

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«УЖГОРОДСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»
НАВЧАЛЬНО-НАУКОВИЙ ІНСТИТУТ ХІМІЇ ТА ЕКОЛОГІЇ
КАФЕДРА ФІЗИЧНОЇ ТА КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ**

ДЗЯМКО В.М., ГОЛУБ Н.П.

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
для самостійної роботи студентів зі спецкурсу
«ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»
ОС «Бакалавр»
(спец. 102-Хімія та 014.06-Середня освіта. Хімія)

Ужгород 2023

Рекомендовано до друку:

Кафедрою фізичної та колоїдної хімії, протокол №7 від 17.02.2023р.

Методичною комісією навчально-наукового інституту хімії та екології, протокол №6 від 22.02.2023 р.

Вченою Радою навчально-наукового інституту хімії та екології, протокол № 5 від 24.02.2023 р.

Дзямко В.М., Голуб Н.П. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів зі спецкурсу «Хімічна термодинаміка» ОС «Бакалавр» (спец. 102-Хімія та 014.06-Середня освіта. Хімія), Ужгород, 2023. 53с.

Рецензенти:

Барчій І.Є. д.х.н., завідувач кафедри неорганічної хімії ДВНЗ «УжНУ», професор

Козьма А.А., к.х.н., доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії ДВНЗ «УжНУ», доцент

Автори:

Дзямко Віталій Михайлович, к.х.н., доцент кафедри фізичної та колоїдної хімії ДВНЗ «УжНУ», доцент

Голуб Неля Петрівна, к.х.н., завідувач кафедри фізичної та колоїдної хімії ДВНЗ «УжНУ», доцент

Методичні вказівки для самостійної роботи з курсу «Хімічна термодинаміка» для студентів 4-го курсу навчально-наукового інституту хімії та екології ДВНЗ «УжНУ» спеціальності «Хімія» та «Середня освіта. Хімія».

У методичних вказівках міститься інформація, необхідна для опрацювання теоретичних питань, які виносяться на самостійне вивчення та практичного розв'язування задач, а також тестових завдань. Наведена програма навчальної дисципліни «Хімічна термодинаміка». До кожного модулю запропоновано теоретичні питання, задачі для самостійного розв'язування та тестові завдання двох рівнів складності. Методичні вказівки містять перелік теоретичних питань з курсу «Хімічна термодинаміка», які виносяться на самостійне вивчення; перелік теоретичних питань до заліку, а також наведено зразок залікового варіанту завдання з даного курсу.

Методичні вказівки будуть корисні студентам при підготовці до лабораторних занять з курсу «Хімічна термодинаміка», особливо в умовах дистанційного навчання.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	4
1. Програма навчальної дисципліни «Хімічна термодинаміка»	5
2. Перелік теоретичних питань до 1-го модулю (Основи хімічної термодинаміки)	9
3. Задачі до 1-го модулю (Основи хімічної термодинаміки)	11
4. Перелік теоретичних питань до 2-го модулю (Практичне використання законів та методів хімічної термодинаміки)	15
5. Задачі до 2-го модулю (Практичне використання законів та методів хімічної термодинаміки)	16
6. Перелік тестових завдань до 1-го змістового модулю (Хімічна термодинаміка: визначення, поняття і методи):	
рівень 1	20
рівень 2	23
7. Перелік тестових завдань до 2-го змістового модулю (Класичне та сучасне формулювання основних законів термодинаміки):	
рівень 1	27
рівень 2	30
8. Перелік тестових завдань до 3-го змістового модулю (Експериментальні методи та теоретичні розрахунки основних термодинамічних величин):	
рівень 1	33
рівень 2	36
9. Перелік тестових завдань до 4-го змістового модулю (Застосування термодинаміки органічних сполук для розв'язання деяких промислових проблем)	
рівень 1	39
рівень 2	42
10. Теоретичні питання курсу, які виносяться на самостійне вивчення	45
11. Перелік теоретичних питань, які виносяться на залік з курсу «Хімічна термодинаміка»	46
12. Структура залікового варіанту завдання з курсу «Хімічна термодинаміка»	49
Рекомендована література.	53

ПЕРЕДМОВА

Спеціальний курс “*Хімічна термодинаміка*” читається студентам, які спеціалізуються на кафедрі фізичної та колоїдної хімії ДВНЗ «Ужгородський національний університет». Вивчення цього курсу допоможе студентам глибше зрозуміти можливості класичної термодинаміки, її логіку, математичну структуру та межі її застосування.

Мета вивчення навчальної дисципліни «*Хімічна термодинаміка*» полягає в тому, щоб дати достатньо повне уявлення про загальні ідеї, апарат та різноманітне застосування законів і методів хімічної термодинаміки, не ускладнюючи знайомство з предметом тими його деталями, які можна опустити; ввести основні поняття хімічної термодинаміки: аксіоматику Каратеодорі, дати класичне та сучасне формулювання основних законів термодинаміки; ознайомити студентів з експериментальними методами визначення основних термодинамічних величин; навчити розраховувати такі параметри як: внутрішня енергія, теплоємність, ентальпія, ентропія, енергія Гібса та Гельмгольца; розглянути основні реакції органічного синтезу, провести їх термодинамічний аналіз; дати відповідь на питання про можливість проходження конкретної реакції, умови її проведення; розрахувати рівноважні виходи кінцевих продуктів.

Для досягнення мети курсу значна увага приділяється самостійній роботі студентів, яка включає самостійне опрацювання окремих теоретичних питань, розв’язування задач та перевірка своїх знань за допомогою тестових завдань

Методичні вказівки написано з врахуванням того, що студенти, які вивчають даний спеціальний курс, володіють хімічною термодинамікою в об’ємі загального курсу фізичної хімії.

Автори

1. ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ **«ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»**

Модуль 1. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

Змістовий модуль 1. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА: ВИЗНАЧЕННЯ, ПОНЯТТЯ І МЕТОДИ.

Тема 1. Вступ. Основні поняття та визначення

Предмет та метод хімічної термодинаміки. Місце хімічної термодинаміки серед інших дисциплін. Історія виникнення хімічної термодинаміки. Термодинамічні системи, їх властивості. Рівняння стану ідеального та реального газів. Принцип термічної рівноваги. Практичне застосування хімічної термодинаміки.

Тема 2. Математичний апарат термодинаміки

Термодинамічні функції. Співвідношення Максвелла. Характеристичні функції. Рівняння Гібса-Гельмгольца. Хімічний потенціал і повні потенціали. Розрахунки термодинамічних функцій.

Змістовий модуль 2. КЛАСИЧНЕ ТА СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ОСНОВНИХ ЗАКОНІВ ТЕРМОДИНАМІКИ

Тема 3. Перший закон термодинаміки. Внутрішня енергія та ентальпія

Внутрішня енергія як термодинамічна функція. Аналітичний вираз та класичне формулювання першого закону термодинаміки. Теплоємність. Залежність внутрішньої енергії від об'єму та температури; від тиску та температури; від тиску та температури для газу в ідеальному стані. Ентальпія як термодинамічна функція. Залежність ентальпії від об'єму при постійній температурі; від об'єму для газу в ідеальному стані; від тиску при постійній температурі.

Тема 4. Сучасне формулювання першого закону термодинаміки

Аксіоматика Каратеодорі. Емпірична температура. Сучасне формулювання першого закону термодинаміки. Диференційні вирази Пфаффа.

Тема 5. Термодинамічний процес

Аналітичне і графічне вираження процесів. Кількості роботи і теплоти в процесах. Рівноважні (оборотні) процеси. Основне рівняння термодинаміки. Абсолютна величина потенціалу.

Тема 6. Другий закон термодинаміки. Ентропія

Протікання процесів в ізольованій системі. Класичне формулювання другого закону термодинаміки. Ентропія, її визначення і аналітичний вираз. Ентропія - теплова координата стану. Метод Карно-Клаузіуса. Метод Каратеодорі. Зміна ентропії - як критерій напрямленості термодинамічних процесів. Ентропія необоротних процесів. Зміна ентропії при нагріванні системи та в зворотніх і незворотніх процесах. Вплив тиску на ентропію.

Тема 7. Сучасне формулювання другого закону термодинаміки

Другий закон термодинаміки для квазістатичних процесів. Емпіричне визначення внутрішньої енергії, ентропії і температури. Вимірювання гранично низьких температур. Поширення другого закону термодинаміки на відкриті системи і хімічні реакції. Загальне формулювання другого закону термодинаміки. Холодильні машини і теплові насоси як приклад вирішення спеціальних технічних проблем на основі другого закону термодинаміки.

Тема 8. Основи статистичної термодинаміки

Термодинаміка, механіка і статистика. Фазовий простір. Функції розподілу і середні величини. Канонічні розподіли Гібса, Бозе-Ейнштейна та Фермі-Дірака. Статистичні розрахунки термодинамічних величин. Теорема рівнорозподілу та заморожування ступенів волі. Ентропія в термодинаміці і статистиці.

Тема 9. Диференціальні рівняння термодинаміки

Значення диференціальних рівнянь. Диференціальні рівняння в незалежних змінних T і V . Диференціальні рівняння в незалежних змінних T і p . Диференціальні рівняння в незалежних змінних p і V . Диференціальні рівняння для теплоємностей. Обчислення термодинамічних величин за допомогою диференціальних рівнянь.

Тема 10. Енергії Гібса та Гельмгольца як термодинамічні функції

Робота зворотніх та незворотніх процесів. Аналітичний вираз та фізичний зміст енергії Гельмгольца. Енергія Гельмгольца для незворотніх процесів; ідеального та реального газу. Зміна енергії Гельмгольца при змішуванні газів в ідеальному стані. Уявлення про максимально корисну роботу. Фізичний зміст енергії Гібса. Енергія Гібса газу в ідеальному стані та суміші газів в ідеальному стані. Умови рівноваги в ізохорно-ізотермічних та ізобарно-ізотермічних умовах. Схема загальної умови рівноваги.

Тема 11. Умови рівноваги в ізольованих системах. Фазові рівноваги

Хімічна рівновага. Рівняння ізотерми хімічної реакції. Залежність константи рівноваги K_p від температури. Хімічна рівновага в гетерогенній системі. Гетерогенні рівноваги. Правило фаз Гібса. Діаграми стану однокомпонентних систем. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Діаграми стану двокомпонентних систем. Трикомпонентні системи. Ідеальні розчини, Закон Рауля. Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля. Закони Коновалова.

Тема 12. Рівноважне перетворення

Ступінь завершеності реакції і склад рівноважної суміші. Міра реакції і ступінь перетворення. Ступінь дисоціації. Визначення складу рівноважної суміші на основі закону збереження маси елементів. Загальний тепловий ефект неповної реакції. Адіабатна реакція. Рівноважна температура згорання.

Тема 13. Хімічна спорідненість

Стандартна хімічна спорідненість. Стандартна хімічна спорідненість утворення. Вплив фазового перетворення на величину хімічної

спорідненості. Визначення стандартної хімічної спорідненості. Зв'язок хімічної спорідненості з тепловим ефектом реакції.

Тема 14. Застосування третього закону термодинаміки

Теплова теорема Нернста. Третій закон термодинаміки. Властивості речовин поблизу абсолютного нуля. Визначення абсолютної величини ентропії на основі калоричних даних. Визначення констант рівноваги газових реакцій на основі калоричних даних. Визначення хімічних констант. Наближена формула Нернста. Розрахунки за допомогою таблиць стандартних величин. Розрахунки з допомогою таблиць повних ентальпій і ентропій.

Модуль 2. ПРАКТИЧНЕ ВИКОРИСТАННЯ ЗАКОНІВ ТА МЕТОДІВ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

Змістовий модуль 3. ПРИЙОМИ ТА МЕТОДИ ВИЗНАЧЕННЯ ОСНОВНИХ ТЕРМОДИНАМІЧНИХ ВЕЛИЧИН

Тема 15. Методи визначення теплоємності

Розрахунок теплоємності газів на основі статистичної механіки та теплоємності рідин. Експериментальне визначення теплоємностей газів. Теоретична оцінка теплоємності твердих речовин. Експериментальне визначення теплоємностей конденсованих фаз при низьких температурах.

Тема 16. Методи визначення ентальпії

Калориметричне визначення теплових ефектів хімічних реакцій. Визначення ентальпій утворення за значеннями ентальпій згорання; ентальпій згорання речовин методом бомбової калориметрії; ентальпій згорання органічних речовин в газоподібному та пароподібному станах; ентальпій утворення за теплотами реакцій та рівноважними даними; ентальпій фазових переходів та випаровування. Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій на основі закону Гесса.

Тема 17. Розрахунки ентропії

Розрахунки ентропії: поступального руху, кипіння, плавлення, змішування. Розрахунки температурної залежності ентропії. Визначення ентропії на основі третього закону термодинаміки. Розрахунки ентропії методом статистичної термодинаміки.

Тема 18. Енергія Гібса і хімічна рівновага

Визначення енергії Гібса хімічної реакції. Розрахунки рівноважного складу газової суміші. Рівновага в газах при високих тисках. Рівновага в системах з участю конденсованих фаз. Складні рівноваги. Залежність константи рівноваги від температури.

Змістовий модуль 4. ЗАСТОСУВАННЯ ТЕРМОДИНАМІКИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК ДЛЯ РОЗВ'ЯЗАННЯ ДЕЯКИХ ПРОМИСЛОВИХ ПРОБЛЕМ

Тема 19. Термодинамічні символи, константи, методи розрахунку

Визначення термодинамічних символів. Константи. Розрахунки табличних даних. Стандартний стан елементів. Термодинамічні властивості деяких органічних сполук.

Тема 20. Методи наближеного розрахунку термодинамічних величин

Методи розрахунку з врахуванням вкладів валентних зв'язків. Методи розрахунку з врахуванням групових вкладів.

Тема 21. Хімічна термодинаміка вуглеводнів

Термохімія вуглеводнів. Хімічна термодинаміка вуглеводнів. Значення вуглеводнів у термодинамічному методі аналізу. Закономірності зміни термодинамічних властивостей вуглеводнів. Нафтохімія.

Тема 22. Термодинаміка синтезу органічних речовин

Одержання хімічних сполук із метану. Виробництво стиролу. Синтез акрілонітрилу та хлористого вінілу. Термодинаміка синтезу метанолу. Виробництво формальдегіду з метанолу. Термодинаміка виробництва оцтової кислоти. Розрахунки термодинамічних параметрів реакції Гаттермана-Коха.

Тема 23. Використання термодинаміки при підборі каталізаторів

Використання термодинаміки при підборі каталізаторів: уявлення Голодця і Ройтера; Макісіма, Іонеда і Сайто; Баландіна.

2.ПЕРЕЛІК ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ ДО 1-го МОДУЛЮ **«ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ»**

1. Предмет та метод хімічної термодинаміки.
2. Місце хімічної термодинаміки серед інших дисциплін.
3. Історія виникнення хімічної термодинаміки.
4. Практичне застосування хімічної термодинаміки.
5. Термодинамічні системи, їх властивості.
6. Рівняння стану ідеальних газів, його аналіз.
7. Рівняння стану реальних газів, їх аналіз.
8. Характеристичні функції. Умови рівноваги.
9. Термодинамічні потенціали ідеальних та реальних газів.
10. Внутрішня енергія як термодинамічна функція.
11. Залежність внутрішньої енергії від об'єму та температури, від тиску та температури, від тиску та температури для газу в ідеальному стані.
12. Аналітичний вираз та класичне формулювання першого закону термодинаміки.
13. Теплоємність.
14. Ентальпія як термодинамічна функція.
15. Залежність ентальпії від об'єму при постійній температурі, від об'єму для газу в ідеальному стані, від тиску при постійній температурі.
16. Аксиоматика Каратеодорі.
17. Емпірична температура.
18. Сучасне формулювання першого закону термодинаміки.
19. Диференційні вирази Пфаффа.
20. Протікання процесів в ізольованій системі.
21. Класичне формулювання другого закону термодинаміки.
22. Ентропія, її визначення і аналітичний вираз.
23. Ентропія – тепла координата стану.
24. Метод Каратеодорі.
25. Метод Карно-Клаузіуса.
26. Зміна ентропії – як критерій напрямленості термодинамічних процесів.
27. Ентропія необоротних процесів.
28. Зміна ентропії при нагріванні системи.
29. Вплив тиску на ентропію.
30. Другий закон термодинаміки для квазістатичних процесів.
31. Емпіричне визначення внутрішньої енергії, ентропії і температури.
32. Вимірювання гранично низьких температур.
33. Поширення другого закону термодинаміки на відкриті системи і хімічні реакції.
34. Загальне формулювання другого закону термодинаміки.
35. Холодильні машини і теплові насоси як приклад вирішення спеціальних технічних проблем на основі другого закону термодинаміки.

36. Принцип термічної рівноваги.
37. Робота зворотніх та незворотніх процесів.
38. Аналітичний вираз та фізичний зміст енергії Гельмгольца.
39. Енергія Гельмгольца для незворотніх процесів.
40. Енергія Гельмгольца ідеального та реального газу.
41. Зміна енергії Гельмгольца при змішуванні газів в ідеальному стані.
42. Уявлення про максимально корисну роботу.
43. Фізичний зміст енергії Гібса.
44. Енергія Гібса газу в ідеальному стані.
45. Енергія Гібса суміші газів в ідеальному стані.
46. Умови рівноваги в ізохорно-ізотермічних та ізобарно-ізотермічних умовах.
47. Схема загальної умови рівноваги.
48. Хімічна рівновага в гетерогенній системі.
49. Рівняння ізотерми хімічної реакції.
50. Залежність константи рівноваги K_p від температури.
51. Гетерогенні рівноваги. Правило фаз Гібса.
52. Діаграми стану однокомпонентних систем.
53. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона.
54. Діаграми стану двокомпонентних систем.
55. Трикомпонентні системи.
56. Ідеальні розчини. Закон Рауля.
57. Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля.
58. Закони Коновалова.

3. ЗАДАЧІ ДО 1-го МОДУЛЮ
«ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ»

1. Знайти тепло, що поглинається при нагріванні 100 г вуглекислого газу від 15°C до 1000°C при сталому об'ємі, якщо $C_v^{CO_2} = 6,5 + 0,00193t$.
2. Знайти значення середньої мольної теплоємності водню в інтервалі температур 400 – 500 °C, якщо $c^{-H_2} = 6.95 - 10^{-5}t + 10^{-7}t^2$.
3. Середня питома теплоємність вуглекислого газу $C_{рпит} = 0,2028 + 0,0000692t + 0,0000000167t^2$. Знайти істинну питому і мольну теплоємності при 200°C.
4. Середня мольна теплоємність кисню при постійному тиску в інтервалі температур 0 – 1500°C виражається такою формулою $C_p^{-O_2} = 7,06 + 0,000813t$. Визначити середню мольну, вагову і об'ємну теплоємності при постійному тиску при $t=1000^\circ\text{C}$.
5. Визначити середню об'ємну теплоємність вологого коксового газу в інтервалі температур 0 – 20°C, який має такий склад і середні теплоємності складових його газів:

	CO	O ₂	C _n H _m	CO	CH ₄	H ₂	H ₂ O	N ₂
Вміст газу в суміші, об. %	2,6 4	0,79	2,07 m	5,08	24,6 6	58,0 0	2,3	4,46
Середня теплоємн. у межах 0-20°C, ккал/нм ³ ·град	0,4 05	0,31 1	0,49 7	0,30 4	0,35 9	0,30 9	0,347 4	0,30 3

6. Знайти зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 20 г спирту при температурі його кипіння. Захована теплота пароутворення спирту при його температурі кипіння $\lambda = 205$ кал/г. Питомий об'єм пари $v = 607$ мл/г (об'ємом рідини знехтувати).
7. Знайти зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 100 г води при 20°C, вважаючи, що водяна пара підлягає законам ідеальних газів і що об'єм рідини незначний порівняно з об'ємом пари. Захована теплота пароутворення води $\lambda = 585$ кал/г.
8. 0,5 м³ кисню нагрівається при сталому тиску 740 мм. рт. ст. Визначити виконану роботу (в джоулях), якщо газ зайняв об'єм 5 м³.
9. Скільки тепла виділиться при ізотермічному стисненні 10 л ідеального газу, взятого при 27°C і тиску в 1 атм, якщо об'єм його зменшиться в 10 раз?
10. Визначити залежність між тепловими ефектами при сталих тиску і об'ємі Q_p і Q_v при 25°C для реакції горіння водню з утворенням рідкої води.
- 11.. Тепловий ефект реакції $C + 1/2O_2 = CO$ при сталому об'ємі $Q_v = 26$

- ккал/моль при температурі 20°C. Визначити тепловий ефект цієї реакції при сталому тиску.
12. Тепловий ефект утворення CO₂ із CO при температурі 18°C дорівнює Q_v=68000 кал/моль. Знайти залежність теплового ефекту від температури і часткове значення його при T=2000°K. Молярні теплоємності:
 А) для CO₂ $C_v^{CO_2}=5,106 + 0,0071T - 0,00000186T^2$
 Б) для CO і O₂ $C_v=4,515 + 0,001T$.
 13. Визначити теплоту згорання етилену $C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O + Q$, коли відомо, що теплота його утворення з елементів – 14 800 кал/моль, теплота утворення вуглекислого газу 94 000 кал/моль, теплота утворення води 68000кал/моль.
 14. Визначити максимально можливий термічний коефіцієнт корисної дії для паротурбінної установки, якщо максимально можлива температура нагріву пари дорівнює 550°C, мінімальна температура, з якою пара залишає турбіну – 25°C.
 15. Ідеальна машина Карно, яка працює між 927°C і 127°C , дає 22,2 ккал роботи за цикл. Визначити кількість тепла, переданого машині і відданого машиною назад за цикл.
 16. 12 г кисню охолоджується від 20°C до –40°C. Одночасно тиск підвищується від 1 до 60 атм. Яка зміна ентропії, коли для кисню C_p= 6,97 кал/моль·град?
 17. Питома теплоємність рідкого хлору c= 0,223 кал/г·град. Знайти зміну ентропії при нагріванні 1г рідкого хлору від –50°C до –40°C.
 18. Нормальна температура плавлення оцтової кислоти дорівнює 16,6°C, теплота її плавлення 46,3 кал/г. Визначити зміну ентропії при плавленні однієї молі її.
 19. Обчислити максимальну кількість ступенів волі і максимальну кількість фаз, які знаходяться в рівновазі в однокомпонентній системі.
 20. Обчислити максимальну кількість ступенів волі і максимальну кількість фаз, які знаходяться в рівновазі в двокомпонентній системі.
 21. Обчислити кількість ступенів волі, які має система, що складається з:
 1) розчину KNO₃ і NaNO₃ у воді при наявності кристалів обох солей і водяної пари;
 2) розчину обох солей при наявності льоду, кристалів KNO₃ , NaNO₃ і водяної пари;
 3) розчину обох солей при наявності льоду і водяної пари.
 22. Евтектичний сплав стибію і плюмбуму містить 13% стибію. Який з металів і в якій кількості буде знаходитись у сплаві у вигляді кристалів, вкраплених у евтектику, якщо 10 кг рідкого сплаву, який містить 10 % стибію, охолодити до повного його затвердіння?
 23. Маємо однопроцентний розчин глюкози. Обчислити молярність даного розчину. Густину прийняти рівною одиниці.
 24. Яка нормальність 30%-ного розчину сульфатної кислоти? Густина

- даного розчину дорівнює $1,224 \text{ г/см}^3$.
25. Обчислити молярність 10%-ного розчину сульфатної кислоти.
 26. Знайти молярні частки води і спирту в 40%-ному розчині етилового спирту.
 27. Коефіцієнт розчинності вуглекислого газу у воді при 0°C дорівнює 1,713. Скільки за вагою вуглекислого газу розчиниться в 5 л води при 0°C і тиску 20 атм.
 28. 1 л кисню при атмосферному тиску і 0°C збовтується в закритій посудині з 10 л води. Обчислити кінцевий тиск нерозчиненого залишку кисню і об'єм увібраного водою кисню, виміряний при 0°C і 1 атм. Коефіцієнт розчинності кисню у воді при $0^\circ\text{C}=0,0489$.
 29. Коефіцієнт адсорбції ацетилену водою при 20°C дорівнює 1,03. Обчислити коефіцієнт розчинності даного газу при вказаній температурі.
 30. Обчислити осмотичний тиск 2%-ного розчину глюкози при 0°C . Густина розчину дорівнює 1.
 31. Осмотичний тиск 0,1 N розчину сульфату цинку при 0°C дорівнює 1,57 атм. Визначити уявний ступінь дисоціації солі в даному розчині.
 32. Тиск пари чистого ацетону при 20°C дорівнює 179,6 мм рт ст.. Тиск пари розчину камфори в ацетоні, який містить 5 г камфори на 200 г ацетону, при тій же температурі дорівнює 177,9 мм рт ст.. Визначити молекулярну масу камфори.
 33. Тиск пари розчину, який містить 5 г натрій гідроксиду в 100 г води, при 100°C дорівнює 742,9 мм рт ст.. Обчислити уявний ступінь дисоціації натрій гідроксиду в даному розчині.
 34. Яка концентрація у вагових процентах водного розчину гліцерину, якщо він замерзає при $-0,52^\circ\text{C}$. $K_{\text{крH}_2\text{O}}=1,85$.
 35. При якій приблизно температурі замерзатиме 40%-ний водний розчин етилового спирту? $K_{\text{крH}_2\text{O}}=1,85$.
 36. Розчин, який містить 1,7 г цинк хлориду в 250 г води. Замерзає при $-0,23^\circ\text{C}$. Визначити уявний ступінь дисоціації цинк хлориду в цьому розчині.
 37. Визначити температуру кипіння розчину калій гідроксиду, який містить в 100 г води 14 г КОН. Уявний ступінь дисоціації КОН в розчині 60%. $E_{\text{КОН}}=0,516$.
 38. Температура кипіння чистого бензену дорівнює $80,1^\circ\text{C}$, а розчину, який містить 0,302 г дифеніламіну в 30,14 г бензену $80,255^\circ\text{C}$. Захована теплота випаровування бензину в точці його кипіння дорівнює 94,5 кал/г. Обчислити молекулярну масу дифеніламіну.
 39. Обчислити загальний і парціальний тиск пари над сумішшю, яка складається з 117 г бензену і 883 г толуену при 30°C , знаючи, що залежність тиску пари вказаних рідин від складу виражається прямою лінією і що при цій температурі тиск пари чистого бензену дорівнює 118,2 мм рт ст., а чистого толуену – 36,7 мм рт ст..

40. Орто- і пара ксилоли необмежено змішуються один з одним. Тиск пари цих рідин при 100°C відповідно дорівнює 213,13 мм рт. ст. і 270,46 мм рт. ст.. Обчислити відношення числа молей ортоксилолу до числа молей пара ксилолу в парі при температурі 100°C над сумішшю, яка містить 35 молярних процентів ортоксилолу і 65 – пара ксилолу.
41. Суміш камфори і води кипить під тиском 760 мм рт. ст. при 99°C . Визначити, в якому співвідношенні переходитимуть вода і камфора в дистилат. Молекулярна маса камфори дорівнює 152. Камфора у воді практично нерозчинна. Тиск пари води при 99°C дорівнює 733,24 мм рт. ст..
42. У розчині міститься 100 г KNO_3 , 200 г NaNO_3 і 200 г KCl на 1000 г води. Визначити склад розчину в молях на 1000 моль води.
43. У розчині міститься 100 г KNO_3 , 200 г NaNO_3 і 200 г KCl на 1000 г води. Визначити склад розчину в мольних процентах.
44. Визначити осмотичний тиск розчину аніліну в етері при температурі 10°C , якщо тиск пари розчину P рівний 279,5, а тиск чистого етеру $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ (P°) рівний 291,7 мм. рт. ст. Густина етеру 0,737.
45. При температурі 40°C тиск пари чистого чотирихлористого карбону рівний 215,8 мм. рт. ст. Вирахувати молярні частки компонентів у системі чотирихлористий карбон – станум хлорид, якщо тиск чотирихлористого карбону у розчині при даній температурі рівний 40 мм. рт. ст. Система підкоряється законам ідеального стану.
46. Визначити осмотичний тиск 5%-ного розчину сахарози при температурі 0°C .

4. ПЕРЕЛІК ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ ДО 2-го МОДУЛЮ
(ПРАКТИЧНЕ ВИКОРИСТАННЯ ЗАКОНІВ ТА МЕТОДІВ
ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ)

1. Розрахунки теплоємності газів на основі статистичної механіки.
2. Розрахунки теплоємності рідин.
3. Теоретична оцінка теплоємності твердих речовин.
4. Калориметричне визначення теплових ефектів хімічних реакцій.
5. Визначення ентальпій згорання речовин методом бомбової калориметрії.
6. Визначення ентальпій фазових переходів та випаровування.
7. Визначення ентальпій утворення за значеннями ентальпій згорання.
8. Визначення ентальпій згорання органічних речовин в газоподібному та пароподібному станах.
9. Визначення ентальпій утворення за теплотами реакцій та рівноважними даними.
10. Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій на основі закону Гесса.
11. Розрахунки температурної залежності ентропії.
12. Розрахунки ентропії поступального руху, кипіння, плавлення та змішування.
13. Визначення енергії Гібса хімічної реакції.
14. Розрахунки рівноважного складу газової суміші.
15. Термохімія вуглеводнів.
16. Хімічна термодинаміка вуглеводнів.
17. Значення вуглеводнів у термодинамічному методі аналізу.
18. Закономірності зміни термодинамічних властивостей вуглеводнів.
19. Нафтохімія.
20. Одержання хімічних сполук із метану.
21. Термодинаміка синтезу метанолу.
22. Виробництво формальдегіду з метанолу.
23. Синтез акрілонітрилу та хлористого вінілу.
24. Виробництво стиролу.
25. Термодинаміка виробництва оцтової кислоти.
26. Використання термодинаміки при підборі каталізаторів: уявлення Голодця і Ройтера; Макісіма, Іонеді і Сайто; Баландіна.
27. Розрахунки термодинамічних параметрів реакції Гаттермана-Коха.

5. ЗАДАЧІ ДО 2-го МОДУЛЮ
(ПРАКТИЧНЕ ВИКОРИСТАННЯ ЗАКОНІВ ТА МЕТОДІВ
ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ)

1. Визначити зміну ізобарного потенціалу при ізотермічному стисненні 10 м^3 кисню від $1,013 \times 10^5$ до $10,13 \times 10^5 \text{ Н/м}^2$ при 25°C . Газ вважати ідеальним.
2. Визначити зміну ентропії при перетворенні 2 г води в пару при зміні температури від 0 до 150°C і тиску $1,013 \times 10^5 \text{ Н/м}^2$, якщо прихована питома теплота пароутворення води $\Delta H = 2,255 \text{ кДж/г}$, мольна теплоємність пари при постійному тиску $C_p = 30,13 + 11,3 \times 10^{-3} T$ дж/моль град, C_p рідкої води $= 75,30$ дж/моль град. Рахувати наближено теплоємність рідкої води постійною.
3. Визначити зміну ізобарного потенціалу при стисненні 1 кмоль рідкого толуолу від $1,013 \times 10^5$ до $10,13 \times 10^5 \text{ Н/м}^2$ при 18°C . Об'єм в даному інтервалі тисків вважати постійним. Густина толуолу 867 кг/м^3 .
4. В одній з посудин ємністю $0,1 \text{ м}^3$ знаходиться кисень, в іншій ємністю $0,4 \text{ м}^3$ – азот. В обох посудинах температура 17°C и тиск $1,013 \times 10^5 \text{ Н/м}^2$. Знайти зміну ентропії при взаємній дифузії газів із однієї посудини в іншу при P і $T = \text{const}$. Обидва гази вважати ідеальними.
5. Визначити зміну ентропії в процесі ізотермічного розширення 2 моль метану від $P_1 = 101,3 \times 10^5 \text{ Н/м}^2$ до $P_2 = 1,013 \times 10^5 \text{ Н/м}^2$. Газ вважати ідеальним.
6. Визначити стандартну зміну ізобарного потенціалу при 25°C для реакції між речовинами в твердому стані $\text{Cd}(т) + 2\text{AgCl}(т) = 2\text{Ag}(т) + \text{CdCl}_2(т)$ за стандартними значеннями зміни ентальпій утворення і абсолютних ентропій хімічних реакцій.
 $S^\circ_{\text{Cd}} = 51,76 \text{ Дж/г-атом град}$, $S^\circ_{\text{AgCl}} = 96,07 \text{ Дж/моль град}$, $S^\circ_{\text{Ag}} = 42,69 \text{ Дж/г-атом град}$, $S^\circ_{\text{CdCl}_2} = 115,3 \text{ Дж/моль град}$, $\Delta H^\circ_{\text{Cd}} = 0$, $\Delta H^\circ_{\text{AgCl}} = -126,8 \text{ Дж/моль}$, $\Delta H^\circ_{\text{Ag}} = 0$, $\Delta H^\circ_{\text{CdCl}_2} = -389,0 \text{ кДж/моль}$.
7. Теплота розчинення 1 моля KCl в 200 мл води при постійному тиску при температурі 21°C рівна $18,154 \text{ кДж}$, а при 23°C – $17,824 \text{ кДж}$. Визначити ΔH_{298} і порівняти з величиною $17,548 \text{ кДж/моль}$, яка рекомендована як калориметричний стандарт.
8. Теплота гідрування α -бутилену при 82°C рівна – 30341 Дж/моль . Теплоємності реагентів відомі при 298 і 400°K

$T, ^\circ\text{K}$	298	400
$(C_p) \text{ C}_4\text{H}_8, \text{ Дж/моль К}$	21,35	26,94
$(C_p) \text{ H}_2, \text{ Дж/моль К}$	6,892	6,974
$(C_p) \text{ C}_4\text{H}_{10}, \text{ Дж/моль К}$	23,61	29,80

Знайти ΔH_{298} , якщо $(\Delta C_p)_{355} = 1/2 [(\Delta C_p)_{298} + (\Delta C_p)_{400}]$. Результат розв'язку порівняти з розрахованим за теплотами утворення, якщо

- ($\Delta H_{\text{утв.}}$) $\text{C}_4\text{H}_{10} = -29812$ Дж/моль і ($\Delta H_{\text{утв.}}$) $\text{C}_4\text{H}_8 = 280$ Дж/моль.
9. Оксид карбону (IV) в кількості 100 г знаходиться при 0°C і тиску $1,013 \times 10^5$ Н/м². Визначити Q, A, ΔU , ΔH при адіабатному стисненні до $2,026 \times 10^5$ Н/м². Вважати, що CO_2 підкоряється законам ідеальних газів, а істинна мольна теплоємність CO_2 при постійному тиску постійна і рівна 37,1 Дж/моль \times град.
 10. Користуючись стандартними теплотами згорання сполук, вирахувати тепловий ефект реакції при 25°C :
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(p)} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(p)} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(p)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}$,
 якщо теплоти згорання речовин наступні:
 ($\Delta H_{\text{згор.}}$) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(p)} = -1366,9$ кДж/моль,
 ($\Delta H_{\text{згор.}}$) $\text{CH}_3\text{COOH}_{(p)} = -873,8$ кДж/моль,
 ($\Delta H_{\text{згор.}}$) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(p)} = -2254,2$ кДж/моль.
 11. Визначити теплоту утворення ΔH $\text{Ca}(\text{OH})_2$ при температурі 18°C , якщо відомо, що середня величина ΔH для реакції
 $\text{CaO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ рівна $\Delta H = -63,848$ кДж/моль, а теплоти утворення $\Delta H_{\text{H}_2\text{O}} = -286,060$ кДж/моль, $\Delta H_{\text{CaO}} = -635,131$ кДж/моль
 12. Розрахувати мольну теплоту плавлення дифеніламіну, якщо плавлення 1 кг дифеніламіну супроводжується збільшенням об'єму на $9,58 \times 10^{-5}$ м³, $dT/dP = 2,67 \times 10^{-7}$ град м²/н. Температура плавлення дифеніламіну 54°C , молекулярна маса 169.
 13. Оксид карбону (IV) в кількості 100 г знаходиться при 0°C і тиску $1,013 \times 10^5$ Н/м². Визначити Q, A, ΔU , ΔH при ізохорному нагріванні до досягнення тиску $2,026 \times 10^5$ Н/м². Вважати, що CO_2 підкоряється законам ідеальних газів, а істинна мольна теплоємність CO_2 при постійному тиску постійна і рівна 37,1 Дж/моль \times град.
 14. При температурі 25°C ентропія ромбічного сульфуру рівна 31,88, а ентропія моноклінного сульфуру рівна 32,55 Дж/г-атом град. Теплоти згорання відповідно рівні - 296812,96 і - 297147,68 Дж/моль. Знайти ΔG і ΔF для процесу S (ромб.) $\rightarrow S$ (монокл.). У першому наближенні знехтувати різницею густин ромбічного та моноклінного сульфуру.
 15. Теплота утворення ацетилену $\Delta H = 227,191$ кДж/моль. Знайти тепловий ефект реакції горіння ацетилену, якщо відомо, що теплота утворення CO_2 :
 $\Delta H = -393,422$ кДж/моль, H_2O : $\Delta H = -286,060$ кДж/моль.
 16. Оксид карбону (IV) в кількості 100 г знаходиться при 0°C і тиску $1,013 \times 10^5$ Н/м². Визначити Q, A, ΔU , ΔH при ізобарному розширенні до об'єму 0,2 м³. Вважати, що CO_2 підкоряється законам ідеальних газів, а істинна мольна теплоємність CO_2 при постійному тиску постійна і рівна 37,1 Дж/моль \times град.
 17. Визначити зміну ентропії при пароутворенні 1 моля хлористого етилу, якщо при температурі $12,3^\circ\text{C}$ $\Delta H_{\text{пар.}} = 376,56$ Дж/г

18. Мольна теплоємність калій броміду в інтервалі $T=293-923^{\circ}\text{K}$ виражається рівнянням $(C_p)_{\text{KBr}}=11,56+3,32 \times 10^{-3}T$. Знайти зміну ентропії 1 моля KBr при зворотньому нагріванні його від $T_1=298,2$ до $T_2=500^{\circ}\text{K}$.
19. Знайти зміну ентропії при переході 418,4 Дж теплоти від тіла з температурою 150°C до тіла з температурою 50°C .
20. Користуючись стандартними теплотами утворення сполук, вирахувати тепловий ефект реакції при 25°C : $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{CO}(\text{г})=2\text{Fe}(\text{т}) + 3\text{CO}_2(\text{г})+ N_x$, якщо теплоти утворення речовин слідуєчі:
 $(\Delta H_{\text{утв.}}) \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т})= - 821,32$ кДж/моль,
 $(\Delta H_{\text{утв.}}) \text{CO}(\text{г})= - 110,50$ кДж/моль,
 $(\Delta H_{\text{утв.}}) \text{Fe}(\text{т})= 0,00$ кДж/моль,
 $(\Delta H_{\text{утв.}}) \text{CO}_2(\text{г})= - 393,51$ кДж/моль.
21. Оксид карбону (IV) в кількості 100 г знаходиться при 0°C і тиску $1,013 \times 10^5$ Н/м². Визначити Q, A, ΔU , ΔH при ізотермічному розширенні до об'єму 0,2 м³. Вважати, що CO₂ підкоряється законам ідеальних газів, а істинна мольна теплоємність CO₂ при постійному тиску постійна і рівна 37,1 Дж/моль·град.
22. Тиск пари води при температурі 20°C рівний 17,535 мм рт. ст. Розрахувати тиск пари розчину, який містить 10 г хлористого амонію у 100 г води, при цій же температурі. Для розрахунків прийняти, що система підкоряється законам ідеального стану.
23. Азеотропна суміш системи етанол-бензен рівна наступному складу: 44,8% бензину і 55,2% (мол.) етанолу. Розрахувати склад азеотропної суміші у масових процентах.
24. Тиск пари амальгами стануму, яка містить 1,142 г стануму у 100 г ртуті, рівний 754,1 мм. рт. ст. Тиск пари чистої ртуті $P= 768,8$ мм. рт. ст. при цій же температурі. Розрахувати молекулярну масу розчиненого стануму, якщо для ртуті $M=200,6$. Для розрахунків прийняти, що система підкоряється законам ідеального стану.
25. Розчин, який містить 0,1416 г камфори в 1000 г хлороформу, кипить при $61,75^{\circ}\text{C}$. Обчислити ебуліоскопічну сталу хлороформу, а також питому теплоту випаровування хлороформу, якщо температура кипіння чистого хлороформу при 760 мм. рт. ст. рівна $61,2^{\circ}\text{C}$.
26. Теплота пароутворення циклогексану 89 кал/г. Температура його кипіння рівна $81,4^{\circ}\text{C}$. Скільки грамів антрацену необхідно розчинити в 500 г циклогексану, щоб підвищити температуру кипіння на 1°C .
27. При температурі 15°C і $P=101,3$ кПа розчинність вуглекислого газу у воді складає 1,019 його об'єму, приведенного до нормальних умов. Обчислити, скільки грамів вуглекислого газу розчиниться у літрі води при тиску 506,5 кПа.
28. Знаючи, що коефіцієнти Генрі для HBr в бензені при температурі 30

- і 50°C відповідно рівні 15,8 і 24,4, розрахувати диференціальну теплоту розчинення.
29. Тиск 5%-ного водного розчину натрій хлориду при 100°C рівний 736 мм. рт. ст. Визначити температуру кипіння розчину (E_{H_2O})=0,52.
30. Визначити, чи можливе при кімнатній температурі протікання реакції: $PbS + H_2 \rightleftharpoons Pb + H_2S$, якщо $\Delta G^\circ_{H_2S} = -7840$, $\Delta G^\circ_{PbS} = -15275$.
31. Знайти константу рівноваги (K_p) реакції $C + O_2 \rightleftharpoons CO_2$, якщо в момент рівноваги при температурі 1300°C в суміші знаходиться 22,5% CO_2 (об'ємні проценти).
32. Розчин, який містить 2,423 г сульфуру в 100 г нафталіна плавиться при температурі 79,559°C, а розчин, який містить 2,192 г йоду в 100 г нафталіна плавиться при температурі 79,605°C. Прихована теплота плавлення нафталіну рівна 35,5 кал/г. Визначити число атомів, які містяться в молекулах сульфуру та йоду. Температура плавлення нафталіну дорівнює 80,2°C.
33. На трикутнику Гібса або Розебома знайти місце розміщення фігуративних точок наступного складу
 1) A=40%, B=10%, C=50%
 2) A=20%, B=60%, C=20%
 3) A=40%, B=60%.
34. Визначити тепловий ефект реакції $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$, якщо відомі залежності констант рівноваги від температури для реакцій
 $2H_2 + HCOOCH_3 \rightarrow 2CH_3OH \quad \lg K_p = -3149/T + 5,43 \quad (I)$
 $CH_3OH(g) + CO \rightarrow HCOOCH_3(g) \quad \lg K_p = -1835/T + 6,61 \quad (II)$
35. Визначити теплоту гідратації монокальційфосфата при температурі 90°C, якщо реакція йде за слідуючою схемою:
 $CaH_4P_2O_8 + H_2O \rightleftharpoons CaH_4P_2O_8 \cdot H_2O$,
 а тиск з температурою змінюється слідуючим чином:
- | | | |
|-------------------|------|-----|
| $t^\circ C$ | 60 | 90 |
| p (мм. рт. ст.) | 33,6 | 128 |
- Прихована теплота випаровування води рівна 44254 Дж/моль.

**6. ПЕРЕЛІК ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ
ДО 1-го ЗМІСТОВОГО МОДУЛЮ**

(ХІМІЧНА ТЕПМОДИНАМІКА: ВИЗНАЧЕННЯ, ПОНЯТТЯ І МЕТОДИ)

Рівень 1

1. Вкажіть, до груп яких параметрів відноситься маса речовини (m) та її об'єм (V):
 - А) екстенсивних;
 - Б) інтенсивних;
 - В) термохімічних;
 - Г) фізичних;
 - Д) хімічних.

2. Виберіть ознаки термохімічного рівняння:
 - А) стехіометричні коефіцієнти і агрегатний стан речовини;
 - Б) агрегатний стан речовини і зміна ентальпії;
 - В) агрегатний стан речовини і зміна внутрішньої енергії;
 - Г) стехіометричні коефіцієнти і зміна ентропії;
 - Д) реакція протікає при високій температурі.

3. Вкажіть ознаку, яку встановлює основний закон термохімії (закон Гесса):
 - А) залежність теплового ефекту від природи речовини;
 - Б) залежність теплового ефекту від шляху процесу;
 - В) незалежність теплового ефекту від шляху процесу;
 - Г) залежність теплового ефекту від температури;
 - Д) незалежність теплового ефекту від маси речовини.

4. Вкажіть, до груп яких параметрів відноситься температура (T) і тиск (P):
 - А) екстенсивних;
 - Б) інтенсивних;
 - В) термохімічних;
 - Г) фізичних;
 - Д) кінетичних.

5. Визначте тип системи, яка складається з пробірки з розчином сульфатної кислоти і зануреним в неї шматком металічного цинку:
 - А) хімічна, гетерогенна, закрита;
 - Б) фізична, гомогенна, відкрита;
 - В) хімічна, гетерогенна, відкрита;
 - Г) адіабатична, гомогенна, ізольована;
 - Д) фізична, гомогенна, закрита.

6. Вкажіть правильне визначення стандартної ентальпії як теплового ефекту утворення:
- А) складної речовини з простих речовин при 25°C ;
 - Б) 1 моля сполуки з простих речовин при $P = 101,3 \text{ кПа}$ і $T = 298 \text{ К}$;
 - В) 1 моль-еквівалента речовини з простих речовин при 25°C і $101,3 \text{ кПа}$;
 - Г) складної речовини з простих речовин при $P = 101,3 \text{ кПа}$ і сталій температурі;
 - Д) 1 кг сполуки з простих речовин при $P = 101,3 \text{ кПа}$ і $T = 298 \text{ К}$.
7. Вкажіть ознаку ізохорного процесу в термодинаміці:
- А) $T = \text{const}$;
 - Б) $P = \text{const}$;
 - В) $V = \text{const}$;
 - Г) $RT = \text{const}$;
 - Д) $PV = \text{const}$.
8. Вкажіть тип системи, що складається із закритої пробірки з нагрітим в ній вапняком:
- А) гомогенна, однофазна, фізична;
 - Б) гетерогенна, трифазна, хімічна;
 - В) гетерогенна, двофазна, хімічна;
 - Г) гетерогенна, однофазна, фізична;
 - Д) гетерогенна, трифазна, фізична.
9. Вкажіть ознаку ізобарного процесу в термодинаміці:
- А) $T = \text{const}$;
 - Б) $P = \text{const}$;
 - В) $V = \text{const}$;
 - Г) $RT = \text{const}$;
 - Д) $PV = \text{const}$.
10. Вкажіть ознаку функції стану системи в термодинаміці:
- А) залежить від шляху переходу системи з одного стану в інший;
 - Б) не залежить від шляху переходу системи з одного стану в інший;
 - В) залежить від початкового та кінцевого стану реагуючих речовин;
 - Г) не залежить від початкового та кінцевого стану реагуючих речовин;
 - Д) залежить від початкового, але не залежить від кінцевого стану реагуючих речовин.
11. Вкажіть ознаку ізотермічного процесу в термодинаміці:
- А) $T = \text{const}$;
 - Б) $P = \text{const}$;
 - В) $V = \text{const}$;
 - Г) $RT = \text{const}$;

Д) $PV = \text{const}$.

12. Визначте речовини, ентальпія яких за стандартних умов рівна нулю:
- А) NaCl , N_2 ;
 - Б) NO , O_3 ;
 - В) O_2 , P (білий);
 - Г) KBr , Cl_2 ;
 - Д) F_2 , KI .
13. Вкажіть предмет дослідження в хімічній термодинаміці:
- А) теплові ефекти хімічних реакцій;
 - Б) перетворення різних форм енергії при хімічних реакціях;
 - В) перетворення різних форм енергії при фізичних та хімічних процесах;
 - Г) термодинамічні параметри;
 - Д) параметри стану системи.
14. Вкажіть системи, до яких належать біологічні об'єкти:
- А) гомогенні, закриті;
 - Б) гетерогенні, відкриті;
 - В) рівноважні, динамічні;
 - Г) нерівноважні, гетерогенні;
 - Д) кінетичні, гомогенні.
15. Виберіть умови ізобарно-ізотермічного процесу в термодинаміці:
- А) $V = \text{const}$; $P = \text{const}$;
 - Б) $T = \text{const}$; $V = \text{const}$;
 - В) $T = \text{const}$; $P = \text{const}$;
 - Г) $V = \text{const}$; $S = \text{const}$;
 - Д) $S = \text{const}$; $P = \text{const}$.
16. Виберіть правильне твердження, яке характеризує внутрішню енергію:
- А) тепловміст системи в умовах ізохорного процесу;
 - Б) сума ентальпії і роботи по зміні об'єму;
 - В) різниця між ентальпією і роботою по зміні об'єму;
 - Г) сума ентальпії і енергії Гібса;
 - Д) різниця між теплотою і ентальпією.

Рівень 2

1. Розрахуйте кількість теплоти (в кДж), що виділиться при згоранні 1 м^3 ацетилену (н.у), якщо тепловий ефект реакції дорівнює 786 кДж :
А) 25580 ;
Б) 30560 ;
В) 35090 ;
Г) 28055 ;
Д) 31095
2. Визначити залежність між тепловими ефектами при сталих тиску і об'ємі Q_p і Q_v при 25°C для реакції горіння водню з утворенням рідкої води:
А) $2,5 \text{ кДж}$;
Б) 346 ккал ;
В) 147 кДж ;
Г) $7,4 \text{ кДж}$;
Д) $4,7 \text{ ккал}$.
3. Визначити теплоту утворення хлористого амонію за реакцією $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + Q$, знаючи, що теплота утворення аміаку дорівнює 11 ккал/моль ; хлористого водню 22 ккал/моль і хлористого амонію $75,8 \text{ ккал/моль}$:
А) 197 кДж ;
Б) $179,2 \text{ кДж}$;
В) 42000 ккал ;
Г) $-179,2 \text{ кДж}$;
Д) $-42,1 \text{ ккал}$.
4. Визначити виконану роботу , якщо $0,5 \text{ м}^3$ кисню нагріваючись при сталому тиску 740 мм. рт. ст. займає об'єм 5 м^3 :
А) $560,5 \text{ кДж}$;
Б) $345,4 \text{ ккал}$;
В) $443,9 \text{ кДж}$;
Г) $746,2 \text{ ккал}$;
Д) 127 кДж .
5. Користуючись стандартними теплотами згорання сполук, вирахувати тепловий ефект реакції при 25°C :
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(р)} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(р)} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(р)} + \text{H}_2\text{O}_{(р)}$, якщо теплоти згорання речовин наступні:
($\Delta H_{\text{згор.}}$) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(р)} = - 1366,9 \text{ кДж/моль}$,
($\Delta H_{\text{згор.}}$) $\text{CH}_3\text{COOH}_{(р)} = - 873,8 \text{ кДж/моль}$,

$$(\Delta H_{\text{гор.}}) \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{р}) = -2254,2 \text{ кДж/моль.}$$

- А) 47,6 ккал;
Б) 13,5 кДж;
В) 136 ккал;
Г) 95,2 Дж;
Д) 23,6 кДж.
6. Знайдіть роботу, виконану при розширенні об'єму системи на 5л при сталому тиску 720 мм рт ст.:
- А) 479,84 Дж;
Б) 100 ккал;
В) 117,5 ккал;
Г) 48 кДж;
Д) 4798,4 Дж.
7. Визначити тепловий ефект реакції $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + Q$, виходячи з таких даних:
- $\text{Ca} + 1/2\text{O}_2 = \text{CaO} + 152,0 \text{ ккал};$
 $\text{Ca} + \text{O}_2 + \text{H}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 235,8 \text{ ккал};$
 $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}(\text{р}) + 68,3 \text{ ккал.}$
- А) – 64,9 кДж;
Б) 15,2 ккал;
В) 64000 Дж
Г) -15,2 ккал;
Д) 64,9 кДж.
8. Визначити виконану роботу , якщо 130 л водню нагріваючись при сталому тиску 695 мм. рт. ст. займає об'єм 256л:
- А) 11,67 кДж;
Б) 23,251 кДж ;
В) 401 ккал;
Г) 2,787 ккал;
Д) 965 Дж.
9. Обчислити тепловий ефект реакції $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{Si} = 4\text{Fe} + 3\text{SiO}_2 + Q$, знаючи, що теплота утворення Fe_2O_3 дорівнює 196,5 ккал/моль, а SiO_2 дорівнює 205,4 ккал/моль:
- А) 467,2 кДж;
Б) -934,5 кДж;
В) -467,2 кДж;
Г) 934,5 кДж;
Д) 203,2 ккал.

10. Розрахуйте кількість теплоти, що виділиться при ізотермічному стисненні 10 л ідеального газу, взятого при 27°C і тиску 1 атм, якщо об'єм його зменшиться в 10 раз:

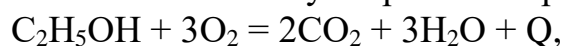
- А) 1542 кал;
- Б) 3156 кал;
- В) 1789 кДж;
- Г) -2329 Дж;
- Д) - 326 Дж.

11. Визначте різницю між Q_p і Q_v при 25°C для реакції:

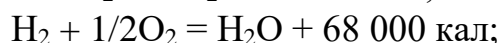
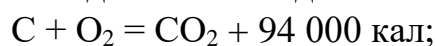


- А) -5 кДж;
- Б) 5 кДж;
- В) 2000 кал;
- Г) -4040 Дж;
- Д) 4325 Дж.

12. Визначити теплоту згорання спирту



виходячи з таких даних:

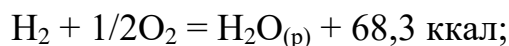
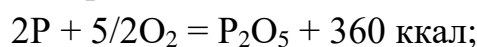


- А) 320 ккал;
- Б) 95,6 ккал;
- В) 400 кДж;
- Г) - 1363 кДж;
- Д) 1363 кДж.

13. Тепловий ефект утворення метану з елементів $Q_p=17,889$ ккал/моль при 25°C. Визначити Q_v вказаної реакції при цій же температурі.

- А) 72,4 кДж/моль;
- Б) 69,9 кДж/моль;
- В) 17,096 ккал/моль;
- Г) 77,4 кДж/моль;
- Д) 79,9 кДж/моль.

14. Визначити тепловий ефект реакції $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3 + Q$, використавши такі дані:



- А) 2028,5 кДж;
- Б) -2028,5 кДж;
- В) -117,6 кДж;
- Г) 484,5 ккал;
- Д) 117,6 кДж.

15. Обчислити теплоту утворення бензену $6C + 3H_2 = C_6H_{6(рід)} + Q$, знаючи,

що теплота згорання водню дорівнює 68 ккал/моль, теплота згорання карбону 94 ккал/моль, а теплота згорання рідкого бензену до вуглекислого газу і води дорівнює 781 ккал/моль:

- А) -54 кДж;
- Б) 54 кДж;
- В) 15 ккал;
- Г) -15 ккал;
- Д) 5109 Дж.

16. Визначити залежність між тепловими ефектами при сталих тиску і об'ємі Q_p і Q_v при 25°C для реакції горіння водню з утворенням рідкої води:

- А) 254 ккал;
- Б) 3476 кДж;
- В) 1859 ккал;
- Г) 7438 Дж;
- Д) 4428 кДж.

7. ПЕРЕЛІК ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ
ДО 2-го ЗМІСТОВОГО МОДУЛЮ
(КЛАСИЧНЕ ТА СУЧАСНЕ ФОРМУЛЮВАННЯ ОСНОВНИХ
ЗАКОНІВ ТЕРМОДИНАМІКИ)

Рівень 1

1. Виберіть умови ізохорно-ізотермічного процесу в термодинаміці:
А) $V=\text{const}$; $P=\text{const}$
Б) $T=\text{const}$; $V=\text{const}$
В) $T=\text{const}$; $P=\text{const}$
Г) $V=\text{const}$; $S=\text{const}$
Д) $S=\text{const}$; $P=\text{const}$

2. Виберіть ознаку залежності значення ΔH^0_{298} реакції від наявності в системі каталізаторів:
А) залежить;
Б) залежить в гомогенних системах;
В) залежить в гетерогенних системах;
Г) не залежить;
Д) залежить в ізольованих системах.

3. Вкажіть тип системи, яка обмінюється з оточуючим середовищем лише енергією:
А) закрита;
Б) відкрита;
В) ізольована;
Г) гомогенна;
Д) гетерогенна.

4. Встановіть за законом Лавуазьє-Лапласа зв'язок теплоти утворення речовини з:
А) термодинамічними параметрами системи;
Б) тепловим ефектом реакції;
В) теплотою розкладу речовини;
Г) температурою;
Д) параметрами стану системи.

5. Вкажіть тип системи, коли в пробірку з розчином HCl занурений шматок металічного натрію:
А) хімічна; гомогенна; відкрита;
Б) хімічна; гетерогенна; відкрита;
В) фізична; гомогенна; відкрита;

- Г) хімічна; гомогенна; закрита;
Д) хімічна; гетерогенна; закрита.
6. Вкажіть прилад для вимірювання теплових ефектів хімічних і біохімічних реакцій:
А) термограф;
Б) термостат;
В) термометр;
Г) калориметр;
Д) калорифер.
7. Виберіть правильне твердження, яке характеризує внутрішню енергію:
А) тепловміст системи в умовах ізохорного процесу;
Б) сума ентальпії і роботи по зміні об'єму;
В) різниця між ентальпією і теплотою;
Г) сума ентальпії і енергії Гібса;
Д) різниця між теплотою і ентальпією.
8. Виберіть вираз, який є термохімічним рівнянням утворення рідкої води:
А) $\text{H}^+(\text{p}) + \text{OH}^-(\text{p}) = \text{H}_2\text{O}(\text{p}) - 55,8 \text{ кДж}$;
Б) $2\text{H}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{p}) - 285,8 \text{ кДж}$;
В) $\text{H}^+(\text{r}) + \text{OH}^-(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{p}) - 55,8 \text{ кДж}$;
Г) $\text{H}_2(\text{r}) + 1/2\text{O}_2(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{p}) - 285,8 \text{ кДж}$;
Д) $\text{H}_2(\text{p}) + 1/2\text{O}_2(\text{p}) = \text{H}_2\text{O}(\text{p}) - 285,8 \text{ кДж}$.
9. Виберіть правильне твердження, яке характеризує ентальпію:
А) тепловміст системи в умовах ізохорного процесу;
Б) сума внутрішньої енергії і енергії Гібса;
В) різниця між внутрішньою енергією і роботою по зміні об'єму;
Г) теплота, підведена до системи в умовах ізобарного процесу;
Д) різниця між теплотою і внутрішньою енергією.
10. Вкажіть особливості системи, яка знаходиться в стаціонарному стані:
А) відсутність в системі будь-яких градієнтів;
Б) відсутність обміну з оточуючим середовищем речовиною;
В) відсутність обміну з оточуючим середовищем енергією;
Г) безперервний обмін з оточуючим середовищем речовиною та енергією;
Д) безперервний обмін з оточуючим середовищем речовиною.

11. Вкажіть умови, які прийняті за стандартні в термодинаміці:
- А) $t = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 760$ мм рт ст.;
 - Б) $T = 298$ К, $P = 101,3$ кПа;
 - В) $t = 25^{\circ}\text{C}$, $P = 1$ атм;
 - Г) $t = 20^{\circ}\text{C}$, $P = 760$ мм рт ст.;
 - Д) $T = 289$ К, $P = 101,3$ кПа.
12. Вкажіть термодинамічний процес, для якого тепловий ефект реакції дорівнює зміні ентальпії:
- А) ізотермічний;
 - Б) ізохорний;
 - В) ізобарний;
 - Г) адіабатний;
 - Д) ізоентропійний.
13. Вкажіть математичний вираз першого закону термодинаміки:
- А) $Q = \Delta U + A$;
 - Б) $Q = \Delta U - A$;
 - В) $\Delta U = Q + A$;
 - Г) $\Delta U = A - Q$;
 - Д) $A = \Delta U - Q$.
14. Вкажіть термодинамічний процес, для якого тепловий ефект реакції дорівнює зміні внутрішньої енергії в системі:
- А) ізотермічний;
 - Б) ізохорний;
 - В) ізобарний;
 - Г) адіабатний;
 - Д) ізоентропійний.

Рівень 2

1. Визначити тепловий ефект реакції $C + 1/2O_2 = CO$ при сталому тиску, якщо тепловий ефект цієї реакції при сталому об'ємі $Q_v = 26$ ккал/моль при температурі $20^\circ C$:
А) 107,6 кДж;
Б) 253,2 Дж;
В) 1746 кДж;
Г) 421,9 кал;
Д) 75 лДж.
2. Розрахуйте теплоту утворення ферум сульфїду, якщо при взаємодїї 2,1 г феруму із сульфуром видїлилось 0,867 ккал:
А) 0,135 кДж;
Б) 28,12 ккал;
В) 105,8 кДж;
Г) 35,6 ккал;
Д) 96,8 кДж.
3. Довести, що для реакцій $C + O_2 = CO_2$; $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ теплові ефекти при сталому тиску Q_p відповідно дорівнюють тепловим ефектам при сталому об'ємі Q_v .
А) $\Delta n = 1$;
Б) $\Delta n = 0$;
В) $\Delta n = -1$;
Г) $\Delta n_1 = -1$; $\Delta n_2 = 0$;
Д) $\Delta n_1 = 1$; $\Delta n_2 = 0$.
4. Визначити виконану роботу, якщо газ при нагріванні за сталого тиску 755 мм рт ст. розширюється від 2 м^3 до 7 м^3 :
А) 623,1 кДж;
Б) 503,2 кДж;
В) 50,32 кДж;
Г) 107,5 ккал;
Д) 346,2 кДж.
5. Визначити теплоту утворення $\Delta H_{Ca(OH)_2}$ при температурі $18^\circ C$, якщо відомо, що середня величина ΔH для реакції $CaO_{(т)} + H_2O_{(р)} = Ca(OH)_2$ рівна $\Delta H = -63,848$ кДж/моль, а теплоти утворення $\Delta H_{H_2O} = -286,060$ кДж/моль, $\Delta H_{CaO} = -635,131$ кДж/моль.

- А) -246,12 кДж/моль;
 Б) 547,238 кДж/моль;
 В) -985,039 кДж/моль;
 Г) 47,5 кДж/моль;
 Д) 1036 кДж/моль.
6. Розрахуйте кількість роботи в джоулях при розширенні 100г CO₂ від об'єму 50л до об'єму 175л при 17⁰С:
 А) 249 Дж;
 Б) 1746 Дж;
 В) 1,2 кДж;
 Г) 647 Дж;
 Д) 7551 Дж.
7. Визначте роботу, яку виконує 200 г повітря, що знаходиться під тиском 12 атм і займає об'єм 80 л, якщо об'єм газу при сталому тиску збільшується у два рази:
 А) 280 кДж;
 Б) 346 кДж;
 В) 671 кДж;
 Г) 569 кДж;
 Д) 124 кДж.
8. Розрахуйте роботу, яку виконають 12 кг водню при підвищенні температури на 12⁰ при сталому тиску:
 А) 147,2 кДж;
 Б) 598,6 кДж;
 В) 1023,5 кДж;
 Г) 68,5 кДж;
 Д) 549,9 кДж.
9. Визначте різницю між Q_p і Q_v при 25⁰С для реакції:
 $2\text{SO}_{2(\text{газ})} + \text{O}_{2(\text{газ})} = 2\text{SO}_{3(\text{газ})}$.
 А) 2,5 кДж;
 Б) 3,0 кДж;
 В) 551 кал;
 Г) 2525 Дж;
 Д) 2576 Дж.
10. Визначте різницю між Q_p і Q_v при 25⁰С для реакції:
 $\text{N}_{2(\text{газ})} + 3\text{H}_{2(\text{газ})} = 2\text{NH}_{3(\text{газ})}$.
 А) 5 кДж;

- Б) 6 кДж;
- В) 2000 кал;
- Г) 4040 Дж;
- Д) 4325 Дж.

11. Знайти зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 20 г спирту при температурі його кипіння. Захована теплота пароутворення спирту при його температурі кипіння $\lambda = 205$ кал/г. Питомий об'єм пари $v = 607$ мл/г (об'ємом рідини знехтувати):

- А) 15,9 кДж;
- Б) 26,5 кДж;
- В) 174 кДж;
- Г) 623,43 кДж
- Д) 259,1 кДж.

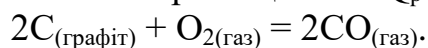
12. Визначити виконану роботу (в джоулях), якщо газ зайняв об'єм 25 л внаслідок нагрівання 1,5 л азоту при сталому тиску 755 мм. рт. :

- А) 1673 кДж;
- Б) 54,2 кДж;
- В) 344,5 кДж;
- Г) 964 Дж;
- Д) 2365 Дж.

13. Визначте зміну внутрішньої енергії при випаровуванні 100 г води при 20°C, вважаючи, що водяна пара підлягає законам ідеальних газів і що об'єм рідини незначний порівняно з об'ємом пари. Захована теплота пароутворення води $\lambda = 585$ кал/г:

- А) 47,56 кДж;
- Б) 632 ккал;
- В) 231,4 кДж;
- Г) 1025 Дж;
- Д) 59,35 кДж.

14. Визначте різницю між Q_p і Q_v при 25°C для реакції:



- А) 2,5 кДж;
- Б) -2,5 кДж;
- В) 2000 кал;
- Г) -2000 кал;
- Д) 4325 Дж.

8. ПЕРЕЛІК ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ
ДО 3-го ЗМІСТОВОГО МОДУЛЮ
(ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНІ МЕТОДИ ТА ТЕОРЕТИЧНІ
РОЗРАХУНКИ ОСНОВНИХ ТЕРМОДИНАМІЧНИХ ВЕЛИЧИН)

Рівень 1

1. Виберіть термодинамічну функцію, яку називають вільною енергією Гельмгольца:
А) G ;
Б) S ;
В) F ;
Г) H ;
Д) U .

2. Вкажіть правильне твердження щодо можливості однозначного висновку про реальну можливість протікання реакції за стандартних умов на основі зменшення енергії Гібса:
А) так, завжди можливо;
Б) так, але при відповідних умовах;
В) ні, не можливо;
Г) ні, тільки принципова можливість;
Д) потрібні додаткові дані про механізм реакції.

3. Виберіть термодинамічну функцію, яку називають вільною енергією Гібса:
А) U ;
Б) F ;
В) S ;
Г) H ;
Д) G .

4. Виберіть твердження, яке характеризує ентропію як одну з основних термодинамічних функцій:
А) розсіювання енергії;
Б) тепловміст системи;
В) ізоляція системи;
Г) безладдя в системі;
Д) збереження енергії.

5. Вкажіть критерій, який є мірою енергії Гібса (ізобарно-ізотермічний потенціал):

- А) внутрішня енергія;
 Б) розсіяна енергія;
 В) загальний запас енергії;
 Г) кінетична енергія;
 Д) енергія, яку можна використати для виконання роботи.
6. Вкажіть фактор, який визначає можливість протікання процесу розкладу етанолу за реакцією: $C_2H_5OH_{(p)} \rightarrow C_2H_4_{(r)} + H_2O_{(p)}$
- А) ентропійний;
 Б) ентальпійний;
 В) агрегатний;
 Г) кінетичний;
 Д) ентропійний та ентальпійний.
7. Виберіть умови ізобарно-ізоентропійного процесу в термодинаміці:
- А) $V=const; P=const$;
 Б) $PV=const; S=const$;
 В) $T=const; P=const$;
 Г) $V=const; S=const$;
 Д) $S=const; P=const$.
8. Вкажіть, не проводячи розрахунків, для яких з наведених процесів ентропія зростає:
- А) $C_{(графіт)} + CO_{2(r)} = 2CO_{(r)}$;
 Б) $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} = 2Cl_{2(r)} + 2H_2O_{(r)}$;
 В) $H_{2(r)} + Cl_{2(r)} = 2HCl_{(r)}$;
 Г) $NaCl_{(к)} \rightarrow NaCl_{(p)}$;
 Д) $N_{2(r)} + 3H_{2(r)} = 2NH_{3(r)}$.
9. Виберіть умови ізохорно-ізоентропійного процесу в термодинаміці:
- А) $V=const; P=const$;
 Б) $T=const; V=const$;
 В) $T=const; P=const$;
 Г) $V=const; S=const$;
 Д) $S=const; P=const$.
10. Вкажіть умови, за яких ентропія простих речовин теоретично може дорівнювати нулю:
- А) нормальні;
 Б) стандартні;
 В) при температурі абсолютного нуля;
 Г) при нормальній температурі;

Д) при нормальному тиску.

11. Виберіть формулу, за якою практично вираховують зміну ентропії хімічних реакцій:

А) $\Delta S = \sum S_{\text{прод.}} - \sum S_{\text{вих.р.}}$;

Б) $\Delta S = \sum S_{\text{вих.р.}} - \sum S_{\text{прод.}}$;

В) $\Delta S = \sum S_{\text{вих.р.}} + \sum S_{\text{прод.}}$;

Г) $\Delta S = R \ln W$;

Д) $\Delta S = R \ln(W_2/W_1)$.

12. Вкажіть умови, при яких хімічна реакція можлива при будь-яких температурах:

А) $\Delta H < 0, \Delta S < 0, \Delta G < 0$;

Б) $\Delta H < 0, \Delta S > 0, \Delta G < 0$;

В) $\Delta H < 0, \Delta S < 0, \Delta G = 0$;

Г) $\Delta H > 0, \Delta S < 0, \Delta G > 0$;

Д) $\Delta H > 0, \Delta S > 0, \Delta G > 0$.

13. Виберіть умову самодовільного протікання хімічної реакції:

А) $\Delta G > 0$;

Б) $\Delta G = 0$;

В) $\Delta G < 0$;

Г) $\Delta G \leq 0$;

Д) $\Delta G \geq 0$.

14. Вкажіть правильне твердження стосовно можливості визначення абсолютної величини вільної енергії Гібса:

А) не можливо;

Б) можливо;

В) можливо за нормальних умов;

Г) можливо експериментально;

Д) не можливо за певних умов.

Рівень 2

1. Знайти різницю ентропії 1г води і 1г льоду при 0°C і 1 атм. Прихована теплота топлення дорівнює 80 кал/г.
А) 0,3 кал/град;
Б) 3,42 кал/град;
В) 1,23 Дж/град;
Г) 14,29 Дж/град;
Д) 1,32 Дж/град.
2. Визначити максимально можливий термічний коефіцієнт корисної дії для паротурбінної установки, якщо максимально можлива температура нагріву пари дорівнює 550°C , мінімальна температура, з якою пара залишає турбіну – 25°C :
А) 63,8%;
Б) 95,4%;
В) 14,2%;
Г) 37,1%;
Д) 4,38%.
3. Знайдіть к.к.д. ідеальної машини Карно, яка одержує пару при 250°C і випускає її при 40° :
А) 84%;
Б) 48%;
В) 56%;
Г) 40,97%;
Д) 40,15%.
4. Визначте зміну ентропії при плавленні одного молю оцтової кислоти, якщо її нормальна температура плавлення дорівнює $16,6^{\circ}\text{C}$, а теплота плавлення 46,3 кал/г:
А) 5,36 Дж/моль;
Б) 0,04 кДж/моль;
В) 17,2 кДж/моль;
Г) 0,91 Дж/моль;
Д) 1,23 кДж/моль.
5. Визначте максимально можливий термічний к.к.д. двигуна, який працює за циклом Карно, знаючи, що максимальна температура газів у двигуні внутрішнього згорання дорівнює 1800°C , а мінімальна температура, з якою газу залишають циліндр машини, дорівнює 300°C :
А) 72,36%;

- Б) 26,17%;
- В) 83,33%;
- Г) 50,15%;
- Д) 35,62%.

6. Знайдіть зміну ентропії при плавленні 1 кг свинцю, якщо прихована теплота плавлення свинцю дорівнює 5,5 кал/г, а його температура плавлення рівна $327,4^{\circ}\text{C}$:
- А) 70,34 Дж/град;
 - Б) 38,4 Дж/град;
 - В) 16,8 кал/град;
 - Г) 9,06 кал/град;
 - Д) 38,4 кДж/град.
7. Визначте, скільки тепла передається ідеальній машині Карно і скільки віддається машиною назад за цикл, якщо вона працює між 350°C і 50°C і дає 8000 кал роботи за цикл:
- А) 176 Дж; 57 Дж;
 - Б) 69,5 кДж; 36 кДж;
 - В) 13,6 Дж; 44,2 кДж;
 - Г) 34,95 кДж; 201 Дж;
 - Д) 923 Дж; 85 кДж.
8. Знайдіть зміну ентропії при нагріванні 1 г рідкого хлору від -50°C до -40°C , якщо питома теплоємність рідкого хлору $c=0,223$ кал/г·град:
- А) 5,67 Дж/г·град;
 - Б) 1,20 Дж/г·град;
 - В) 0,04 Дж/г·град;
 - Г) 286,1 кал/г·град;
 - Д) 0,91 Дж/г·град.
9. Визначте зміну ентропії 12 г кисню, який охолоджується від 20°C до -40°C , а тиск одночасно при цьому підвищується від 1 до 60 атм (для кисню $C_p=6,97$ кал/моль·град):
- А) -946 кал/град;
 - Б) -32,4 Дж/град;
 - В) 47,35 Дж/град;
 - Г) 129,3 кДж/град;
 - Д) -15 Дж/град.
10. Визначте, скільки тепла передається ідеальній машині Карно і скільки віддається машиною назад за цикл, якщо вона працює між 927°C і 127°C і дає 22,2 к кал роботи за цикл:
- А) 176 Дж; 57 Дж;
 - Б) 139,35 кДж; 46,4 кДж;

- В) 13,6 Дж; 44,2 кДж;
- Г) 34,95 кДж; 201 Дж;
- Д) 923 Дж; 85 кДж.

11. Визначте коефіцієнт корисної дії ідеальної машини Карно, що одержує пару при 140°C і випускає її при 105°C :

- А) 72,3%;
- Б) 26,1%;
- В) 83,3%;
- Г) 8,5%;
- Д) 35,6%.

12. Визначте зміну ентропії 42 г азоту, який охолоджується від 150°C до 20°C , а тиск одночасно при цьому підвищується від 5 до 25 атм (для азоту $C_p=0,248$ кал/моль·град):

- А) -946 кал/град;
- Б) $-32,4$ Дж/град;
- В) $47,35$ Дж/град;
- Г) $129,3$ кДж/град;
- Д) -41 Дж/град.

13. Визначте роботу (в кДж), яка витрачається на здійснення зворотного циклу Карно, коли від тепловіддавача, що має температуру 0°C , віднімається 100 ккал і передається теплоприймачу, що має температуру 77°C :

- А) 5,67 кДж;
- Б) 92 кДж;
- В) 0,04 кДж;
- Г) 286,1 кДж;
- Д) 0,31 кДж.

14. Розрахуйте зміну ентропії для 1 кг повітря при нагріванні його від -50°C до $+50^{\circ}\text{C}$, якщо тиск при цьому змінюється від 10 до 1 атм (для повітря $C_p=0,240$ кал/моль·К):

- А) 0,3 кал/град;
- Б) 342 кал/град;
- В) 1,23 Дж/град;
- Г) 672 Дж/град;
- Д) 1,32 Дж/град.

9. ПЕРЕЛІК ТЕСТОВИХ ЗАВДАНЬ
ДО 4-ГО ЗМІСТОВОГО МОДУЛЮ
(ЗАСТОСУВАННЯ ТЕРМОДИНАМІКИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК
ДЛЯ РОЗВ'ЯЗАННЯ ДЕЯКИХ ПРОМИСЛОВИХ ПРОБЛЕМ)

Рівень 1

1. Вкажіть формулу, за якою можна розрахувати зміну енергії Гібса:
А) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$;
Б) $\Delta G = \Delta U + P\Delta V$;
В) $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$;
Г) $\Delta G = H + T\Delta S$;
Д) $\Delta F = \Delta H - T\Delta V$.

2. Виберіть умови ізохорно-ізотермічного процесу в термодинаміці:
А) $V = \text{const}$; $P = \text{const}$;
Б) $T = \text{const}$; $V = \text{const}$;
В) $T = \text{const}$; $P = \text{const}$;
Г) $V = \text{const}$; $T = \text{const}$;
Д) $S = \text{const}$; $P = \text{const}$.

3. Виберіть умови ізобарно-ізотермічного процесу в термодинаміці:
А) $V = \text{const}$; $P = \text{const}$;
Б) $T = \text{const}$; $V = \text{const}$;
В) $T = \text{const}$; $P = \text{const}$;
Г) $V = \text{const}$; $T = \text{const}$;
Д) $S = \text{const}$; $P = \text{const}$.

4. Вкажіть процес, для якого ентропія зростає:
А) випаровування спирту;
Б) замерзання води;
В) перетворення графіту в алмаз;
Г) перетворення білого фосфору в чорний;
Д) сублимація йоду.

5. Вкажіть формулу, за якою можна розрахувати зміну енергії Гельгольца:
А) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$;
Б) $\Delta G = \Delta U + P\Delta V$;
В) $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$;
Г) $\Delta G = H + T\Delta S$;
Д) $\Delta F = \Delta H - T\Delta V$.

6. Вкажіть рядок, в якому перераховані лише характеристичні функції:
- А) U, H, G, P, V;
 - Б) U, H, G, F, S;
 - В) P, V, T, C, S;
 - Г) G, F, T, C, H;
 - Д) S, C, H, G, F.
7. Вкажіть рядок, в якому перераховані лише термодинамічні потенціали:
- А) U, H, G, P;
 - Б) U, H, G, F;
 - В) P, V, T, C;
 - Г) G, F, T, C;
 - Д) S, C, H, G.
8. Виберіть формулу, за якою практично вираховують зміну енергії Гібса хімічних реакцій:
- А) $\Delta G = \Sigma \Delta G_{\text{прод.}} - \Sigma \Delta G_{\text{вих.р.}}$;
 - Б) $\Delta G = \Sigma \Delta G_{\text{вих.р.}} - \Sigma \Delta G_{\text{прод.}}$;
 - В) $\Delta G = \Sigma \Delta G_{\text{вих.р.}} + \Sigma \Delta G_{\text{прод.}}$;
 - Г) $\Delta G = R \ln W$;
 - Д) $\Delta G = R \ln(W_2/W_1)$.
9. Вкажіть термодинамічний потенціал, який найчастіше застосовується на практиці:
- А) U;
 - Б) H;
 - В) T;
 - Г) G;
 - Д) F.
10. Вкажіть формулу, яка є математичним виразом 2-го закону термодинаміки:
- А) $Q = \Delta U + A$;
 - Б) $Q = \Delta U - A$;
 - В) $\Delta U = T \Delta S - A$;
 - Г) $\Delta S = Q/T$;
 - Д) $A = \Delta U - Q$.
11. Вкажіть характеристичну функцію, яка не є термодинамічним потенціалом:

- А) U;
- Б) H;
- В) S;
- Г) G;
- Д) F.

12. Вкажіть формулу, яка відображає об'єднане рівняння 1-го і 2-го законів термодинаміки:

- А) $Q = \Delta U + A$;
- Б) $Q = \Delta U - A$;
- В) $\Delta U = T \Delta S - A$;
- Г) $\Delta S = Q/T$;
- Д) $A = \Delta U - Q$.

13. Встановіть характер, який властивий для 1-го закону термодинаміки:

- А) ймовірний;
- Б) абсолютний;
- В) кінетичний;
- Г) термодинамічний;
- Д) фізичний.

14. Вкажіть величину або величини, для яких можна розрахувати абсолютне значення:

- А) U;
- Б) H;
- В) S;
- Г) G;
- Д) F.

Рівень 2

1. Знайдіть різницю ентропії 1 г води при 0°C і 100°C (тиск 1 атм), вважаючи, що теплоємність води стала і рівна 1:
А) 5,6;
Б) 0,312;
В) 55,67;
Г) 0,874;
Д) 2,3.
2. Розрахуйте кількість тепла, відданого теплоприймачу при 200°C ідеальною машиною Карно, яка працює між 200°C і 300°C і при цьому перетворює в роботу 20 ккал:
А) 5,67 кДж;
Б) 92 кДж;
В) 69 кДж;
Г) 286,1 кДж;
Д) 0,31 кДж.
3. Знайдіть зміну ентропії при нагріванні 1 кг заліза від 100°C до 150°C , якщо питома теплоємність заліза в межах температур $0-200^{\circ}\text{C}$ дорівнює 0,116 кал/г·град:
А) -946 кал/град;
Б) -32,4 Дж/град;
В) 47,35 Дж/град;
Г) 129,3 кДж/град;
Д) 61,1 Дж/град.
4. Розрахуйте ΔG^0 реакції $\text{C}_{(\text{гр.})} + \text{CO}_{2(\text{г})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$ і встановіть чи можлива дана реакція при 1700 К, якщо константа рівноваги даної реакції при вказаній температурі рівна 2,4:
А) 5,67 кДж; не можлива;
Б) -92 кДж; можлива;
В) 69 кДж; не можлива;
Г) -12,4 кДж; можлива;
Д) 0,31 кДж; можлива.

5. Визначити максимально можливий термічний коефіцієнт корисної дії для паротурбінної установки, якщо максимально можлива температура нагріву пари дорівнює 620°C , мінімальна температура, з якою пара залишає турбіну – 47°C :
- А) 65,6%;
 - Б) 95,4%;
 - В) 14,2%;
 - Г) 37,1%;
 - Д) 4,38%.
6. Знайдіть зміну ентропії при охолодженні 5г алюмінію від 0°C до -100°C , якщо середня питома теплоємність алюмінію в даному інтервалі температур дорівнює $0,194 \text{ кал/г}\cdot\text{град}$:
- А) -946 кал/град ;
 - Б) $-32,4 \text{ Дж/град}$;
 - В) $47,35 \text{ Дж/град}$;
 - Г) $129,3 \text{ кДж/град}$;
 - Д) $-1,85 \text{ Дж/град}$.
7. Розрахуйте зміну ентропії при нагріванні 0,7 моль моноклінної сірки від 25°C до температури плавлення 119°C при тиску 1 атм ($C_p(S_{\text{тв}})=23,64 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$):
- А) $46,7 \text{ Дж/К}$;
 - Б) $4,54 \text{ Дж/К}$;
 - В) $35,23 \text{ Дж/К}$;
 - Г) $134,9 \text{ Дж/К}$;
 - Д) $55,4 \text{ Дж/К}$.
8. Знайдіть к.к.д. ідеальної машини Карно, яка одержує пару при 350°C і випускає її при 20° :
- А) 84%;
 - Б) 48%;
 - В) 53%;
 - Г) 40,97%;
 - Д) 40,15%.
9. Розрахуйте зміну ентропії при плавленні 0,7 моль моноклінної сірки при тиску 1 атм (питома теплота плавлення рівна $45,2 \text{ Дж/г}$, температура плавлення сірки рівна 119°C):
- А) $46,7 \text{ Дж/К}$;
 - Б) $4,54 \text{ Дж/К}$;
 - В) $35,23 \text{ Дж/К}$;
 - Г) $134,9 \text{ Дж/К}$;
 - Д) $2,58 \text{ Дж/К}$.

10. Визначте максимально можливий термічний к.к.д. двигуна, який працює за циклом Карно, знаючи, що максимальна температура газів у двигуні внутрішнього згорання дорівнює 1650°C , а мінімальна температура, з якою газ залишають циліндр машини, дорівнює 180°C :
- А) 76,4%;
 - Б) 26,17%;
 - В) 83,33%;
 - Г) 50,15%;
 - Д) 35,62%.
11. Розрахуйте зміну ентропії 1 молю бензену при плавленні його при $5,49^{\circ}\text{C}$, якщо теплота плавлення дорівнює 30,2 кал/г:
- А) 12,3 Дж/моль·К;
 - Б) 35,4 Дж/моль·К;
 - В) -43,7 Дж/моль·К;
 - Г) 67,2 Дж/моль·К;
 - Д) 11,4 Дж/моль·К.
12. Визначте коефіцієнт корисної дії ідеальної машини Карно, що одержує пару при 320°C і випускає її при 55°C :
- А) 44,7%;
 - Б) 26,1%;
 - В) 83,3%;
 - Г) 8,5%;
 - Д) 35,6%.
13. Розрахуйте зміну ентропії 1 молю води при випаровуванні її при 25°C , якщо теплота випаровування при цій температурі дорівнює 10,52 к кал/г:
- А) 12,3 Дж/моль·К;
 - Б) 35,4 кДж/моль·К;
 - В) -43,7 Дж/моль·К;
 - Г) 2,66 кДж/моль·К;
 - Д) 11,4 кДж/моль·К.
14. Визначте роботу (в кДж), яка витрачається на здійснення зворотного циклу Карно, коли від тепловіддавача, що має температуру 5°C , віднімається 135 ккал і передається теплоприймачу, що має температуру 97°C :
- А) 5,67 кДж; Б) 92 кДж; В) 0,04 кДж; Г) 286,1 кДж; Д) 141 кДж.

**10. ТЕОРЕТИЧНІ ПИТАННЯ КУРСУ,
ЯКІ ВІНОСЯТЬСЯ НА САМОСТІЙНЕ ВИВЧЕННЯ**

№ з/п	Назва теми (завдання)
1	Характеристичні функції. Умови рівноваги. Термодинамічні потенціали ідеальних та реальних газів. Різні способи вираження хімічного потенціалу.
2	Диференційні вирази Пфаффа. Протікання процесів в ізольованій системі. Метод Каратеодорі.
3	Хімічна рівновага. Хімічна рівновага в гетерогенній системі. Знаходження складу реагентів при рівновазі. Підбір оптимальних умов процесу. Комбінування рівноваг.
4	Залежність константи рівноваги від температури. Рівняння ізобари. Тепловий закон Нернста. Хімічна стала в реакціях між кристалічними речовинами. Наближене рівняння Нернста. Ентропійний спосіб розрахунку констант рівноваги.
5	Визначення ентальпій утворення за значеннями ентальпій згорання, ентальпій згорання органічних речовин в газоподібному та пароподібному станах, ентальпій утворення за теплотами реакцій та рівноважними даними.
6	Розрахунки температурної залежності ентропії. Розрахунки рівноважного складу газової суміші.
7	Термохімія вуглеводнів. Нафтохімія.
8	Термодинаміка виробництва стиролу, синтезу акрілонітрилу та хлористого вінілу. Розрахунки термодинамічних параметрів реакції Гаттермана-Коха.

Самостійна робота над навчальною дисципліною також включає: опрацювання теоретичних основ прослуханого лекційного матеріалу; вивчення окремих тем питань, що передбачені для самостійного опрацювання; поглиблене вивчення літератури на задану тему та пошук додаткової інформації; підготовка до лабораторних занять; систематизацію вивченого матеріалу перед заліком, тощо.

**11.ПЕРЕЛІК ТЕОРЕТИЧНИХ ПИТАНЬ,
ЯКІ ВІНОСЯТЬСЯ НА ЗАЛІК
З КУРСУ «ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»**

1. Предмет та метод хімічної термодинаміки.
2. Місце хімічної термодинаміки серед інших дисциплін.
3. Історія виникнення хімічної термодинаміки.
4. Термодинамічні системи, їх властивості.
5. Рівняння стану ідеальних газів, його аналіз.
6. Рівняння стану реальних газів, їх аналіз.
7. Характеристичні функції, умови рівноваги.
8. Термодинамічні потенціали ідеальних та реальних газів.
9. Різні способи вираження хімічного потенціалу.
10. Принцип термічної рівноваги.
11. Практичне застосування хімічної термодинаміки.
12. Внутрішня енергія як термодинамічна функція.
13. Аналітичний вираз та класичне формулювання першого закону термодинаміки.
14. Теплоємність.
15. Ентальпія як термодинамічна функція.
16. Аксиоматика Каратеодорі.
17. Сучасне формулювання першого закону термодинаміки.
18. Емпірична температура.
19. Протікання процесів в ізольованій системі.
20. Класичне формулювання другого закону термодинаміки.
21. Ентропія, її визначення і аналітичний вираз.
22. Ентропія — теплова координата стану.
23. Метод Карно-Клаузіуса.
24. Метод Каратеодорі.
25. Зміна ентропії - як критерій напрямленості термодинамічних процесів.
26. Ентропія необоротних процесів.
27. Зміна ентропії при нагріванні системи.
28. Вплив тиску на ентропію.
29. Другий закон термодинаміки для квазістатичних процесів.
30. Емпіричне визначення внутрішньої енергії, ентропії і температури.
31. Вимірювання гранично низьких температур.
32. Поширення другого закону термодинаміки на відкриті системи і хімічні реакції.
33. Загальне формулювання другого закону термодинаміки.
34. Холодильні машини і теплові насоси як приклад вирішення спеціальних технічних проблем на основі другого закону термодинаміки.

35. Робота зворотніх та незворотніх процесів.
36. Аналітичний вираз та фізичний зміст енергії Гельмгольца.
37. Уявлення про максимально корисну роботу.
38. Фізичний зміст енергії Гібса.
39. Умови рівноваги в ізохорно-ізотермічних та ізобарно-ізотермічних умовах.
40. Схема загальної умови рівноваги. Хімічна рівновага.
41. Рівняння ізотерми хімічної реакції.
42. Залежність константи рівноваги K_p від температури. Рівняння ізобари.
43. Хімічна рівновага в гетерогенній системі.
44. Гетерогенні рівноваги. Правило фаз Гібса.
45. Знаходження складу реагентів при рівновазі.
46. Підбір оптимальних умов процесу.
47. Комбінування рівноваг.
48. Тепловий закон Нернста.
49. Хімічна стала в реакціях між кристалічними речовинами.
50. Наближене рівняння Нернста.
51. Ентропійний спосіб розрахунку констант рівноваги.
52. Діаграми стану однокомпонентних систем.
53. Рівняння Клаузіуса-Клапейрона.
54. Діаграми стану двокомпонентних систем.
55. Трикомпонентні системи.
56. Ідеальні розчини. Закон Рауля.
57. Реальні розчини. Відхилення від закону Рауля.
58. Закони Коновалова.
59. Розрахунки теплоємності газів на основі статистичної механіки.
60. Розрахунки теплоємності рідин.
61. Теоретична оцінка теплоємності твердих речовин.
62. Калориметричне визначення теплових ефектів хімічних реакцій.
63. Визначення ентальпії утворення за значеннями ентальпії згорання.
64. Визначення ентальпії згорання речовин методом бомбової калориметрії.
65. Визначення ентальпії згорання органічних речовин в газоподібному та пароподібному станах.
66. Визначення ентальпії утворення за теплотами реакцій та рівноважними даними.
67. Визначення ентальпії фазових переходів та випаровування.
68. Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій на основі закону Гесса.
69. Розрахунки ентропії поступального руху, кипіння, плавлення, змішування.
70. Розрахунки температурної залежності ентропії.
71. Визначення енергії Гібса хімічної реакції.
72. Розрахунки рівноважного складу газової суміші.
73. Термохімія вуглеводнів.

74. Хімічна термодинаміка вуглеводнів.
75. Значення вуглеводнів у термодинамічному методі аналізу.
76. Закономірності зміни термодинамічних властивостей вуглеводнів.
77. Нафтохімія. Одержання хімічних сполук із метану.
78. Виробництво стиrolу.
79. Синтез акрілонітрілу та хлористого вінілу.
80. Термодинаміка синтезу метанолу.
81. Виробництво формальдегіду з метанолу.
82. Термодинаміка виробництва оцтової кислоти.
83. Розрахунки термодинамічних параметрів реакції Гаттермана-Коха.
84. Використання термодинаміки при підборі каталізаторів: уявлення Голодця і Ройтера; Макісіма, Іонеда і Сайто; Баландіна.

12. СТРУКТУРА ЗАЛІКОВОГО ВАРІАНТУ ЗАВДАННЯ
З КУРСУ «ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА»

Заліковий білет №

Варіант містить два теоретичні питання, які оцінюються по 22 бали кожне та 16 тестів 2-х рівневого ступеня складності. Перші 8 тестів (1-8) оцінюються по 2 бали кожне завдання. Наступні 8 тестів (9-16) оцінюються по 5 балів. Максимальна кількість можливих набраних балів складає 100.

Тести містять одну або кілька правильних відповідей

Теоретичні питання

1. Предмет та метод хімічної термодинаміки.
2. Розрахунки теплоємності газів на основі статистичної механіки.

Тести

1. Вкажіть, до груп яких параметрів відноситься маса речовини (m) та її об'єм (V):
А) екстенсивних;
Б) інтенсивних;
В) термохімічних;
Г) фізичних;
Д) хімічних.
2. Виберіть ознаки термохімічного рівняння:
А) стехіометричні коефіцієнти і агрегатний стан речовини;
Б) агрегатний стан речовини і зміна ентальпії;
В) агрегатний стан речовини і зміна внутрішньої енергії;
Г) стехіометричні коефіцієнти і зміна ентропії;
Д) реакція протікає при високій температурі.
3. Виберіть умови ізохорно-ізотермічного процесу в термодинаміці:
А) $V=\text{const}$; $P=\text{const}$
Б) $T=\text{const}$; $V=\text{const}$
В) $T=\text{const}$; $P=\text{const}$
Г) $V=\text{const}$; $S=\text{const}$
Д) $S=\text{const}$; $P=\text{const}$.
4. Виберіть ознаку залежності значення ΔH_{298}^0 реакції від наявності в системі каталізаторів:
А) залежить;
Б) залежить в гомогенних системах;
В) залежить в гетерогенних системах;
Г) не залежить;

- Д) залежить в ізольованих системах.
5. Виберіть термодинамічну функцію, яку називають вільною енергією Гельмгольца:
А) G ; Б) S ; В) F ; Г) H ; Д) U .
6. Вкажіть правильне твердження щодо можливості однозначного висновку про реальну можливість протікання реакції за стандартних умов на основі зменшення енергії Гібса:
А) так, завжди можливо;
Б) так, але при відповідних умовах;
В) ні, не можливо;
Г) ні, тільки принципова можливість;
Д) потрібні додаткові дані про механізм реакції.
7. Вкажіть формулу, за якою можна розрахувати зміну енергії Гібса:
А) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$;
Б) $\Delta G = \Delta U + P\Delta V$;
В) $\Delta F = \Delta U - T\Delta S$;
Г) $\Delta G = H + T\Delta S$;
Д) $\Delta F = \Delta H - T\Delta V$.
8. Виберіть умови ізохорно-ізотермічного процесу в термодинаміці:
А) $V = \text{const}$; $P = \text{const}$;
Б) $T = \text{const}$; $V = \text{const}$;
В) $T = \text{const}$; $P = \text{const}$;
Г) $V = \text{const}$; $T = \text{const}$;
Д) $S = \text{const}$; $P = \text{const}$.
-
9. Знайдіть різницю ентропії 1 г води при 0°C і 100°C (тиск 1 атм), вважаючи, що теплоємність води стала і рівна 1:
А) 5,6;
Б) 0,312;
В) 55,67;
Г) 0,874;
Д) 2,3.
10. Розрахуйте кількість тепла, відданого теплоприймачу при 200°C ідеальною машиною Карно, яка працює між 200°C і 300°C і при цьому перетворює в роботу 20 ккал:
А) 5,67 кДж;
Б) 92 кДж;
В) 69 кДж;

- Г) 286,1 кДж;
- Д) 0,31 кДж.

11. Визначити виконану роботу, якщо 0,5 м³ кисню нагріваючись при сталому тиску 740 мм. рт. ст. займає об'єм 5 м³:

- А) 560,5 кДж;
- Б) 345,4 ккал;
- В) 443,9 кДж;
- Г) 746,2 кал;
- Д) 127 кДж.

12. Визначити тепловий ефект реакції $C + 1/2O_2 = CO$ при сталому тиску, якщо тепловий ефект цієї реакції при сталому об'ємі $Q_v = 26$ ккал/моль при температурі 20°C:

- А) 107,6 кДж;
- Б) 253,2 Дж;
- В) 1746 кДж;
- Г) 421,9 кал;
- Д) 75 лДж.

13. Розрахуйте теплоту утворення ферум сульфїду, якщо при взаємодії 2,1 г феруму із сульфуром виділилось 0,867 ккал:

- А) 0,135 кДж;
- Б) 28,12 ккал;
- В) 105,8 кДж;
- Г) 35,6 ккал;
- Д) 96,8 кДж.

14. Знайти різницю ентропії 1г води і 1г льоду при 0°C і 1 атм. Прихована теплота топлення дорівнює 80 кал/г.

- А) 0,3 кал/град;
- Б) 3,42 кал/град;
- В) 1,23 Дж/град;
- Г) 14,29 Дж/град;
- Д) 1,32 Дж/град.

15. Визначити максимально можливий термічний коефіцієнт корисної дії для паротурбінної установки, якщо максимально можлива температура нагріву пари дорівнює 550°C, мінімальна температура, з якою пара залишає турбіну – 25°C:

- А) 63,8%;
- Б) 95,4%;
- В) 14,2%;
- Г) 37,1%;
- Д) 4,38%.

16. Розрахуйте кількість теплоти (в кДж), що виділиться при згоранні 1 м³ ацетилену (н.у), якщо тепловий ефект реакції дорівнює 786 кДж:

- А) 25580;
- Б) 30560;
- В) 35090;
- Г) 28055;
- Д) 31095

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Аудиторна, самостійна та індивідуальна робота студентів забезпечується всіма навчально-методичними засобами, необхідними для вивчення навчальної дисципліни чи окремої теми: підручниками, навчальними та навчально-методичними посібниками, методичними рекомендаціями (вказівками), практикумами, конспектами лекцій, навчально-лабораторним обладнанням, електронно-обчислювальною технікою, науковою літературою та періодичними виданнями.

Основна література

Підручники

1. В. Гомонай, О.Гомонай. Фізична хімія. Ч. 1. Хімічна термодинаміка.- Ужгород: Мистецька лінія, 2000.292с.
2. Гомонай В.І., Гомонай О.В. Фізична хімія.- Ужгород: ВАТ “Патент”, 2004.712с.

Допоміжна література

Навчальні посібники та монографії

1. Дзямко В.М. Спец практикум з хімічної термодинаміки. Навчально-методичний посібник для студентів хімічного факультету, Ужгород, 1998.- 71с.
2. Янчук О.М., Марчук О.В. Фізична хімія. Збірник задач: посібник для вузів.- Луцьк: ЛДТУ, 2005. 332с.
3. Янчук О.М., Марчук О.В. Фізична хімія. Хімічна та статистична термодинаміка: конспект лекцій для студентів факультету хімії, екології та фармації. Луцьк, 2020. 132с.

Періодичні видання

1. Український хімічний журнал (Інститут загальної та неорганічної хімії ім.В.І. Вернадського НАН України)

Інформаційні ресурси в мережі Інтернет

1. www.nbuv.gov.ua(бібліотека ім.В.І.Вернадського)
2. www.mon.gov.ua (МОНМС України)

ДЛЯ НОТАТОК

ДЛЯ НОТАТОК

Підписано до друку 12.04.2023 р. Формат 60x90/16
Папір друкарський. Друк різнографічний.
Наклад 100 прим.

Розтиражовано з готових оригінал-макетів
ПП Роман О.І.
м. Ужгород, пл. Ш.Петефі, 34/1
Тел.: 050 977 16 56