Житомирський державний університет
імені Івана Франка
Природничий факультет
Кафедра хімії

ІНСТРУКТИВНО-МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ ДО ОРГАНІЗАЦІЇ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

Обов'язкової освітньої компоненти

«ФІЗИЧНА ХІМІЯ»

для підготовки здобувачів
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти

Галузь знань	*Е Природничі науки*
Спеціальність	*Е3 Хімія*
Предметна спеціальність	-
Спеціалізація	-
Освітня програма	*Хімія*
Факультет / ННІ	*природничий*

Укладачі:
к.х.н. доцент **Камінський Олександр**,
к.х.н. доцент **Чайка Микола**,
к.х.н., доцент **Денисюк Роман,**
к.х.н., доцент **Чумак Володимир,**
Панасюк Дмитро

Розглянуто та схвалено
на засіданні кафедри хімії
Протокол від « » червня 2025 р. №
Завідувач кафедри_____Олена АНІЧКІНА

Житомир 2025

УДК 544(072)
І-72

Рекомендовано до друку вченою радою Житомирського державного університету імені Івана Франка
(протокол № 13 від «27» червня 2025 р.)

Рецензенти:

Володимир ВІЛЕНСЬКИЙ – доктор хімічних наук, професор, професор кафедри хімії Житомирського державного університету імені Івана Франка.

Лілія МИРОНЮК – кандидат хімічних наук, старший дослідник, старший науковий співробітник відділу № 35 фізики і технології фотоелектронних та магнітоактивних матеріалів Інституту проблем матеріалознавства ім. І. М. Францевича НАН України.

Ірина ШЕЛЮК – кандидат хімічних наук, голова циклової комісії хімічних дисциплін Житомирського базового фармацевтичного фахового коледжу Житомирської обласної ради.

Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю.
Інструктивно-методичні матеріали до організації самостійної роботи із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир: Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2025. 58 с.

© Камінський О. М., 2025
© Чайка М. В., 2025
© Денисюк Р. О., 2025
© Чумак В. В., 2025
© Панасюк Д. Ю., 2025
© Житомирський державний університет імені Івана Франка, 2025

ЗМІСТ:

	Модуль І. АГРЕГАТНІ СТАНИ РЕЧОВИН		**5**
1	Завдання для самостійної роботи № 1	Тема: експериментальне вивчення закону Бойля-Маріотта	**5**
2	Завдання для самостійної роботи № 2	Тема: визначення молярної маси леткої рідини	**8**
3	Завдання для самостійної роботи № 3	Тема: визначення молекулярної маси та густини газу методом відкачування	**10**
4	Завдання для самостійної роботи № 4	Тема: визначення рефракції і перевірка правила адитивності	**12**
5	Завдання для самостійної роботи № 5	Тема: в’язкість рідин	**14**
6	Завдання для самостійної роботи № 6	Тема: розв’язування задач із теми «агрегатний стан речовини»	**16**
7	Завдання для самостійної роботи № 7	Тема: Модульна контрольна №1 «Основи МКТ. Газові закони»	**17**
	Модуль ІІ. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА. ТЕРМОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ		**18**
8	Завдання для самостійної роботи № 8	Тема: визначення ентальпії розчинення солі	**18**
9	Завдання для самостійної роботи № 9	Тема: визначення питомої теплоти плавлення льоду	**22**
10	Завдання для самостійної роботи № 10	Тема: експериментальне вивчення закону Дюлонга і Пті	**23**
11	Завдання для самостійної роботи № 11	Тема: визначення інтегральної теплоти розчинення солі	**26**
12	Завдання для самостійної роботи № 12	Тема: визначення теплоти нейтралізації сильних та слабких кислот	**29**
13	Завдання для самостійної роботи № 13	Тема: розв’язування задач із теми «хімічна термодинаміка»	**31**
14	Завдання для самостійної роботи № 14	Тема: Модульна контрольна №2 «Хімічна термодинаміка»	**32**
	Модуль ІІІ. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ		**33**
15	Завдання для самостійної роботи № 15	Тема: дослідження кінетики розкладу пероксиду водню у	**33**

		водному розчині за сталої температури	
16	Завдання для самостійної роботи № 16	Тема: фазові рівноваги в двокомпонентних системах.Термічний аналіз системи Sn–Pb	**37**
17	Завдання для самостійної роботи № 17	Тема: розв’язування задач із теми «хімічна рівновага та фазові рівноваги в гетерогенних системах»	**44**
18	Завдання для самостійної роботи № 18	Тема: Модульна контрольна №3 «Хімічна кінетика та фазові рівноваги в гетерогенних системах»	**45**
	Модуль IV. ВЧЕННЯ ПРО РОЗЧИНИ		**45**
19	Завдання для самостійної роботи № 19	Тема: визначення молярної маси речовини кріоскопічним методом	**45**
20	Завдання для самостійної роботи № 20	Тема: визначення молярної маси розчиненої речовини та коефіцієнта активності ебуліоскопічним методом	**48**
21	Завдання для самостійної роботи № 21	Тема: розв’язування задач із теми «молекулярні розчини»	**50**
22	Завдання для самостійної роботи № 22	Тема: Модульна контрольна №4 «Закони молекулярних розчинів»	**51**
	Модуль V. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ		**52**
23	Завдання для самостійної роботи № 23	Тема: вимірювання електропровідності розчинів електролітів та перевірка закону розведення Оствальда	**52**
24	Завдання для самостійної роботи № 24	Тема: вимірювання потенціалів електродів (напівелементів) кондуктометричним методом	**54**
25	Завдання для самостійної роботи № 25	Тема: розв’язування задач із теми «основи електрохімії»	**56**
26	Завдання для самостійної роботи № 26	Тема: Модульна контрольна №5 «Основи електрохімії»	**57**

Модуль І. АГРЕГАТНІ СТАНИ РЕЧОВИН

Самостійна робота № 1

Тема: ***ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ВИВЧЕННЯ ЗАКОНУ БОЙЛЯ-МАРІОТТА***

Мета: експериментально перевірити закон Бойля-Маріотта

Основні поняття: агрегатні стани речовини: твердий та газоподібний; основні газові закони; ідеальний (больцманівський) газ, реальні гази, основи МКТ, швидкість руху молекул.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Предмет фізичної хімії. Коротка характеристика розділів фізичної хімії.
2. Агрегатні стани речовини:

а) твердий агрегатний стан;

б) газоподібний агрегатний стан;

3. Поняття рідких кристалів, їх класифікація та застосування.
4. Який газ називається ідеальним? В чому його особливості?
5. Чому реальні гази тільки наближено підлягають законам ідеального газу? Критичний стан. Рівняння Ван – дер – Ваальса. Зрідження газів.
6. Поняття ізопроцесів в газах.
7. Сформулювати газові закони: закон Бойля – Маріотта; Гей – Люссака та Шарля. Об'єднаний закон газового стану.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Класифікація агрегатних станів

Речовини можуть перебувати в чотирьох основних агрегатних станах: твердому, рідкому, газоподібному та у формі плазми. Змінюючи фізичні умови, зокрема температуру й тиск, можливо перевести речовину з одного

стану в інший. Кожен з агрегатних станів відрізняється типом і силою взаємодії між частинками, а також способом їх руху.

Залежно від змін температури та тиску, речовина може поступово переходити між цими станами. Наприклад, перехід з рідини в газ називається випаровуванням, з твердої речовини в газ – сублімацією, а з твердого стану в рідкий – плавленням. Зворотні процеси мають свої назви: газ перетворюється на рідину в процесі конденсації, газ стає твердим – у процесі десублімації, а перетворення рідини на тверде тіло називається кристалізацією.

Газові закони

Парціальний тиск газу

Вміст газів у газовій суміші можна знаходити за допомогою парціального тиску (p), якщо відомий загальний тиск газу. Для суміші газів справджується закон парціальних тисків Дальтона (1801):

Загальний тиск (P) суміші газів складається із суми тих індивідуальних тисків (p_i), який міг би створювати кожен з його компонентів, якщо б він один за однакової температури заповнював весь об'єм газової суміші

$$p = p_1 + p_2 + p_s + ...$$

Закон Бойля-Маріотта

Функціональну залежність об'єму газу від тиску при сталій температурі було показано у відомому законі Бойля-Маріотта (1662):

При сталій температурі об'єм сталої кількості газу обернено пропорційний його тискові

$$PV = \text{const (при сталих } T \text{ і } n\text{).}$$

$$P_1V_1=P_2V_2$$

Закон Гей-Люссака

При сталому тиску об'єм заданої кількості газу прямо пропорційний його абсолютній температурі

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Приклад 1. За певної температури тиск газу, що заповнює посудину об'ємом 3 л, становить 93,3 кПа. Яким стане тиск, якщо, не змінюючи температури, зменшити об'єм газу до 2,8 л?

Розв'язок:

Позначивши шуканий тиск через P_2, запишемо

$P_1V_1=P_2V_2$

$$P_2 = \frac{93{,}9 кПа \times 3 л}{2{,}8 л} = 100 кПа$$

Приклад 2. При 27 °С об'єм газу дорівнює 600 мл. Який об'єм матиме газ при 57 °С, якщо тиск залишатиметься сталим?

Розв'язок:

Позначимо шуканий об'єм через V_2, а відповідну йому температуру через T_2.
За умовою задачі
V_1 = 600 мл,
T_1= 27 + 273 = 300 К;
T_2= 57 + 273 = 330 К.
Підставляючи ці значення у вираз закону Гей-Люссака, матимемо:

$$\frac{600}{300} = \frac{V_2}{330}$$

V_2 = 660 мл.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія : лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія. навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с.

Додаткова:

1. Костржицький А. І., Калінков О. Ю., Тіщенко В. М., Берегова О. М. Фізична та колоїдна хімія. навч. пос. К.: Центр учбової літератури, 2008. 496 с.

2. Яцимирський В. К. Фізична хімія.К.: Перун, 2007. 512 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу : http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 2

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЛЕТКОЇ РІДИНИ***

Мета: визначити молярну масу леткої рідини за рівнянням Менделєєва - Клапейрона.

Основні поняття: поняття молярної маси речовини, рівняння Менделєєва – Клапейрона; рідини, леткі рідини.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Що таке молярна маса речовини і в яких одиницях вона вимірюється?
2. Які речовини називаються леткими?
3. Пояснити суть рівняння Менделлєєва – Клапейрона. Поняття газової сталої. В яких одиницях вона вимірюється?
4. Як можна визначити молярну масу леткої речовини використовуючи рівняння Менделлєєва – Клапейрона?
5. Де доцільно на практиці використовувати даний метод?

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Рівняння стану ідеального газу

Поєднуючи закони Бойля - Маріотта *(PV*= const) і Гей-Люссака (V/T= const),
матимемо:

$$\frac{PV}{T} = const \text{ (при сталому n).}$$

Універсальна газова стала

Числові значення *R* залежать від одиниць, якими вимірюють тиск і об'єм газу. Якщо *P і V* вимірюють відповідно в міліметрах ртутного стовпчика (мм.рт. ст.) і в мілілітрах (мл), то

R = 62 360 (мм рт.ст. * мл)/(град * моль),

якщо - в атмосферах (атм) і в літрах (л), то

R = 0,082 (атм * л)/(град * моль),
і якщо – в паскалях (Па) та в метрах кубічних ($м^3$), то
R = 8,314 (Па * $м^3$)/(град * моль).
P_0 = 101325 Па= 101,325 кПа=1атм = 760 мм рт. ст.

Приклад 1. Визначити молярну масу газу, який при температурі 20 °С і тиску 96 кПа займає об'єм 2 $дм^3$ і має масу 10,08 г.

Розв'язок:

За рівнянням Менделєєва - Клапейрона:

$pV = \frac{m}{M}RT$; звідки $M = \frac{mRT}{pV}$;

Приводимо одиниці вимірювання до системи СІ:

V = 2 л = $2 \cdot 10^{-3}$ $м^3$:
m = 10,08 г = $10{,}08 \cdot 10^{-3}$ кг;
t = 20°С = 20 + 273 = 293 К;
p = 96 кПа = 96000 Па
Обчислюємо молярну масу:

$$M = \frac{10{,}08 * 10^{-3} * 8{,}31 * 293}{96000 * 2 * 10^{-3}} = 0{,}128 \text{ кг/моль або 128 г/моль.}$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов’язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 3

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ ТА ГУСТИНИ ГАЗУ МЕТОДОМ ВІДКАЧУВАННЯ***

Мета: ознайомлення з одним із методів визначення молекулярної маси і густини газу.

Основні поняття: поняття молярної маси речовини, рівняння Менделєєва – Клапейрона; реальні гази; розчинність газів у рідині; закони Дальтона, Генрі та Сєченова; дифузія та ефузія газів; закон Грехема; відносна густина газів та методи її визначення.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Перший закон Дальтона та його наслідки.
2. Закони, що описують розчинність газів: другий закон Дальтона, закон Генрі та закон Сєченова.
3. Дифузія та ефузфя газів. Закон дифузії (ефузії) газів Грехема.
4. Основи МКТ. Швидкість руху молекул.
5. Як теоретично розрахувати молекулярну масу суміші газів?
6. Що таке відносна густина газу і як її можна визначити експериментально?
7. Виведіть розрахункову формулу для визначення молярної маси, яка використовується у даній роботі.
8. Чому молярну масу газу не можна визначити безпосередньо, використовуючи рівняння Менделєєва-Клапейрона?
9. У чому суть методу відкачування для визначення молярної маси газу?

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Відносна густина деякого газу за повітрям становить 2,207. Розрахуйте відносну густину цього газу за хлором.

Розв'язок:

Формула відносної густини газу має вигляд:

$D = \frac{M_1}{M_2}$; звідси $M(\text{газу}) = D * M(\text{пов})$

M_1 = 2,207*29=64 г/моль

$D_2 = M_1/M(CI_2)$

D_2 = 64/71= 0,901

Відповідно, відносна густина газу за хлором становить 0,901.

Приклад 2. Розрахуйте відносні швидкості дифузії кисню та водню у вакуум.

Розв'язок:

Відносні швидкості дифузії двох газів у третій або вакуум можна розрахувати за законом Грехема:

$$\frac{\vartheta_1}{\vartheta_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$$

Нехай M_1 буде молярною масою водню, а M_2 – молярною масою кисню. Тоді:

$$\frac{\vartheta_1}{\vartheta_2} = \frac{\sqrt{32}}{\sqrt{2}} = \frac{5,7}{1,4} \sim 4$$

Тобто, швидкість дифузії водню у вакуум у 4 рази більша за швидкість дифузії кисню.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків : Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 4

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ РЕФРАКЦІЇ І ПЕРЕВІРКА ПРАВИЛА АДИТИВНОСТІ***

Мета: визначити показники заломлення розчинів з різною масовою часткою розчиненої речовини; навчитися розраховувати величину рефракції і використовувати її для встановлення структури речовини.

Основні поняття: рефракція речовин: атомна та молекулярна рефракції; правило адитивності Кея; рівняння Лоренца-Лорентца.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв’язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Що таке рефракція і як вона визначається?
2. Зв’язок показника заломлення та рефракції від діелектричного середовища, молярної поляризації середовища та радіуса молекул.
3. Запишіть і дайте пояснення формулі Лоренца - Лорентца?
4. Адитивність. Правило адитивності Кея.
5. Що таке рефрактометр? Його типи. Застосування.
6. Де використовується метод рефрактометрії?

2. За прикладами розв’язку типових задач розв’яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Для толуєну $C_6H_5CH_3$ при T = 300 K експериментально в минулому знайдені значення густини ρ = 0,87 г/см^3, показника заломлення n = 1,496 і відносної діелектричної проникності ε = 7,81. Визначіть молярну поляризацію, молярну рефракцію і радіус молекули толуену. Порівняйте значення молярної рефракції з її значенням, обчисленим за правилом адитивності Кея.

Розв'язок:

Молярну рефракцію толуену розраховуємо за формулою Лоренца – Лорентца:

$$R_m = \frac{n^2-1}{n^2+2} \times \frac{M}{\rho}$$

$R_m = \frac{1{,}496^2-1}{1{,}496^2+2} * \frac{92}{0{,}87} = \frac{1{,}238}{4{,}238} * 105{,}747 = 30{,}85$ см^3/моль

Відповідно до правила адитивності Кея у даному випадку:

$$R_m = 7R(C) + 8R(H) + 3R(\text{подвійного зв}'\text{язку})$$

$$R_m = 7 * 2{,}42 + 8 * 1{,}1 + 3 * 1{,}73 = 30{,}93 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

Молярну поляризацію можна розрахувати за формулою:

$$\mu = 10^{-18} * \sqrt{\varepsilon - n^2}$$

$$\mu = 10^{-18} * \sqrt{7{,}81 - 1{,}496^2} = 1{,}3 * 10^{-18}$$

Радіус молекули розраховуємо за формулою:

$R_m = 2{,}52 * 10^{24} * r^3$ звідси радіус молекули толуену (r) рівний:

$$r = \sqrt[3]{\frac{R_m}{2{,}52 * 10^{24}}}$$

$r = \sqrt[3]{\frac{30{,}85}{2{,}52*10^{24}}} = 2{,}3 * 10^{-8}$ м.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К. : Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 5

Тема: *В'ЯЗКІСТЬ РІДИН*

Мета: навчитися вимірювати динамічну в'язкість розчинів та будувати графіки.

Основні поняття: рідкий стан речовини; в'язкість рідин; коефіцієнт в'язкості; рівняння Ньютона.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Агрегатні стани речовини: рідкий агрегатний стан.
2. Основні класифікації рідин.
3. Основні фізичні характеристики рідини: поверхневий натяг та тиск насиченої пари.
4. Що розуміють під в'язкістю рідин?
5. Як обраховується коефіцієнт в'язкості? Як вливає сила тертя на коефіцієнт в'язкості? Рівняння Ньютона.

6. Види віскозиметрів. Детально охарактеризуйте віскозиметр Оствальда і методику роботи з ним.
7. Що спричиняє в'язкість рідини з погляду мікроскопічних уявлень?
8. Де на практиці використовується визначення в'язкості віскозиметром Оствальда?
9. Агрегатні стани речовини: стан плазми.
10. Основні класифікації плазми.
11. Властивості плазми.
12. Використання плазми.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Визначити коефіцієнт динамічної в'язкості, якщо сила тертя $3 \cdot 10^{-4}$ Н на поверхні площею 0,04 м^2 створює швидкість деформації dv/dx = 1,1 м/с.

Розв'язок:

Для визначення коефіцієнта динамічної в'язкості використовують рівняння Ньютона:

$$F = \eta S \frac{dv}{dx} \quad \text{звідси:} \quad [\eta] = \left[\frac{F}{S \frac{dv}{dx}} \right]$$

$$\eta = \frac{3*10^{-4}}{0{,}04*1{,}1} = 68{,}18 * 10^{-4} \approx 6{,}82 * 10^{-3} \text{ Н*с/м}^2$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.
2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К. : Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 6

Тема: ***РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ ІЗ ТЕМИ «АГРЕГАТНИЙ СТАН РЕЧОВИНИ»***

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі з модулю.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння**,** розрахункові задачі.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Розв'язування задач з модуля на лабораторному занятті

Розв'яжіть типові задачі, запропоновані в інструктивно-методичних матеріалах до лабораторних занять за прикладами, зазначеними вище.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.
2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К. : Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 7

Тема: ***МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА №1 «ОСНОВИ МКТ. ГАЗОВІ ЗАКОНИ»***

Мета: опрацювати та повторити матеріал з попередніх тем

Основні поняття: агрегатні стани речовини: твердий, рідкий, газоподібний та плазма; основні газові закони, ізопроцеси, рефракція речовин, в'язкість.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Написання МКР.

Обсяг вимог визначається програмою

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К.: ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К. : Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія.

Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Модуль ІІ. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА. ТЕРМОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ

Самостійна робота № 8

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ ЕНТАЛЬПІЇ РОЗЧИНЕННЯ СОЛІ***

Мета: ознайомитися з калориметричним методом вимірювання ентальпії розчинення; визначити сталу калориметричної системи; визначити ентальпію розчинення солі.

Основні поняття: хімічна термодинаміка: внутрішня енергія, теплота, робота; ентальпія речовин, фізико – хімічний процес розчинення, ентальпія розчинення солей, калориметричний метод, калориметр.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Основні поняття хімічної термодинаміки: система, термодинамічні параметри системи, енергія. Теплота та робота як форми передачі енергії.
2. Класифікація термодинамічних систем.
3. Нульовий закон термодинаміки. Температура та її розмірності.
4. І-й закон термодинаміки та його наслідки. Внутрішня енергія та ентальпія, як функції стану системи.
5. Поняття теплоємності. Молярна та питома теплоємність. Теплоємності за сталого тиску та сталого об'єму, їх взаємозв'язок. Формула Маєра для одно – та двохатомного ідеального газу.
6. Що собою представляє метод калориметрії? Калориметричні дослідження.
7. Поняття про калориметр. Що таке теплоємність калориметра? Як її вираховують?
8. Фізико – хімічний процес розчинення. Тепловий ефект при розчиненні речовин. Розкрити суть екзотермічного і ендотермічного процесу.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Перший закон термодинаміки.

Перший закон термодинаміки має різні, проте еквівалентні формулювання. Він є, фактично, законом збереження енергії: ***загальна енергія ізольованої системи залишається сталою, незалежно від того, які процеси відбуваються в ній.***

$$_{\Delta}U = {}_{\Delta}H - A(W)$$

Розрахунок теплоти і роботи в основних термодинамічних процесах

1) Ізотермічний процес (T=const).

При T=const dT=0 і $dU=C_V dT=0$, тобто $\delta Q_T = \delta w_T = PdV$.

Отже, вся підведена теплота витрачається на виконання роботи:

$$Q_T = w_T = \int_{V_1}^{V_2} PdV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}.$$

Для ідеального газу при $T = \text{const}$ $P_1V_1 = P_2V_2$, тобто

$$Q_T = w_T = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}.$$

2) Ізохорний процес (V=const).

При V=const dV=0. Отже, $\delta w_V = PdV = 0$. Рівняння першого закону термодинаміки набуде такого вигляду: $\delta Q_V = dU = C_V dT$. Звідки

$$Q_V = \int_{T_1}^{T_2} C_V dT.$$

Для знаходження цього інтеграла треба знати конкретний вид функції $C_V = f(T)$. Для ідеального газу $C_V = \text{const}$ і

$$Q_V = C_V(T_2 - T_1).$$

3) Ізобарний процес (P = const).

У цьому випадку $\delta A_P = PdV$ і з урахуванням рівняння Менделєєва-Клапейрона

$$w_P = \int_{V_1}^{V_2} PdV = P(V_2 - V_1) = nR(T_2 - T_1).$$

Далі $\delta Q_P = dU + \delta A_P = C_V dT + RdT = (C_V + R)dT = C_P dT$ і

$$Q_P = \int_{T_1}^{T_2} C_P dT.$$

Для знаходження цього інтеграла потрібно знати конкретний вид функції $C_P = f(T)$. Для ідеального газу $C_P = const$ і

$$Q_P = C_P(T_2 - T_1)$$

4) Адіабатичний процес (ΔQ=0).

Оскільки газ не отримує теплоти ззовні, робота при адіабатичному процесі виконується за рахунок зменшення внутрішньої енергії і газ охолоджується: $dU+\delta A=0$ і $\delta A = - dU = -C_V dT$.

Для ідеального газу теплоємність не залежить від температури, тому для одного моля газу.

$$w = -C_V \int_{T_1}^{T_2} dT = -C_V(T_2 - T_1) = C_V(T_1 - T_2).$$

Приклад 1. Газ розширюючись від 10 до 16 л при постійному тиску $101{,}3*10^3$ Н/м^2, поглинає 126 Дж теплоти. Визначити зміну внутрішньої енергії газу.

Розв'язок :

$p_1 = p_2 = 101{,}3*10^3$ Па,

$V_1 = 10$ л $= 1*10^{-3}$ м^3 ,

$V_2 = 16$ л $= 16*10^{-3}$ м^3,

$Q_P = 126$ Дж.

Згідно першого закону термодинаміки

$\Delta U = Q_p - A$.

Робота, зроблена газом при ізобарному розширенні розраховується за наступним рівнянням:

$A= p (V_2 - V_1)$;

Звідси:

$\Delta U = Q_p - p (V_2 - V_1)$;

$\Delta U = 126 - 101{,}3*10^3 (16* 10^{-3} - 1*10^{-3}) = 481{,}8$Дж

Приклад 2. Розрахуйте роботу ізотермічного (27°С) розширення 1 моль вуглекислого газу від 2,24 до 22,4 л.

Розв'язок:

$n = 1$ моль, $V_1 = 2{,}24$л $= 2{,}24*10^{-3}$ м^3 , $V_2 = 22{,}4*10^{-3}$ м^3; $T = 27°C = 300$ K.

Робота ізотермічного розширення системи може бути визначена за рівнянням:

$A = nRT *2{,}3 \lg(V_2/V_1)$;

$A = 1*8{,}314*300*2{,}3 \lg (22{,}4*10^{-3} / 2{,}24*10^{-3}) = 5736{,}66$ *Дж*

Приклад 3. Яка кількість роботи виконується при розширенні 42,02 кг азоту з підвищенням температури на 35 К при сталому тиску?

Розв'язок.

Знаходимо роботу за рівнянням:

$A=nR(T_2 - T_1)$

Приклад 4. Розрахуйте зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 36 *г* води при температурі 373 К, вважаючи, що пари води підлягають законам ідеальних газів, а об'єм рідини незначний в порівнянні з об'ємом пари. Питома ентальпія випаровування води 2447 *Дж/г*.

Розв'язок.

1. Розраховуємо молярну ентальпію випаровування води:

$\Delta H_v = 2\times2447\times18 = 88090$ *Дж*.

2. Розраховуємо роботу, яку виконує пара при розширенні в процесі випаровування. При $p = const$

$$A = \int_{V_1}^{V_2} pdV = p\int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1) \approx pV_2.$$

З рівняння Менделєєва-Клапейрона

$$V_2 = \frac{nRT}{p} = \frac{2\times8.31\times373}{101300} = 0{,}0612 \text{ м}^3$$

$$A = pV_2 = 101300\times0.0612 = 6200 \text{ Дж}.$$

3. Розраховуємо зміну внутрішньої енергії молекул в процесі випаровування. З першого закону термодинаміки

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + A$$

одержимо $\Delta U = \Delta H - A = 88090 - 6200 = 81890$ *Дж* .

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 9

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ ПИТОМОЇ ТЕПЛОТИ ПЛАВЛЕННЯ ЛЬОДУ***

Мета: навчитися визначати питому теплоту плавлення льоду

Основні поняття: калориметричний метод, калориметр; теплота плавлення, питома теплота плавлення льоду.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Поняття теплових машин (вічних двигунів). Чим відрізняється їх принцип дії?
2. Цикл Карно. Максимально корисна робота.
3. Основи термохімії. Тепловий ефект реакції. Теплоти утворення.
4. Закон Гесса та його наслідки.
5. Залежність ентальпії від температури. Рівняння Кірхгофа.
6. Суть питомої та молярної теплот плавлення.
7. Як можна визначити теплоту плавлення води способом змішування?

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Ідеальна машина Карно, що працює в інтервалі температур

623-323 К, виконує 33,52 кДж роботи за цикл. Скільки теплоти підводиться до машини і скільки віддається за цей цикл?

Розв'язок:

Обчислюємо коефіцієнт корисної дії:

$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{623 - 323}{623} = 0{,}4815$$

Знаходимо кількість теплоти, що підводиться до машини:

$$q_1 = \frac{A}{\eta} = \frac{33{,}52}{0{,}4815} = 69{,}62 \text{ кДж}$$

Кількість роботи визначаємо різницею теплот, що підводиться до машини і віддається за цей самий цикл:

$$A = q_1 - q_2$$

$$q_2 = q_1 - A = 69{,}6158 - 33{,}52 = 36{,}09 \text{ кДж}$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 10

Тема: ***ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНЕ ВИВЧЕННЯ ЗАКОНУ ДЮЛОНГА І ПТІ***

Мета: експериментальне визначення теплоємності твердого тіла, перевірка закону Дюлонга і Пті.

Основні поняття: калориметричний метод, калориметр; теплоємність твердого тіла; закон Дюлонга і Пті.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Закони, що описують теплоємність. Закон Дюлонга і Пті.
2. Ізопроцеси в термодинаміці.
3. ІІ-й закон термодинаміки. Поняття ентропії. Статистичний характер ентропії.
4. Зміна ентропії в ізопроцесах.
5. ІІІ-й закон термодинаміки: теорема Нернста та постулат Планка.
6. Загальна характеристика теплоємності твердого тіла. Як виглядає залежність теплоємності твердого тіла від температури?
7. Як можна використати дане дослідження на практиці?

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Азот масою 84 *г* знаходиться при нормальних умовах. Ізобарна теплоємність азоту $C_{p,\,298} = 29{,}12$ *Дж/моль.К*.

Розрахуйте Q, W, ΔU і ΔH

а) при ізобарному розширенні до об'єму 100 *л*;

б) при ізотермічному розширенні до об'єму 100 *л*;

в) при ізохорному нагріванні до досягнення тиску 3×10^5 *Па*.

Розв'язок.

а). При $p = const$: $A = p(V_2 - V_1)$.

$V_1 = n \times V_m = 3\times22{,}4\times10^{-3} = 67{,}2 \times10^{-3}$ *м*^{3}.

$n = m/M = 84/28=3$ *моль*.

де V_m - мольний об'єм, $V_m=V/n$.

$A = 1{,}013\times10^5(100-67{,}2) \times10^{-3}$ (*Н/м*^{2}) $\times$ *м*^{3} = 3323 *Н*$\times$*м* = 3323 *Дж*.

$$\Delta H = n\int_{T_1}^{T_2} C_p dT = n\int_{T_1}^{T_2} 29.12 dT =$$ 3×29,12(T_2-273) = 87,36(406 - 273) = 11619 *Дж*.

Величину T_2 розраховуємо використовуючи рівняння об'єднаного газового закону:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2},$$

яке при $p = const$ набуває вигляду

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$, звідки $T_2 = \frac{T_1V_2}{V_1} = \frac{273\times100}{67,2} = 406$ K .

$$\Delta U = n\int_{T_1}^{T_2} C_v dT = n\int_{T_1}^{T_2} 20,81 dT =$$ 3×20,81(T_2-273) = 62,43(406 - 273) = 8303 *Дж*.

Відповідно до формули Майєра:

$$C_p - C_v = R,$$

$$C_v = C_p - R$$ = 29,12 – 8,31 = 20,81 *Дж/моль×К*,

$Q = \Delta U + A$ = 8303 + 3323 = 11626 *Дж*.

б). При $T = const$:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} pdV = \int_{V_1}^{V_2} nRT\frac{dV}{V} = nRT\int_{V_1}^{V_2}\frac{dV}{V} = nRT\,ln\frac{V_2}{V_1} = 2,3nRT\,lg\frac{V_2}{V_1}$$

V_1 = 67,2 ×10^{-3} *м*^{3} ; V_2 = 100 *л* = 100×10^{-3} *м*^{3}.

$A = 2,3nRT\,lg\frac{V_2}{V_1} = 2,3\times8,31\times298\,lg\frac{100}{67,2} = 5218\times lg\,1,49 =$ 5218 × 0.17=887 *Дж*.

$$\Delta H = n\int_{T_1}^{T_2} C_p dT = 0 \qquad \Delta U = n\int_{T_1}^{T_2} C_v dT = 0$$

$Q = \Delta U + W$ = 887 + 0 = 887 *Дж*.

в). При $V = const$: $W = p(V_2 - V_1) = 0$

$$\Delta U = n\int_{T_1}^{T_2} C_v dT = n\int_{T_1}^{T_2} 20,81 dT =$$ 2×20,81×(819-273) = 22725 *Дж*.

Величину T_2 розраховуємо використовуючи рівняння об'єднаного газового закону:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2},$$

яке при $V = const$ набуває вигляду

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}, \text{ звідки } T_2 = \frac{T_1 p_2}{p_1} = \frac{273 \times 3 \times 10^5}{1 \times 10^5} = 919 \text{ K}.$$

$$Q = \Delta U + W = 22725 + 0 = 22725 \text{ Дж}.$$

$$\Delta H = n\int_{T_1}^{T_2} C_p dT = n\int_{T_1}^{T_2} 29{,}12 dT = 2 \times 29{,}11 \times (819\text{-}273) = 31800 \text{ Дж}.$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.
2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.
3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 11

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ ІНТЕГРАЛЬНОЇ ТЕПЛОТИ РОЗЧИНЕННЯ СОЛІ***

Мета: визначити інтегральну теплоту розчинення солі у воді та порівняти її з даними довідника

Основні поняття: калориметричний метод, калориметр; інтегральна теплота розчинення солі.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Термодинамічні потенціали: енергія Гіббса та Гельмгольца.
2. Фундаментальне рівняння термодинаміки.
3. Що таке тепловий ефект розчинення?
4. Розкрийте суть інтегральної теплоти розчинення.
5. Де дане дослідження можна використати на практиці?

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Використовуючи табличні значення термодинамічних величин розрахуйте ентальпію реакції при стандартних умовах:

$$Fe_2O_3 + 3\,CO = 2\,Fe + 3\,CO_2\,.$$

Розв'язок:

Згідно І наслідку з закону Гесса, тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум ентальпій утворення продуктів реакції та вихідних речовин:

$$\Delta H^o_{298} = \sum\Delta H^o_{f.\,прод} - \sum\Delta H^o_{f.\,вих}$$

де ΔH^o_{298} – тепловий ефект реакції;

$\sum\Delta H^o_{f.\,прод}$– сума ентальпій утворення продуктів реакції;

$\sum\Delta H^o_{f.\,вих}$ – сума ентальпій утворення вихідних речовин.

$$\Delta H^o_{298} = -3 \times 393.51 - (-3\times110{,}53-822{,}16) =$$

$$-1180.53+1153.75 = -26.78\ кДж$$

Приклад 2. Визначте тепловий ефект перетворення графіту в алмаз за стандартних умов шляхом аналізу реакцій їх горіння:

Розв'язок:

C(графіт) + O_2 = CO_2, ΔH = - 393,51 кДж/моль,

C(алмаз) + O_2 = CO_2, ΔH = - 395,34 кДж/моль,

$$C(\text{графіт}) \rightarrow C(\text{алмаз}), \quad \Delta H = +1{,}83 \text{ кДж,моль.}$$

Приклад 3. Очислити теплоту утворення оксиду азоту (I), якщо

$C_{(k)} + 2N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2N_{2(г)} + 556{,}611$ кДж

$C_{(k)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 393{,}511$ кДж

Розв'язок:

Складаємо термохімічне рівняння розкладу оксиду азоту (I)

$$2N_2O_{(г)} = 2N_{2(г)} + O_2 + Q$$

Щоб знайти теплоту утворення оксиду азоту (I), треба визначити теплоту його розкладання. Для цього від рівняння 1 віфднімаємо рівняння 2.

$$2N_2O_{(г)} - O_2 = 2N_{2(г)} + 163{,}1 \text{ кДж}$$

Перенісши кисень в праву частину, дістанемо термохімічне рівняння розкладу оксиду азоту (I) і значення теплового ефекту процесу:

$$2N_2O_{(г)} = 2N_{2(г)} + O_2 + 163{,}1 \text{ кДж}$$

Теплоти утворення і розкладання розраховують для 1 моль хімічної сполуки:

$$163{,}1 / 2 = 81{,}55 \text{ кДж/моль}$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 12

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ СИЛЬНИХ ТА СЛАБКИХ КИСЛОТ***

Мета: визначити теплоту нейтралізації сильної та слабкої одноосновної кислоти та порівняти їх з даними довідника; визначення ентальпії дисоціації.

Основні поняття: калориметричний метод; калориметр; реакція нейтралізації; теплота нейтралізації сильної та слабкої кислот лугом; ентальпія дисоціації.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Що таке теплота нейтралізаціі кислот?
2. Що таке теплота дисоціації кислот?
3. Яким способом можна визначити теплоту нейтралізації сильних і слабких кислот?
4. Математичний вираз теплоти нейтралізації і теплоти дисоціації.
5. Де на практиці можна використовувати дане дослідження?

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Зміна ентропії в основних термодинамічних процесах

Обчислимо зміну ентропії для різних процесів, ураховуючи, що ***dS = δQ/T:***

1) Ізотермічний процес (T = const).

$$\delta Q_T = PdV \text{ і } dS_T = PdV/T.$$

Звідси

$$\Delta S_T = \int_{V_1}^{V_2} \frac{PdV}{T} = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRTdV}{V \cdot T} = nR \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nR \ln \frac{V_2}{V_1} = nR \ln \frac{P_1}{P_2}.$$

Для фазового перетворення (плавлення, випарювання, кристалізація тощо), що завжди відбувається при постійній температурі, можна отримати

$$\Delta S_{ф.п} = \Delta H_{ф.п} / T_{ф.п},$$

де $\Delta H_{ф.п}$ – теплота фазового переходу; $T_{ф.п}$ – температура фазового переходу.

2) Ізохорний процес (V = const).

$$\Delta S_V = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_V}{T} dT.$$

Для ідеального газу (C_V = const)

$$\Delta S_V = C_V \ln \frac{T_2}{T_1}.$$

3) Ізобарний процес (P = const).

$$\Delta S_p = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_p}{T} dT \cdot$$

Для ідеального газу (C_P = const)

$$\Delta S_p = C_p \ln \frac{T_2}{T_1} \cdot$$

4) Адіабатичний процес.

В адіабатичному процесі $\delta Q = 0$. Тому $dS = 0$ і

S = const.

Таким чином, **адіабатичний рівноважний процес** можна назвати **ізоентропійним.**

5) Зміни ентропії ідеального газу.

Для оборотного процесу з ідеальним газом, в якому єдиним видом роботи є робота сил розширення, можна записати:

$$\delta Q = dU + PdV = nC_V dT + PdV.$$

Далі

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{C_V}{T} dT + \int_{V_1}^{V_2} \frac{P}{T} dV = nC_V \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} + nR \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$\Delta S = nC_V \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1} = nC_p \ln \frac{T_2}{T_1} - nR \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Для розрахунку зміни ентропії 1 моль індивідуальної речовини з урахуванням можливих фазових переходів використовують співвідношення

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_{пл}} \frac{C_{p(тв)}}{T} dT + \frac{\Delta H_{пл}}{T_{пл}} + \int_{T_{пл}}^{T_{кип}} \frac{C_{p(рід)}}{T} dT + \frac{\Delta H_{вип}}{T_{кип}} + \int_{T_{кип}}^{T_2} \frac{C_{p(г)}}{T} dT$$

Приклад 1. Визначити зміну ентропії при плавленні 580,72 г германію, якщо температура плавлення германію становить 1209 К, а теплота плавлення - 32 кДж/ г-атом.

Розв'язок:

Знаходимо зміну ентропії:

$$\Delta S = \frac{Q * m}{M * T} = \frac{32000 * 580{,}72}{72{,}59 * 1209} = 211{,}7 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}} * \text{К}$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 13

Тема: ***РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ ІЗ ТЕМИ «ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»***

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі з модулю.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння**,** розрахункові задачі.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. *Розв'язування задач з модуля на лабораторному занятті*

Розв'яжіть типові задачі, запропоновані в інструктивно-методичних матеріалах до лабораторних занять за прикладами, зазначеними вище.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 14

Тема: ***МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА №2 «ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»***

Мета: опрацювати та повторити матеріал з попередніх тем

Основні поняття: теплота, робота, ентальпія, ентропія, внутрішня енергія, закони термодинаміки, енергія Гіббса.

План заняття:

3. Організаційний момент.
4. Написання МКР.

Обсяг вимог визначається програмою

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із

обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

2. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К. : Вища шк, 1977. 140 с.

2. Білий О. В., Біла Л. М. Фізична і колоїдна хімія. задачі і вправи. Київ : Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Модуль ІІІ. ХІМІЧНА КІНЕТИКА. ХІМІЧНА РІВНОВАГА. ФАЗОВІ РІВНОВАГИ

Самостійна робота № 15

Тема: ***ДОСЛІДЖЕННЯ КІНЕТИКИ РОЗКЛАДУ ПЕРОКСИДУ ВОДНЮ У ВОДНОМУ РОЗЧИНІ ЗА СТАЛОЇ ТЕМПЕРАТУРИ***

Мета: визначити газометричним методом порядок реакції розкладу гідроген пероксиду у водному розчині та розрахувати константу швидкості реакції.

Основні поняття: хімічна кінетика: швидкість хімічної реакції та фактори, що на неї впливають; закон діючих мас; порядок реакції, методи визначення порядку реакції; стан хімічної рівноваги, принцип Ле Шательє – Брауна; константа хімічної рівноваги.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. *Теоретичне опитування за планом самостійної роботи*

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Основні поняття та визначення хімічної кінетики.
2. Енергія активації хімічної реакції. Рівняння Арреніуса.
3. Швидкість хімічної реакції та фактори, що на неї впливають. Закон діючих мас Вааге. Правило Вант – Гоффа.
4. Кінетична класифікація гомогенних реакцій.
5. Способи визначення порядку реакції.
6. Константи хімічної рівноваги. Вплив зовнішніх умов на хімічну рівновагу. Принцип Ле Шательє – Брауна.
7. Рівняння ізотерми, ізобари та ізохори хімічної реакції.
8. Хімічна рівновага в гетерогенних системах.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Для реакції: $2SO_2 + O_2 \Leftrightarrow 2SO_3$ константа рівноваги K_c при 727 ^oC дорівнює $2{,}95\times10^4$. Розрахуйте K_p реакції при даній температурі.

Розв'язок:

Знаходимо зміну числа моль реакції як різницю між сумою коефіцієнтів продуктів та вихідних речовин реакції:

$\Delta n = c + d - a - b = 2 - (2 + 1) = 2 - 3 = -1$

Використовуючи рівняння знаходимо K_p:

$K_p = K_c*(RT)^{\Delta n}$;

$K_p = 2{,}95\times10^4*(8{,}314*1000)^{-1} = 3{,}548$

Приклад 2. Визначити, чи можливе при стандартній температурі (298 К) протікання такої реакції: $PbO + H_2 \Leftrightarrow Pb + H_2O$, коли відомо, що при цій температурі ізобарні потенціали утворення водяної пари та плюмбум (II) оксиду відповідно дорівнюють -228,8 і -189,7 кДж/моль

Розв'язок: Хімічна спорідненість реакції дорівнює:

$\Delta G^o_{298} = \Delta G^o_{298(H2O)} - \Delta G^o_{298(PbO)} = -228{,}8 - (-189{,}7) = -39{,}1$ *кДж/моль*

Приклад 3. Визначити середнє значення константи швидкості реакції першого порядку розкладу H_2O_2 у водному розчині, якщо на титрування його однакових об'ємів витрачено такі об'єми розчину $KMnO_4$ за певний час:

τ, хв	0	10	20	30

V $KMnO_4$, мл	21,6	12,4	7,2	4,1

Розв'язок:

Записуємо рівняння реакції

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 = K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5O_2 + 8H_2O$$

Константа швидкості реакції першого порядку.

$$K = \frac{1}{t}\ln\frac{C_0}{C}$$

Відповідно даних таблиці, початкова концентрація C_0 =21,6 мл, а концентрація для відповідних моментів часу: 12,4; 7,2 і 4,1 мл.

Константа швидкості реакції розкладу H_2O_2 для кожної проби розчину:

$$K_1 = \frac{2{,}303}{10}\lg\frac{21{,}6}{12{,}4} = 0{,}0555 хв^{-1}$$

$$K_2 = \frac{2{,}303}{20}\lg\frac{21{,}6}{7{,}2} = 0{,}05495 \approx 0{,}0550 хв^{-1}$$

$$K_3 = \frac{2{,}303}{30}\lg\frac{21{,}6}{4{,}1} = 0{,}0554 хв^{-1}$$

Середнє значення константи швидкості реакції розкладу H_2O_2.

$$K = \frac{K_1 + K_2 + K_3}{3} = \frac{0{,}0555 + 0{,}0550 + 0{,}0554}{3} = 0{,}0553 хв^{-1}$$

Приклад 4. Для реакції: $N_2 + 3H_2 \Leftrightarrow 2NH_3$ термодинамічна константа рівноваги K_f при 600 К дорівнює $1{,}845\times10^{-3}$, а при 700 К – $9{,}348\times10^{-5}$. Розрахуйте:

а) середнє значення ентальпії реакції у вказаному інтервалі температур;

б) температуру, при якій $K_f = 5\times10^{-4}$;

в) константу рівноваги при 750 К.

Розв'язок:

а) Щоб знайти значення ентальпії реакції необхідно використати рівняння ізобари хімічної реакції в лінійному вигляді: $\frac{\lg K_{f1}}{\lg K_{f2}} = -\frac{\Delta H}{2{,}3R}\left(1/T_2 - 1/T_1\right)$

$$\frac{\lg(1{,}845\cdot 10^{-3})}{\lg(9{,}348\cdot 10^{-5})} = -\frac{\Delta H}{2{,}3\cdot 8{,}31}\left(\frac{1}{700}-\frac{1}{600}\right)$$

$$\frac{-2{,}734}{-4{,}03} = -\frac{\Delta H}{19{,}11}(0{,}00143-0{,}00167)$$

$$0{,}678 = -\frac{\Delta H\cdot(-0{,}00024)}{19{,}11}$$

$$0{,}678\cdot 19{,}11 = 0{,}00024\times \Delta H$$

$$\Delta H = \frac{12{,}96}{0{,}00024} = 54000\,\text{Дж/моль}$$

б) Щоб розрахувати температуру при якій $K_f = 5\times 10^{-4}$, потрібно використати спрощене рівняння ізобари хімічної реакції: $\lg K_f = -\frac{\Delta H}{2{,}3RT}$. Звідси вираховуємо температуру:

$$T = -\frac{\Delta H}{2{,}3R\lg K_f}$$

$$T = -\frac{54000}{2{,}3\cdot 8{,}31\cdot \lg(5\cdot 10^{-4})} = -\frac{54000}{19{,}11\cdot(-3{,}301)} = 855{,}9\,K$$

в) За спрощеною формулою ізобари знаходимо значення константи для температури 750 К:

$$\lg K_f = -\frac{54000}{2{,}3\cdot 8{,}31\cdot 750} = -3{,}77$$

$$K_f = -ant\lg(-3{,}77) = 10^{-3{,}77} = 0{,}0002 = 2\cdot 10^{-4}$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов’язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.
2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.
3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 16

Тема: *ФАЗОВІ РІВНОВАГИ В ДВОКОМПОНЕНТНИХ СИСТЕМАХ.ТЕРМІЧНИЙ АНАЛІЗ СИСТЕМИ Sn-Pb*

Мета: ознайомитися з методом термічного аналізу на прикладі системи Sn–Pb; одержати криві охолодження для чистих компонентів і сплавів які містять різну масову частку свинцю; прокалібрувати термопару за чистими компонентами; визначити температуру початку і кінця кристалізації кожного сплаву; побудувати діаграму стану системи Sn–Pb і перевірити використання правила фаз.

Основні поняття: фазові рівноваги: компонент, фаза, число вільностей системи; правило фаз Гіббса; однокомпонентні системи, діаграма стану води; найпростіші двохкомпонентні системи.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв’язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Фаза і компонент. Число термодинамічних ступенів свободи. Правило фаз Гіббса
2. Термодинаміка фазових перетворень.
3. Однокомпонентні системи. Діаграма стану води.
4. Термічний аналіз М.С. Курнакова. Побудова діаграм стану.
5. Поняття про сплави.
6. Двохкомпонентні системи:

а) діаграма стану необмежена розчинність;

б) діаграма стану з обмеженою розчинністю в рідкій фазі;

в) діаграма стану механічна суміш з евтектикою;

г) діаграма стану з конгруентно плавкою хімічною сполукою;
д) діаграма стану з інконгруентно плавкою хімічною сполукою.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Розрахувати наважку олова і свинцю в сплаві, масою 10 г, який містить 60 ат % Pb.

Розв'язання:

1. Знаходимо маси металів у сплаві за формулою масової частки:

$$m(Me) = \frac{\omega \cdot M(Me)}{100}$$

$$m(Pb) = \frac{207 \cdot 60\%}{100} = 124{,}2 \text{ г}$$

$$m(Sn) = \frac{119 \cdot 40\%}{100} = 47{,}7 \text{ г}$$

2. Знаходимо загальну масу сплаву:

m(сплаву) = 124,4 + 47,7 = 171,9 г.

3. Складаємо пропорцію у співвідношенні до 60 ат % Pb:

171,9 г сплаву – 124,2 г Pb

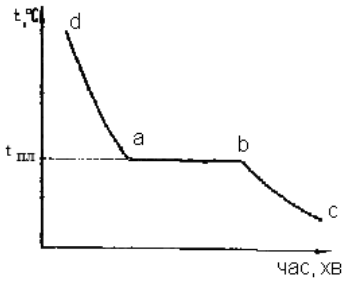
в 10 г сплаву – x г Pb. Звідси: x = 7,22 г.

4. Тепер знаходимо масу олова:

m(Sn) = 10 – 7,22 = 2,78 г.

Отже, на 10 г сплаву із 60 ат % Pb потрібно 7,22 г Pb і 2,78 г Sn.

Приклад 2. За даними термічного аналізу плавкості свинцю побудувати графік діаграми стану однокомпонентної системи в координатах « температура – час». Визначити точки перегину ($T_{пл}$, фазового переходу, «полиці» тощо) і позначити їх латинськими літерами (**a, b, c, d**). Для точок **a, b, c, d** визначити за правилом фаз Гіббса при сталому тискові число вільностей системи та описати як змінюється у відповідних відрізках між точками вільні термодинамічні параметри системи (температура, наприклад).



Розв'язання:

На рисунку зображена діаграма плавкості свинцю.

Температура плавлення чистого свинцю становить 327°С, якщо нагріти його вище температури топлення (точка d) і дати йому охолонути, то температура на відрізку d - a буде знижуватись з часом. Якщо температура понизиться до точки топлення Pb (точка a), то почнеться кристалізація з виділенням теплоти, що компенсуватиме втрати тепла в оточуюче середовище. Внаслідок цього температура залишатиметься постійною до тих пір, поки не закінчиться процес кристалізації. На кривій охолодження буде зафіксована температурна затримка (площадка). Потім відбуватиметься подальше охолодження кристалічної фази.

1. Оскільки дослідження проводять при атмосферному тиску (p = const), то правило фаз Гіббса має вигляд:

$$C = k - f + 1$$

2. <u>На відрізку d – a</u>: перебуває тільки розплав, тому k = 1, f = 1, звідси:

$$C = 1 - 1 + 1 = 1$$

Отже, в системі є один ступінь вільності – це температура. В межах відрізку d – a температура може змінюватись довільно.

3. <u>На відрізку a – b</u>: знаходиться і кристалічний свинець і розчин, тому k = 1, f = 2, звідси:

$$C = 1 - 2 + 1 = 0$$

Система нонваріантна, тобто жоден параметр не може змінюватись, не змінивши число фаз при цьому.

4. <u>На відрізку b – c:</u> знаходиться лише кристалічний свинець, а тому k = 1, f = 1, звідси:

$$C = 1 - 1 + 1 = 1$$

Як завгодно може змінюватись температура, що не вплине на число фаз.

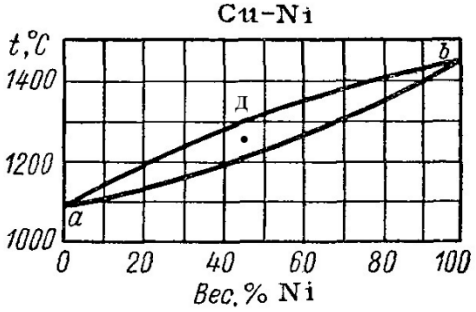
Відрізок a – b може бути також переходом однієї алотропної модифікації в іншу.

Приклад 3. За діаграмою стану сплаву (мідь – нікель) з необмеженою розчинністю для точки **Д** визначити:

1) за правилом фаз Гіббса при сталому тискові визначити число вільностей системи і описати можливість зміни вільних термодинамічних параметрів (температури);

2) за проекцією т. **Д** на вісь концентрацій встановити склад компонентів у % та масу утвореного сплаву **Д** при повному його охолодженні;

3) за правилом відрізків встановити співвідношення фаз в даній точці.



Розв'язання:

1. Оскільки дослідження проводять при p = const, то правило фаз Гіббса має вигляд:

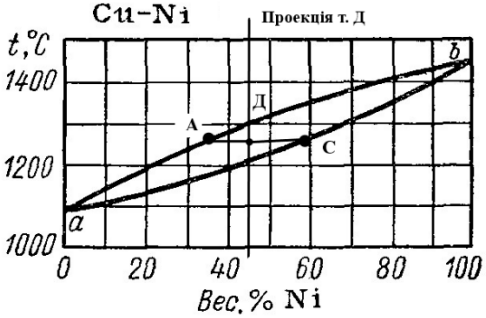
$$C = k - f + 1$$

Для т. **Д** число компонентів становить: k = 2 (мідь і нікель), а число фаз: f = 2 (точка знаходиться в області обмеження діаграми, де одночасно знаходиться рідина (розплав, ліквід (L)) та кристали (солід (S)), звідси:

$$C = 2 - 2 + 1 = 1$$

Отже, в системі є один ступінь вільності – це температура, тому система моноваріантна. В межах області обмеження, де перебуває точка, температура може змінюватись довільно.

2. **Проекцією точки** називається вертикальна лінія, яка під прямим кутом опущена на вісь концентрацій. Як показано на рисунку нище.



Відповідно до проекції т. **Д** на вісь концентрацій встановлюємо, що сплав складається з 45 ат% Ni та 55 ат% Cu.

3. Визначаємо маси компонентів сплаву:

$$m(Me) = \frac{\omega \cdot M(Me)}{100}$$

$$m(Ni) = \frac{45\% * 59}{100} = 26,5\,г$$

$$m(Cu) = \frac{55\% * 64}{100} = 35,2\,г.$$

4. Визначаємо масу сплаву: $m = 26,5 + 35,2 = 61,7\,г.$

5. **Правило відрізків** дозволяє встановити співвідношення фаз в області обмеження діаграми в будь – який момент часу та в любій точці.

Для встановлення співідношення фаз, через т. **Д** потрібно провести горизонтальну лінію під прямим кутом (паралельно осі х), яка з одного боку повинна торкатися лінії плавкості (ліквідусу), а з іншого – лінії кристалізації (солідусу). Ця лінія називається **нодою** або **коннодою**.

В даному випадку, нодою є відрізок АДС (зображено на рисунку).

6. Лінійкою потрібно поміряти відрізки АД та ДС. Нехай вини становлять: АД = 0,9 см; ДС = 1,2 см.

7. За правилом відрізків можна знайти обидва співвідношення. Співвідношення рідини до кристалів:

$\frac{L}{S} = \frac{АД}{ДС} \Rightarrow \frac{0,9}{1,2} = 0,75$ - це означає, що в т. **Д** за даної температури 75 % рідини.

Співвідношення кристалів до рідини:

$\frac{S}{L} = \frac{ДС}{АД} = \frac{1,2}{0,9} \approx 1,1$ - це говорить про приблизно однакове співвідношення рідкої та твердої фази.

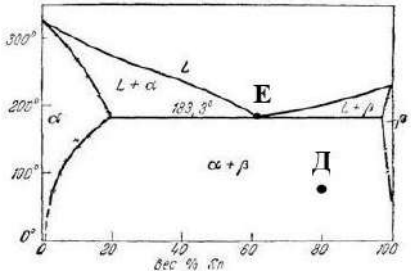
Зазвичай, правило відрізків використовують для встановлення співвідношення рідини до кристалів.

Приклад 4. За діаграмою стану сплаву механічна суміш (свинець – олово) для точки **Е** визначити:

1) за правилом фаз Гіббса при сталому тискові визначити число вільностей системи і описати можливість зміни вільних термодинамічних параметрів (температури);

2) за проекцією т. **Е** на вісь концентрацій встановити склад евтектики у %, зазначити температуру її кристалізації та масу утвореного сплаву **Е** при повному його охолодженні;

3) для точки **Д** на графіку визначити за правилом фаз Гіббса при сталому тискові число вільностей системи і склад сплаву у %.



Розв'язання:

Евтектика – це особливий тип кристалізації розплаву, що утворюється при певному співвідношенні компонентів, яке забезпечує найнижчу температуру їх спільного затвердіння. Ця температура, відома як евтектична точка, завжди є нижчою за температуру кристалізації кожної складової окремо.

Евтектика утворює тонкозернисту структуру (її частинки настільки малі, що їх можна побачити лише під електронним мікроскопом). Такий сплав здатний існувати окремо від початкової суміші компонентів, тобто він поводиться як самостійна фаза у складі сплаву.

1. Оскільки дослідження проводять при p = const, то правило фаз Гіббса має вигляд:

$$C = k - f + 1$$

Для т. **E** число компонентів становить: k = 3 (свинець, олово та власне евтектика), а число фаз: f = 4 (S свинцю, S олова, L свинцю та L олова), звідси:

$$C = 3 - 4 + 1 = 0$$

Система нонваріантна – це означає, що ходен з параметрів системи змінюватись не може без зміни числа фаз.

2. За проекцією т. **E** на вісь концентрацій (зображено на рисунку) видно, що евтектика складається із 63 ат% Sn та 37 ат% Pb. Температура кристалізації евтектики T = 183,3 °C.

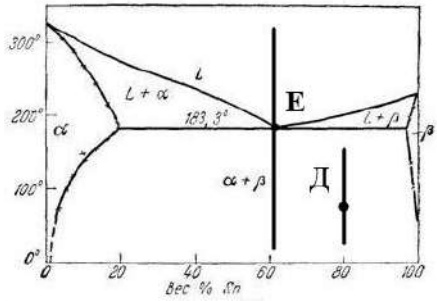
3. Визначаємо маси компонентів сплаву:

$$m(Me) = \frac{\omega \cdot M(Me)}{100}$$

$$m(Sn) = \frac{63\% * 119}{100} = 75\,г$$

$$m(Pb) = \frac{37\% * 207}{100} = 76{,}6\,г.$$

4. Визначаємо масу сплаву: $m = 75 + 76{,}6 = 151{,}6г.$



5. Правило фаз Гіббса має вигляд:

$$C = k - f + 1$$

Для т. **Д** число компонентів становить: k = 2 (свинець і олово), а число фаз: f = 1 (точка знаходиться в області солідусу, де знаходяться лише кристали сплаву), звідси:

$$C = 2 - 1 + 1 = 2$$

Отже, в системі є два ступеня вільності – це температура та тиск, тому система диваріантна. В межах даної області діаграми, де перебуває точка, температура та тиск можуть змінюватись довільно.

За проекцією т. **Д** на вісь концентрацій (зображено на рисунку) знаходимо, що сплав містить 80 ат% Sn та 20 ат% Pb.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 17

Тема: ***РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ ІЗ ТЕМИ «ХІМІЧНА РІВНОВАГА ТА ФАЗОВІ РІВНОВАГИ В ГЕТЕРОГЕННИХ СИСТЕМАХ»***

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі з модулю.

Основні поняття: правило фаз Гіббса, хімічна кінетика, константи рівноваги, хімічні формули, хімічні рівняння**,** розрахункові задачі.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Розв'язування задач з модуля на лабораторному занятті

Розв'яжіть типові задачі, запропоновані в інструктивно-методичних матеріалах до лабораторних занять за прикладами, зазначеними вище.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 18

Тема: ***МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА №3 «ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ФАЗОВІ РІВНОВАГИ В ГЕТЕРОГЕННИХ СИСТЕМАХ»***

Мета: опрацювати та повторити матеріал з попередніх тем

Основні поняття: хімічна кінетика, швидкість хімічної реакції, порядок реакції, правило фаз Гіббса, діаграми стану.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Написання МКР.

Обсяг вимог визначається програмою

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. Практикум. К. : Вища шк, 1977. 140 с.

2. Білий О. В., Біла Л. М. Фізична і колоїдна хімія. задачі і вправи. Київ : Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Модуль ІІІ. МОЛЕКУЛЯРНІ РОЗЧИНИ

Самостійна робота № 19

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ РЕЧОВИНИ КРІОСКОПІЧНИМ МЕТОДОМ***

Мета роботи: ознайомлення з кріоскопічним методом визначення молекулярної маси розчиненої речовини.

Основні поняття: молекулярні розчини неелектролітів, розчини електролітів; способи вираження концентрації розчинів; закони молекулярних розчинів: Рауля, Вант – Гоффа, Коновалова; методи визначення молекулярної маси розчиненої речовини, кріоскопія.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Поняття про розчини. Компонент та розчинник.
2. Способи вираження концентрації розчинів.
3. Розчини неелектролітів. Ідеальні розчини. Колігативні властивості розчинів.
4. Зобразіть діаграму стану температура–склад двокомпонентної рідкої системи з необмеженою розчинністю, коли розчин кипить при вищій температурі, ніж розчинник. Чим це пояснити?
5. Який фізичний зміст кріоскопічної та ебуліоскопічної констант?
6. У чому суть кріоскопічного методу визначення відносної молекулярної маси?
7. Чим відрізняються властивості ідеальних розчинів від гранично розведених?
8. Закони ідеальних розчинів: закони Рауля та Вант-Гоффа, їх наслідки.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. При 95 ºС тиск пари води рівний 96189 Па. Наскільки понизиться тиск пари при цій температурі, якщо в 500 г води розчинити 4,65 г аніліну?

Розвязок:

За І законом Рауля:

$N_B = \frac{\Delta p}{P_A}$; звідси: $\Delta p = N_B \cdot p_A$

Формула для обрахунку мольної частки:

$$N_B = \frac{n(B)}{n(B) + n(A)}$$

Формула для обрахунку кількості речовини:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n(B) = n(C_6H_5NH_2) = \frac{4{,}65}{93} = 0{,}05\,моль;$$

$$n(A) = n(H_2O) = \frac{500}{18} = 27{,}78\,моль;$$

$$n(A) + n(B) = 27{,}78 + 0{,}05 = 27{,}83\,моль;$$

$$N(B) = \frac{0{,}05}{27{,}83} = 0{,}0018;$$

$$\Delta p = 0{,}0018 \cdot 96189 = 173{,}14\ Па.$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.
2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.
3. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.
2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків : Фоліо, 2005. 478 с.
3. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія.практикум. К. : Вища шк. 1977. 140 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf
2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 20

Тема: ***ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ РОЗЧИНЕНОЇ РЕЧОВИНИ ТА КОЕФІЦІЄНТА АКТИВНОСТІ ЕБУЛІОСКОПІЧНИМ МЕТОДОМ***

Мета: ознайомитись з ебуліоскопічним методом визначення молярної маси розчиненої речовини; провести експериментальну перевірку правила Траутона; виміряти підвищення температури кипіння розчину, розрахувати молярну масу розчиненої речовини, порівняти її з табличною величиною і розрахувати похибку вимірювань; виміряти підвищення температури кипіння розчину електроліту і на основі цих даних розрахувати коефіцієнт активності розчиненої речовини.

Основні поняття: молярна ентальпія випаровування, правило Траутона, молекулярні розчини неелектролітів, розчини електролітів; способи вираження концентрації розчинів; закони молекулярних розчинів: Рауля, Вант – Гоффа, Коновалова; азеотропні суміші, методи визначення молекулярної маси розчиненої речовини, ебуліоскопія, ізотонічний коефіцієнт, коефіцієнт активності.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Реальні розчини. Відхилення від законів Рауля і Вант-Гоффа.
2. Молярна ентальпія випаровування. Правило Траутона.
3. Кріоскопія та ебуліоскопія.
4. Розчини електролітів. Ізотонічний коефіцієнт, коефіцієнт активності, іонна сила розчину. Теорія Дебая-Хюккеля.
5. Закони Коновалова. Фракційна перегонка. Азеотропні суміші.
6. Розподіл речовин між двома рідинами. Закон розподілу Нернста. Коефіцієнт розподілу.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Вирахуйте ізотонічний коефіцієнт і коефіцієнт активності солі, якщо розчин, який містить у 100 г води 2,25 г натрій сульфату, кипить при температурі 100,186 °С. Ебуліоскопічна стала води 0,52.

Розвязок:

За ІІ законом Рауля:

$$_{\Delta}T = i \cdot \mathrm{E} \cdot m = \frac{i \cdot \mathrm{E} \cdot m_{р.р.} 1000}{m_{розчинника} \cdot M(реч)}$$

$_{\Delta}T = T_{кип.роз-ну} - T_{кип.розчинника}$; звідси:

$$i = \frac{_{\Delta}T \cdot m_{розчинника} \cdot M(реч)}{E \cdot m_{р.р.} \cdot 1000}$$

Формула для обрахунку коефіцієнта активності:

$y = \dfrac{i-1}{\gamma-1}$, де γ – число іонів, на яке дисоціює електроліт (γ = 3 в даній задачі)

$_{\Delta}T = 100{,}186 - 100 = 0{,}186\ ^{\circ}C$;

$i = \dfrac{0{,}186 \cdot 100 \cdot 142}{0{,}52 \cdot 2{,}25 \cdot 1000} = 2{,}26$;

$y = \dfrac{(2{,}26-1)}{(3-1)} = 0{,}63$.

Приклад 2. Визначити осмотичний тиск 0,5%-го розчину глюкози при 298 К. Густину розчину прийняти такою, що дорівнює 1 г/см^3.

Розв'язок:

Обчислимо молярну концентрацію розчину:

$$C = \frac{1000 * 0{,}5}{100 * 180{,}16} = 0{,}028$$

Знаходимо $P_{осм.}$:

$$P_{осм.} = CRT$$

$$P_{осм.} = 0{,}028 * 8{,}314 * 10^3 * 298 = 69372 \text{ Па}$$

Приклад 3. Осмотичний тиск 0,05 м^3 розчину, що містить 0,155 кг аніліну, при 294 К дорівнює 8,104 * 10^4 Па. Визначити молекулярну масу аніліну.

Розв'язок:

Обчислимо, скільки кілограмів аніліну міститься в 1 м^3 розчину:

m = 0,155 / 0,05 = 3,1 кг.

Обчислимо молекулярну масу аніліну, скориставшись рівнянням та замінивши *C* на m/M:

$$M = \frac{mRT}{P_{ос.}} = \frac{3{,}1 * 8{,}314 * 294}{81040} = 93{,}5 \text{ г/моль.}$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків : Фоліо, 2005. 478 с.

3. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія.практикум. К. : Вища шк. 1977. 140 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 21

Тема: ***РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ ІЗ ТЕМИ «МОЛЕКУЛЯРНІ РОЗЧИНИ»***

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі з модулю.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння**,** розрахункові задачі.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Розв'язування задач з модуля на лабораторному занятті

Розв'яжіть типові задачі, запропоновані в інструктивно-методичних матеріалах до лабораторних занять за прикладами, зазначеними вище.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Роїк О. С., Усенко Н. І. Фізична хімія. Основи термодинаміки. К. : ВПЦ Київський університет, 2010. 250 с.

3. Картель М., Лобанов В., Гороховатська М. Курс фізичної хімії (лекції, лабораторний практикум та задачі). К. : ТОВ «НВП «Інтерсервіс»», 2011. 346 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків: Фоліо, 2005. 478 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 22

Тема: ***МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА №4 «ЗАКОНИ МОЛЕКУЛЯРНИХ РОЗЧИНІВ»***

Мета: опрацювати та повторити матеріал з попередніх тем

Основні поняття: молекулярні розчини, способи вираження концентрації розчинів, колігативні властивості розчинів, закони Рауля та Вант – Гоффа.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Написання МКР.

Обсяг вимог визначається програмою

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із

обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. практикум. К. : Вища шк, 1977. 140 с.

2. Білий О. В., Біла Л. М. Фізична і колоїдна хімія. задачі і вправи. Київ : Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Модуль V. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ

Самостійна робота № 23

Тема: ***ВИМІРЮВАННЯ ЕЛЕКТРОПРОВІДНОСТІ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ ТА ПЕРЕВІРКА ЗАКОНУ РОЗВЕДЕННЯ ОСТВАЛЬДА***

Мета роботи: ознайомитися з методом вимірювання електропровідності розчинів електролітів; довести справедливість закону розведення Оствальда; навчитися визначати питому електропровідність розведених розчинів етанової кислоти різної концентрації і на основі одержаних експериментальних даних розрахувати:

а) молярну електропровідність розчинів;

б) ступінь електролітичної іонізації;

в) константу іонізації етанової кислоти в розчинах різної концентрації.

Основні поняття: розчини електролітів; електропровідність розчинів, закони Оствальда та Кольрауша.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. *Теоретичне опитування за планом самостійної роботи*

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Загальна характеристика електрохімічних процесів. Електрохімічна система.
2. Термодинаміка електрохімічних процесів.
3. Електропровідність розчинів. Питома та молярна електропровідність.
4. Закони Кольрауша та Оствальда. Ступінь і константа іонізації.
5. Вимірювання електропровідності. Практичне використання методу електропровідності.

2. *За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять*

Приклад 1. Питома електропровідність 0,015 н розчину NH_4OH дорівнює $1{,}48 \cdot 10^{-4}$ $Ом^{-1} \cdot см^{-1}$. Молярні провідності при безмежному розведенні йонів NH_4^+ та OH^- відповідно становлять 73,7 і 197,6 $Ом^{-1} \cdot см^2/моль$. Розрахуйте ступінь і константу іонізації амоній гідроксиду.

Розв'язок: Формула для обрахунку ступеня дисоціації:

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda_\infty} \cdot 100\%$$

За законом розведення Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

Формула для обрахунку молярної електропровідності, знаючи питому:

$$\lambda = \frac{1000 \cdot \aleph}{C_{екв}}$$

За законом Кольрауша:

$$\lambda_\infty = \lambda_+ + \lambda_-$$

$\lambda_\infty = 73{,}7 + 197{,}6 = 271{,}3 Ом^{-1} \cdot см^2/моль$;

$\lambda = \frac{1000 \cdot 1{,}48 \cdot 10^{-4}}{0{,}015} = 9{,}867 Ом^{-1} \cdot см^2/моль$;

$\alpha = \frac{9{,}867}{271{,}3} \cdot 100\% = 0{,}0364 = 3{,}64\%$;

$K = \frac{0{,}0364^2 \cdot 0{,}015}{(1 - 0{,}0364)} = 0{,}0000206 = 2{,}06 \cdot 10^{-5}$.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія. навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с.

Додаткова:

1. Чумак В. Л., Іванов С. В. Фізична хімія. К: Книжкове ви-во Національного авіаційного університету, 2007. 646 с.

2. Лебідь В. І. Фізична хімія. Харків : Фоліо, 2005. 478 с.

3. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія.практикум. К. : Вища шк. 1977. 140 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 24

Тема: *ВИМІРЮВАННЯ ПОТЕНЦІАЛІВ ЕЛЕКТРОДІВ (НАПІВЕЛЕМЕНТІВ) КОНДУКТОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ*

Мета роботи: ознайомитися з методом вимірювання ЕРС за допомогою кондуктометра

Основні поняття: електрод (напівелемент), гальванічний елемент, електрорушійна сила, метод кондуктометрії

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу з даної теми та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Теоретичне опитування за планом самостійної роботи

Самостійно опрацюйте запропоновані контрольні запитання/завдання та підготуйтеся до усного виступу та співбесіди за ними.

Завдання для самостійної роботи

1. Напівелемент (електрод). Типи електродів.
2. Явище поляризації електродів: фарадеївські та нефарадеївські процеси.
3. Ряд напруг металів та його характеристика.
4. Електрохімічний потенціал. Рівняння Нернста.
5. Гальванічний елемент. Класифікація гальванічних елементів. Електрорушійна сила (ЕРС).
6. Електроліз. Правила та закони електролізу Фарадея.

2. За прикладами розв'язку типових задач розв'яжіть задачі з теми, запропоновані інструктивно-методичними матеріалами до лабораторних занять

Приклад 1. Написати рівняння електродного процесу і визначити при 298 К потенціал такого електроду:

$$Fe \mid Fe^{2+} (\alpha = 0{,}1);$$

Розв'язок. Для електрода Fe/Fe^{2+} процес протікає за схемою

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e$$

Потенціал електрода:

$$E_{Fe} = E^{\circ}{}_{Fe} + \frac{RT}{2F}\ln\alpha =$$

$$= 0{,}440 + \frac{8{,}314 * 10^3 * 298 * 2{,}303}{2 * 9{,}65 * 10^7}\lg 0{,}1 = -0{,}4696 \text{ В}$$

Приклад 2. Визначити, які електродні процеси перебігають на електродах ГЕ, якщо струмоутворююча реакція в ньому наступна:

$$2KMnO_4 + 5Cu + 8H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5CuSO_4 + 8H_2O$$

Скласти схему цього ГЕ.

Розв'язок.

1. Розрахуємо ступені окиснення елементів, потім визначимо окисник і відновник:

Змінюють ступені окиснення елементи: Манган від +7 до +2 і Купрум від 0 до +2. У розчині Mn^{+7} знаходиться в складі іону MnO_4^-, який буде окисником, а відновником буде мідь.

2. Записуємо рівняння відновлення окисника MnO_4^- і окиснення відновника Cu. Цією дією ми поділяємо ОВР на дві напівреакції, які перебігають на електродах:

$$Ox: MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \text{ (відновлення)}$$
$$Red: Cu - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+} \text{ (окиснення)}$$

3. Для складання схеми ГЕ визначаємо, який з електродів буде анодом і який катодом. Відомо, що відновлення перебігає на катоді, а окиснення − на аноді. З рівнянь електродних реакцій робимо висновок, що анодом є металевий електрод, а катодом - ОВ-електрод. Схема ГЕ:

$$A\ (-)\ Cu|\ Cu^{2+}||\ MnO_4^-, Mn^{2+}|Pt\ (+)\ K$$

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Фізична та колоїдна хімія. навч. посібник. Рівне : НУВГП, 2016. 164 с.

Додаткова:

1. Костржицький А. І., Калінков О. Ю., Тіщенко В. М., Берегова О. М. Фізична та колоїдна хімія. навч. пос. К. : Центр учбової літератури, 2008. 496 с.

2. Яцимирський В. К. Фізична хімія. К. : Перун, 2007. 512 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 25

Тема: ***РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ ІЗ ТЕМИ «ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ»***

Мета: навчитися розв'язувати типові задачі з модулю.

Основні поняття: хімічні формули, хімічні рівняння**,** розрахункові задачі.

План заняття:

1. Перевірка готовності здобувачів до заняття.
2. Перевірка знань теоретичного матеріалу та необхідних для обрахунків формул.
3. Розв'язування задач з теми.

Інструкція до виконання:

1. Розв'язування задач з модуля на лабораторному занятті

Розв'яжіть типові задачі, запропоновані в інструктивно-методичних матеріалах до лабораторних занять за прикладами, зазначеними вище.

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. практикум. К. : Вища шк, 1977. 140 с.

2. Білий О. В., Біла Л. М. Фізична і колоїдна хімія. задачі і вправи. Київ : Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf

Самостійна робота № 26

Тема: ***МОДУЛЬНА КОНТРОЛЬНА №5 «ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ»***

Мета: опрацювати та повторити матеріал з попередніх тем

Основні поняття: питома та молярна електропровідність, закон розведення Оствальда, закон Кольрауша, правила та закони електролізу Фарадея.

План заняття:

1. Організаційний момент.
2. Написання МКР.

Обсяг вимог визначається програмою

Рекомендована література

Основна:

1. Камінський О. М., Чайка М. В., Денисюк Р. О., Чумак В. В., Панасюк Д. Ю. Інструктивно-методичні матеріали до лабораторних занять із обов'язкової освітньої компоненти «Фізична хімія»: навчально-методичний посібник для підготовки здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти. Житомир : Вид-во ЖДУ ім. І. Франка, 2024. 115 с.

2. Короткова І. В., Маренич М. М. Фізична і колоїдна хімія: лабораторний практикум. Полтава, 2018. 224 с.

3. Цветкова Л. Б. Фізична хімія: теорія та задачі: навч. посібник. Львів : Магнолія, 2009. 292 с

Додаткова:

1. Каданер Л. І. Фізична і колоїдна хімія. практикум. К. : Вища шк, 1977. 140 с.

2. Білий О. В., Біла Л. М. Фізична і колоїдна хімія. задачі і вправи. Київ : Вища шк., 1981. 128 с.

Довідково-інформаційні дані для проведення лабораторних робіт:

1. СКОРОЧЕНИЙ КУРС ЛЕКЦІЙ З ФІЗИЧНОЇ ХІМІЇ. Режим доступу до ресурсу: http://www.dgma.donetsk.ua/docs/kafedry/hiop/metod/46_fizchim.pdf

2. М. В. Яцков, Н. М. Буденкова, О. І. Мисіна Фізична та колоїдна хімія. Режим доступу до ресурсу: http://ep3.nuwm.edu.ua/5047/1/V75.pdf