теплота утворення хімічної сполуки?
10. Сформулюйте закон Гесса. Які наслідки впливають з нього?
11. Що таке тепловий ефект хімічної реакції? Які реакції називають екзо- і ендотермічними?
12. Рівняння Кірхгофа у диференціальній формі та його аналіз.
13. Сформулюйте другий закон термодинаміки.
14. Запишіть математичний вираз другого закону термодинаміки для рівноважного та нерівноважного процесів, що проходять у ізольованій системі.
15. За якими формулами обчислюють зміну ентропії у процесі: а) нагрівання (охолодження) речовини, б) фазового перетворення, в) ізобарно-ізотермічного змішування ідеальних газів?
16. Що таке характеристичні функції? Наведіть приклади.
17. Критерії самодовільного протікання процесу та стану рівноваги у ізольованій термодинамічній системі.
18. Що є критерієм самодовільного протікання процесу у закритій термодинамічній системі а) за сталих T і P , б) за сталих T і V ?
19. Який термодинамічний потенціал слід вибрати у ролі критерію спрямованості реакції, якщо вона проходить за сталого тиску та сталої температури? Яка умова самодовільного проходження процесу, виражена за допомогою цього потенціалу?
20. Який термодинамічний потенціал слід вибрати у ролі критерію спрямованості реакції, якщо вона проходить у закритому автоклаві ($V = \text{const}$) за сталої температури? Яка умова самодовільного проходження процесу, виражена за допомогою цього потенціалу?
21. Запишіть рівняння Гіббса-Гельмгольца.
22. Що таке термодинамічний потенціал? Наведіть приклади термодинамічних потенціалів.

23. Сформулюйте постулат Планка (третій закон термодинаміки).
24. Що таке хімічний потенціал? За якою формулою розраховують хімічний потенціал компоненту у суміші ідеальних газів? Що таке стандартний хімічний потенціал?
25. Запишіть вираз закону діючих мас для газофазної хімічної реакції $aA + bB = cC + dD$. Вкажіть розмірності констант рівноваги K^0 , K_p , K_c . Запишіть формули, які зв'язують між собою значення цих констант рівноваги. Від яких чинників залежить значення констант рівноваги для ідеальної газової суміші?
26. Рівняння ізотерми хімічної реакції.
27. Рівняння ізобари й ізохори хімічної реакції в диференціальній формі, їх аналіз.
28. Рівняння ізобари й ізохори хімічної реакції в інтегральній формі. Як, користуючись цими рівняннями, графічно визначити тепловий ефект хімічної реакції?
29. Сформулюйте принцип Ле Шательє-Брауна. Користуючись принципом Ле Шательє, поясніть, як впливає на рівноважний вихід продукту екзотермічної реакції $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$: 1) підвищення загального тиску у системі, 2) підвищення температури.
30. Що таке фаза, компонент та термодинамічний ступень свободи? Правило фаз Гіббса.
31. Запишіть рівняння Клапейрона-Клаузіуса та проаналізуйте його для процесу плавлення.
32. Який вигляд приймає рівняння Клапейрона-Клаузіуса для процесів випаровування та возгонки речовини? Користуючись цим рівнянням, поясніть, як залежить температура кипіння рідини від тиску.
33. Нарисуйте схематично діаграму стану води. Вкажіть на цій діаграмі поле пару, рідини, твердого льоду; криві випаровування, возгонки та плавлення. Що таке потрійна точка?
34. Що таке розчин? Способи вираження їх концентрацій.
35. Сформулюйте закон Рауля. Що таке ідеальні розчини? Які причини відхилення від закону Рауля?
36. Які ви знаєте колігативні властивості розчинів? За якими формулами обчислюють підвищення температури кипіння та замерзання розчинів, осмотичний тиск розчинів?
37. Сформулюйте перший та другий закони Коновалова.
38. Наведіть схематично діаграму стану для бінарних летких сумішей у координатах температура кипіння – склад для ідеального розчину та поясніть її.
39. Наведіть схематично діаграму стану для бінарних летких сумішей у координатах температура кипіння – склад для значних відхилень розчину від закону Рауля та поясніть її. Що таке азеотропна точка? азеотропна суміш?
40. Які типи бінарних рідких сумішей з обмеженою розчинністю одна в одній можуть бути? Наведіть типові діаграми стану "температура – склад".
41. Запишіть і поясніть закон розподілу. Що таке екстрагування? Для чого воно використовується?

42. Від яких факторів залежить розчинність газів та твердих речовин у рідинах? Рівняння Генрі та Шредера.
43. Сформулюйте основні положення теорії електролітичної дисоціації. Поясніть, чим відрізняються сильні та слабкі електроліти.
44. Що таке ступінь електролітичної дисоціації, константа дисоціації? Запишіть рівняння закону розведення Оствальда.
45. Іонний добуток води. Водневий показник кислотності середовища рН. Що таке кисле, нейтральне та лужне середовище?
46. Що таке гальванічний елемент, анод, катод? Що таке електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента? Запишіть рівняння залежності ЕРС від активності іонів, що беруть участь у електрохімічній реакції (рівняння Нернста).
47. Що таке електродний потенціал та стандартний електродний потенціал?
48. Що таке електроди першого, другого роду, окисно-відновні, газові електроди? Наведіть конкретні приклади, запишіть для них рівняння Нернста.
49. Що називається швидкістю хімічної реакції? У яких одиницях вимірюють швидкість гомогенної хімічної реакції?
50. Для реакції $aA + bB \rightarrow cC + dD$ (a, b, c, d – відповідні стехіометричні коефіцієнти) запишіть рівняння для швидкості хімічної реакції та швидкості за кожною речовиною.
51. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
52. Як формулюється основний постулат хімічної кінетики?
53. Який фізичний смисл має константа швидкості хімічної реакції? Яка розмірність константи швидкості хімічної реакції?
54. Які фактори впливають на величину константи швидкості хімічної реакції?
55. Що називають молекулярністю хімічної реакції? Чому молекулярність хімічних реакцій не перевищує трьох? В яких випадках молекулярність і порядок реакції співпадають?
56. Що таке механізм хімічної реакції? Що таке елементарна стадія хімічної реакції?
57. Запишіть кінетичне рівняння для необоротної реакції 1-го порядку в диференціальній та інтегральній формі. Вкажіть розмірність константи швидкості.
58. Запишіть кінетичне рівняння для необоротної реакції 2-го порядку у диференціальній формі.
59. Запишіть кінетичне рівняння для необоротної реакції 2-го порядку в інтегральній формі.
60. Як графічно визначити значення константи швидкості необоротної реакції: а) 1-го порядку, б) 2-го порядку?
61. Що означає термін "час напівперетворення"? Як його можна розрахувати для реакцій 1-го, 2-го порядків?
62. Запишіть рівняння Ареніуса для залежності константи швидкості хімічної реакції від температури. Вкажіть назви величин, які входять до цього рівняння, та їх розмірності.

63. Що таке енергія активації хімічної реакції? На основі яких експериментальних даних і яким чином можна розрахувати значення енергії активації?
64. Як формулюється правило Вант-Гофа для температурної залежності швидкості хімічної реакції? Для яких реакцій воно використовується?
65. На основі яких експериментальних даних і яким чином можна розрахувати значення енергії активації та передекспоненційного множника графічним методом?
66. Який вигляд має графік залежності логарифма константи швидкості хімічної реакції від T^{-1} ? Що можна визначити за цим графіком?
67. Нарисуйте енергетичну діаграму хімічної реакції і поясніть, як тепловий ефект хімічної реакції пов'язаний з енергіями активації прямої та оборотної реакцій.
68. Які реакції називаються складними? Їх класифікація.
69. Які реакції називають ланцюговими? Назвіть основні стадії ланцюгової реакції на прикладі взаємодії хлору і водню.
70. Якими особливостями характеризується кінетика ланцюгових хімічних реакцій?
71. Що таке ланцюгові реакції з нерозгалуженим і розгалуженим ланцюгами? Наведіть конкретні приклади.
72. Нарисуйте графік залежності швидкості розгалуженої ланцюгової реакції від тиску та прокоментуйте його. Від чого залежать границі спалахування у розгалужених ланцюгових реакціях?
73. Нарисуйте діаграму, що ілюструє залежність швидкості розгалуженої ланцюгової реакції від тиску та температури? Що таке півострів спалахування?
74. Які реакції називають фотохімічними? Назвіть особливості цих реакцій. Сформулюйте закони фотохімії.
75. Що таке каталіз? Назвіть основні особливості каталітичних реакцій. Класифікація каталітичних процесів.
76. Що таке каталізатор хімічної реакції? Як змінюється енергія активації реакції при введенні каталізатора до системи?
77. Що таке гетерогенна хімічна реакція? Назвіть особливості кінетики та стадії гетерогенних процесів. Лімітуюча стадія.
78. Що називається процесом дифузії? Запишіть математичний вираз першого закону Фіка. Від яких чинників і як залежить швидкість дифузії?

9 ТЕТРАМЕСТР «КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

1. Що таке дисперсна система? Ознаки дисперсних систем.
2. Що таке дисперсність і питома поверхня? Виведіть рівняння, що зв'язує питому поверхню і дисперсність для сферичних частинок.
3. За якими ознаками класифікують дисперсні системи?
4. Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища.
5. Що таке вільнодисперсні та зв'язнодисперсні системи? Класифікація дисперсних систем за розміром частинок (за дисперсністю).

6. Що таке поверхневий натяг? Його фізичний смисл. В яких одиницях він вимірюється?
7. Як поверхневий натяг залежить від природи речовини, що утворює поверхню (міжмолекулярної взаємодії)?
8. Як і чому залежить поверхневий натяг рідин від температури? Що таке температурний коефіцієнт поверхневого натягу?
9. Запишіть рівняння Гіббса-Гельмгольца для повної поверхневої енергії.
10. Як впливає кривизна поверхні і природа рідини на її внутрішній тиск? Запишіть та прокоментуйте рівняння Лапласа.
11. Які причини підняття (опускання) рідин у капілярах? Запишіть рівняння Жюрена.
12. Запишіть і прокоментуйте рівняння Томсона-Кельвіна.
13. Що називають адсорбцією? Класифікація адсорбційних процесів. Що таке адсорбент і адсорбат?
14. Що таке поверхнева активність? Що таке поверхнево-активні (ПАР) і поверхнево-інактивні речовини? Будова молекул ПАР (наведіть приклади).
15. Ізотерма адсорбції Генрі (запишіть рівняння ізотерми та зобразіть графічно). При яких умовах виконується при адсорбції закон Генрі?
16. Основні положення адсорбційної теорії Ленгмюра. Рівняння і графік ізотерми Ленгмюра в загальній (нелінійній) та лінійній формах.
17. Запишіть емпіричне адсорбційне рівняння Фрейндліха. У яких випадках його використовують? Як графічно визначити константи в цьому рівнянні?
18. Основні положення теорії БЕТ. Рівняння і графік ізотерми БЕТ.
19. Який знак має зміна енергії Гіббса при адсорбції? Який знак має тепловий ефект при адсорбції (це екзотермічний чи ендотермічний процес)?
20. Що таке адгезія і когезія? Що таке робота адгезії і когезії і за допомогою яких рівнянь їх можна обчислити?
21. Що таке змочування? Що таке крайовий кут змочування? Наведіть рівняння Юнга.
22. Охарактеризуйте гідрофільні і гідрофобні поверхні. Як можна вплинути на змочування поверхні?
23. Як записується умова розтікання рідини по поверхні твердого тіла або іншої рідини? Як розрахувати коефіцієнт розтікання?
24. Поясніть, як будуть орієнтуватися молекули аліфатичних спиртів (або кислот) при адсорбції їх: а) з водних розчинів на активованому вугіллі, б) з водних розчинів на межі розчин/повітря.
25. Особливості адсорбції іонів із розчинів. Правила Фаянса-Панета.
26. Ліотропні ряди. Розташуйте іони Ba^{2+} , Na^+ , Fe^{3+} , Cs^+ у порядку зростання їхньої адсорбційної здатності.
27. Що таке іонообмінні адсорбенти? Будова іонітів. Класифікація іонітів.
28. Що становлять собою іоніти? Наведіть приклад реакції іонного обміну на катіоніті і аніоніті.
29. Що таке обмінна ємкість іоніту? Що називають повною і динамічною обмінною ємкістю іоніту та як їх визначають? Одиниці вимірювання ПОЄ і ДОЄ. Чому відрізняються значення ПОЄ (СОЄ) і ДОЄ?

30. Запишіть рівняння Нікольського.
31. Що таке броунівський рух? Що є причиною його виникнення? Що таке середній квадратичний зсув? Як, вимірявши його, визначити розмір колоїдної частинки?
32. Як можна визначити розмір дисперсних частинок або їх концентрацію у ліозолях за осмотичним тиском?
33. За яким рівнянням обчислюють коефіцієнт дифузії частинок в колоїдних системах? В яких системах коефіцієнт дифузії вище: у колоїдних системах чи в істинних розчинах? Чому?
34. Дифузійно-седиментаційна рівновага в золях, гіпсометричний закон. Які дисперсні системи підкорюються цьому закону?
35. Які сили діють на сферичну частинку, що седиментує в гравітаційному полі? Виведіть формулу для швидкості седиментації.
36. Напишіть рівняння для швидкості седиментації в гравітаційному полі. Зміненням яких параметрів системи можна змінювати швидкість осадження частинки?
37. Для чого використовують седиментаційний аналіз? На якому рівнянні ґрунтується цей аналіз?
38. За якою ознакою дисперсні системи розподіляють на ліофобні і ліофільні? Чим пояснюється самодовільне зростання міжфазної поверхні при утворенні ліофільних дисперсних систем?
39. Якими методами отримують ліофобні дисперсні системи? Наведіть приклади.
40. На що витрачається робота при роздрібненні матеріалів? В чому полягає сутність ефекту Ребіндера (адсорбційне зниження міцності тіл)?
41. Які фактори сприяють утворенню більш дрібних частинок при конденсаційному методі утворення дисперсних систем?
42. Сформулюйте правило Фаянса-Панета і використайте його для написання формули міцели золю, що утворюється в результаті взаємодії у водному розчині за реакцією: $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \dots$ у надлишку кожного з компонентів.
43. Термодинамічні і кінетичні фактори стійкості ліофобних дисперсних систем. Перелічіть їх і коротко охарактеризуйте.
44. Назвіть види стійкості дисперсних систем за класифікацією Пескова. В чому полягає відмінність між ліофільними і ліофобними колоїдними системами?
45. Що таке коагуляція, коалесценція, ізотермічна перегонка, флокуляція, пептизація?
46. Чим обумовлена агрегативна нестійкість ліофобних дисперсних систем? Які процеси самодовільно проходять в цих системах?
47. Основні положення теорії швидкої коагуляції Смолуховського.
48. Напишіть рівняння для швидкості коагуляції за теорією Смолуховського. Що таке час половинної коагуляції? Як можна визначити час половинної коагуляції? Як визначити константу швидкості швидкої коагуляції?
49. Що таке поріг коагуляції? Сформулюйте правило Шульце-Гарді.

50. Частинки золю заряджені негативно. Порівняйте величини порогів швидкої коагуляції, що викликають електроліти CsCl і AlCl₃. Відповідь поясніть.
51. Які існують способи захисту ліофобних золів від коагуляції? Які речовини найчастіше використовують у ролі стабілізаторів золів?
52. Опишіть ефект Тіндаля. Рівняння Релея і його аналіз.
53. Використовуючи рівняння Релея, поясніть, чому небо має блакитний колір.
54. Що таке опалесценція? Чим зумовлене це явище?
55. Чим ультрамікроскоп відрізняється від звичайного оптичного мікроскопа?
56. Чим визначається мінімальний розмір об'єкта (розрізнявальна здатність), який можна спостерігати у світловому мікроскопі? Чому приблизно дорівнює ця величина?
57. Чому роздільна здатність електронної мікроскопії вища, ніж в світловій мікроскопії?
58. Чим турбидиметрія відрізняється від нефелометрії? Для визначення яких характеристик дисперсних систем використовують ці методи?
59. Класифікація ПАР. Нарисуйте можливі варіанти вигляду залежності поверхневого натягу розчину від концентрації ПАР. Що таке ККМ?
60. Що таке ККМ? Методи визначення ККМ.
61. На чому ґрунтується використання ПАР у якості стабілізаторів дисперсних систем? В чому полягає механізм миючої дії розчинів ПАР?
62. Що таке гідрофільно-ліпофільний баланс? Числа ГЛБ.
63. Яке явище називають солюбілізацією? Чим обумовлене це явище? Яке практичне значення цього явища?
64. Що таке високомолекулярна сполука (ВМС), полімер? Що таке набрякання, степінь набрякання?
65. Запишіть в диференціальній і інтегральній формах кінетичне рівняння для процесу набрякання.
66. Яким чином можна визначити константу швидкості набрякання полімеру? Як і чому впливає температура на швидкість набрякання?
67. Що таке ізоелектрична точка? Як і чому впливає рН розчину на максимальний степінь набрякання (нарисуйте графік)? Відповідь пояснити.
68. Що таке емульсія? Що таке пряма і зворотна емульсії? Яким способом стабілізують емульсії? Класифікація емульсій за концентрацією.
69. Що таке піна? Чим піна відрізняється від газової емульсії? Основні властивості пін.
70. Що таке аерозоль? Класифікація аерозолів.

6. Список рекомендованої літератури для самостійної роботи

7-8 ТЕТРАМЕСТР «ФІЗИЧНА ХІМІЯ»

1. Лебідь В.І. Фізична хімія. – Харків: Фоліо, 2005. – 478 с.
2. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія: Підручник. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2007. - 496 с.

3. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия.- М.: Высш. шк., 1988.- 495 с.
4. Физическая химия. Под ред. К.С. Краснова. - Т. 1. - М.: Высш. шк., 1982. - 687 с.
5. Физическая химия. Под ред. К.С. Краснова. - Т. 2. - М.: Высш. шк., 2001.- 319 с.
6. Голиков Г.А. Руководство по физической химии. - М.: Высш. шк., 1988. – 384 с.
7. Кудряшов И.В., Каретникова Г.С. Сборник примеров и задач по физической химии. - М.: Высш. шк., 1991.- 526 с.
8. Краткий справочник физико-химических величин под ред. Р. Равделя.- М.: Химия, 1983.- 231 с.

9 ТЕТРАМЕСТР «КОЛОЇДНА ХІМІЯ»

1. Мчедлов-Петросян М.О., Лебідь В.М., Глазкова О.М., Єльцов С.В., Дубина О.М., Панченко В.Г. Колоїдна хімія. - Харків: Фоліо, 2005. – 304 с.
2. Гомонай В.І. Фізична та колоїдна хімія: Підручник. – Вінниця: НОВА КНИГА, 2007. - 496 с.
3. Фролов Ю.Г. Курс коллоидной химии – М. Химия, 1982. – 405с.
4. Фридрихсберг Д.А. Курс коллоидной химии – Л. Химия, 1984, 368с.
5. Щукин Е.Д. Коллоидная химия – М. МГУ, 1982. – 348с.
6. Лабораторные работы и задачи по коллоидной химии под ред. Ю.Г.Фролова – М. Химия, 1986. – 213с.
7. Воюцкий С.С. Курс коллоидной химии, М., Химия, 1975.