

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДОНБАСЬКА ДЕРЖАВНА МАШИНОБУДІВНА АКАДЕМІЯ

**ОРГАНІЗАЦІЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА
З ДИСЦИПЛІНИ «ФІЗИЧНА ХІМІЯ ТА АНАЛІТИЧНИЙ
КОНТРОЛЬ МЕТАЛУРГІЙНОГО ВИРОБНИЦТВА»**

(для студентів спеціальності 7.090405)

студент _____
група _____
_____ семестр _____ навчальний рік

Краматорськ 2006

ББК 24.5
УДК 541.1(07)
П – 54

Рецензенти:

Просьяник О.В., д.х.н, професор, завідувач кафедри охорони праці Українського державного хіміко-технологічного університету.

Євграфова Н.І., к.т.н., доцент кафедри хімії та охорони праці Донбаської державної машинобудівної академії.

Поляков О.Є., Кузнєцов А.А.

П 54 Організація самостійної роботи студента з дисципліни «Фізична хімія та аналітичний контроль металургійного виробництва» (для студентів спеціальності 7.090405). – Друге вид., стереотипне.– Краматорськ: ДДМА, 2006. – 96 с.

ISBN 5-7763-2050-X

Наведені робочий план лабораторних та практичних занять з фізичної хімії та аналітичного контролю металургійного виробництва, питання робочої програми, вправи та задачі для самостійної підготовки. Наведені порядок оформлення розрахункового завдання, 18 контрольних питань, 88 варіантів розрахункового завдання, розрахунок термодинамічних параметрів реакції взаємодії водяної пари з вуглецем, заготівки звітів про лабораторні роботи, термодинамічні властивості деяких простих та складних речовин, список літератури.

ЗАТВЕРДЖЕНО

на засіданні кафедри хімії та охорони праці
Протокол № 10 від 23.03.2004 р.

ISBN 5-7763-2050-X

ББК 24.5
© О.Є.Поляков,
А.А.Кузнєцов, 2006

© ДДМА, 2004
© ДДМА, 2006

ЗМІСТ

ЗАГАЛЬНІ ВКАЗІВКИ	5
РОБОЧИЙ ПЛАН ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ	6
РОБОЧИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	9
ПИТАННЯ РОБОЧОЇ ПРОГРАМИ	10
ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ	15
Перший закон термодинаміки	15
Другий закон термодинаміки	16
Правило фаз	17
Хімічна рівновага	17
Розчини	18
Електрохімія	20
Хімічна кінетика	21
ВИКОНАННЯ РОЗРАХУНКОВОЇ РОБОТИ	23
Таблиця варіантів розрахункового завдання	25
Питання до розрахункового завдання	27
Приклад розрахунку термодинамічних параметрів реакції взаємодії водяної пари з вуглецем при температурі 1500 к	28
ЗОШИТ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	41
Робота 1. Визначення теплоємності металу	41
Робота 2. Визначення теплоти розчинення солі	43
Робота 3. Визначення ентропії міді	45
Робота 4. Термічний аналіз сплавів	47
Робота 5. Визначення теплоти випаровування рідини	49
Робота 6. Визначення константи рівноваги реакції	51
Робота 7. Визначення теплоти утворення твердого розчину	54
Робота 8. Визначення розчинності твердої речовини	56
Робота 9. Визначення верхньої критичної температури розчинення	57
Робота 10. Визначення коефіцієнту розподілу третього компоненту між двома рідинами	58
Робота 11. Визначення молекулярної маси криоскопічним методом	60
Робота 12. Визначення ступеню та константи дисоціації оцтової кислоти	62
Робота 13. Визначення розчинності карбонату кальцію	64
Робота 14. Визначення електрорушійної сили гальванічного елемента	65
Робота 15. Визначення електродного потенціалу	67
Робота 16. Визначення константи швидкості хімічної реакції	70
Робота 17. Визначення енергії активації хімічної реакції	72
Робота 18. Адсорбція оцтової кислоти активованим вугіллям	75
Робота 19. Визначення вмісту заліза в залізному дроті	77
Робота 20. Визначення вмісту карбонату та бікарбонату при їх сумісній присутності	79

Робота 21. Визначення вмісту нікелю в сталях фотоколориметричним методом	83
Робота 22. Потенціометричне визначення вмісту марганцю в сталях	84
Робота 23. Визначення вмісту вуглецю в сплавах	86
ДОДАТОК	87
ЛІТЕРАТУРА	95

ЗАГАЛЬНІ ВКАЗІВКИ

Навчання у вищому навчальному закладі передбачає значний обсяг самостійної роботи студентів (приблизно 40 % робочого часу), що виконується у вільний від занять час.

Мета цього видання – організувати і направити в потрібне русло самостійну роботу студентів.

За даним курсом передбачено у III та IV семестрах по 34 години лекцій, 17 годин лабораторних робіт та 17 годин практичних занять. У кінці III семестру студенти отримують залік, у кінці IV семестру складають іспит.

Правильно організована самостійна робота дозволяє студентові придбати глибокі та міцні знання з мінімальною витратою робочого часу. Досвід свідчить, що більшість студентів молодших курсів не вміють організувати свою самостійну роботу, використовувати навчальну літературу, готуватися до лабораторних та практичних занять.

Цілеспрямована та ефективна самостійна робота можлива за наявності у студентів робочих планів лабораторних та практичних занять, де вказано сторінки пропонованих підручників. Такий план наведено в першому розділі цього посібника. Цей розділ включає також питання робочої програми для підготовки до іспиту та задачі й вправи для самостійного розв'язання. Питання для підготовки до іспиту складені відповідно до робочої програми з курсу “Фізична хімія та аналітичний контроль металургійного виробництва”.

У III семестрі робочою програмою передбачено виконання індивідуальної розрахункової роботи, вимоги до якої (а також приклад виконання) наведені в другому розділі цього видання.

Третій розділ являє собою зошит з лабораторних робіт, який в ході навчання студент заповнює експериментальними даними, розрахунками та висновками.

Таким чином, студентові надається можливість вільно планувати та організувати свою самостійну роботу з курсу “Фізична хімія та АКМВ” відповідно до розкладу учбових занять.

Таблиця 1 – Робочий план практичних занять

Номер	Тема занять	План занять	Номери вправ для аудитор- них занять	Домаш- нє за- дання
1	2	3	4	5
1-	Практ. 1. Перший за- кон термо- динаміки	1 Основні поняття термодинамі- ки 2 Перший закон термодинаміки 3 Робота ідеального газу 4 Теплоємність	1,4,7,9 [2, с.11- 16]	2,6,10 [2, с.11- 17]
2	Практ. 2. Термохімія	1 Теплові ефекти хімічних реак- цій 2 Закон Гесса 3 Теплоти утворення, згоряння, розчинення речовин	17,19,21, 25 [2, с. 22- 23]	18,20,2 2 [2, с.22- 23]
3	Практ. 3. Закон Кірхгофа	1 Залежність теплового ефекту від температури	27,29,30 [2,с. 26- 27]	28,30,3 4 [2,с. 26- 29]
4	Практ. 4. Другий за- кон термо- динаміки	1 Другий закон термодинаміки 2 Оборотні та необоротні проце- си 3 Ентропія	1,5,8,10 [2, с. 34- 36]	2,7,9 [2, с. 34-36]
5	Практ. № 5. Термоди- намичні по- тенціали	1 Енергія Гельмгольца (ізохорно- ізотермічний потенціал) 2 Енергія Гіббса (ізобарно- ізотермічний потенціал)	11,13,15, 16 [2,с. 40- 41]	12,14,1 9 [2,с. 40- 41]
6	Практ. 6. Фазові рів- новаги	1 Правило фаз 2 Компонент, фаза, ступінь віль- ності 3 Термічний аналіз 4 Термодинаміка фазових пере- творень	1,4,7,13, 20 [2,с.75- 85]	11,17,1 8 [2,с.75- 85]

Продовження таблиці 1

1	2	3	4	5
7	Практ. 7. Хімічна рівновага	1 Константа хімічної рівноваги 2 Зміщення рівноваги 3 Рівняння ізотерми хімічної реакції	1,4,7,13, 20, [2,с. 42-56]	2,8,21,26 [2,с. 48-56]
8	Практ. 8. Розрахунок константи хімічної рівноваги	1 Рівняння ізобари хімічної реакції 2 Залежність константи хімічної рівноваги від температури 3 Розрахунок константи хімічної рівноваги за термічними даними	32,33,39, 41,46 [2,с. 62-70]	35,40,42 [2,с. 62-70]
9	Практ. 9. Способи вираження складу розчинів	1 Масовий процент 2 Мольна доля 3 Розчинність газів 4 Закон Генрі	1, 3, 6, 10, 14 [2,с. 85-93]	2,4,7 [2,с. 85-93]
10	Практ. 10. Ідеальні розчини	1 Закон Рауля 2 Підвищення температури кипіння розчину 3 Зниження температури замерзання розчину 4 Закон розподілу Нернста	17, 21, 24, 30, 37 [2,с. 93-108]	22,25,31 [2,с. 93-108]

Продовження таблиці 1

1	2	3	4	5
11	Практ.11. Термодинаміка розчину	1 Ентальпія бінарного розчину 2 Енергія Гіббса утворення бінарного розчину 3 Ентропія утворення бінарного розчину 4 Активність, леткість 5 Коефіцієнт активності	58, 61, 64, 68, [2,с. 108-115]	55,63,66 [2,с. 108-115]
12	Практ. 12. Електропровідність та активність електроліту	1 Ступінь дисоціації 2 Константа дисоціації 3 Абсолютна швидкість руху іонів 4 Числа переносу 5 Питома та еквівалентна електропровідність 6 Активність електроліту	1, 3, 5, 6, 9, 11, 13 [2, с. 122-128]	4,8,12 [2,с. 122-128]
13	Практ. 13. Робота та ЕРС гальванічного елемента	1 Робота гальванічного елемента 2 ЕРС гальванічного елемента 3 Електродний потенціал 4 Рівняння Нернста	22,24,25, 27,31,35 [2,с. 128-138]	28,29,36 [2,с. 128-136]
14	Практ. 14. Термодинаміка гальванічного елемента	1 Енергія Гіббса окисно-відновної реакції 2 Тепловий ефект реакції 3 Температурний коефіцієнт ЕРС 4 Константа рівноваги реакції	39, 41, 42, 44 [2,с. 139-141]	40,45,46 [2, с. 139-141]
15	Практ. 15. Електроліз, поляризація	1 Хімічна поляризація 2 Концентраційна поляризація 3 Потенціал розкладу електроліту 4 Потенціал виділення речовини	50,52,56, 58,60 [2,с. 141-146]	53,54,51 [2,с. 141-146]

Продовження таблиці 1

1	2	3	4	5
16	Практ. 16. Швидкість хімічної реакції	1 Істинна швидкість реакції 2 Середня швидкість реакції 3 Закон діючих мас 4 Константа швидкості реакції 5 Реакції першого та другого порядку	1, 2, 5, 8, 11, 12 [2, с. 152-154]	6,10,13 [2, с. 152-154]
17	Практ. 17. Залежність швидкості реакції від температури	1 Рівняння Арреніуса 2 Енергія активації реакції 3 Правило Вант-Гоффа	14,20, 31, 37 [2, с. 155-164]	15,17,21 [2, с. 155-164]

Таблиця 2 – Робочий план лабораторних робіт

Номер	Тема роботи	Література
1	2	3
1	Визначення теплоємності металу	[3,с. 3 – 11]
2	Визначення теплоти розчинення солі	[3,с. 11 – 20]
3	Визначення ентропії міді	[3,с. 20 – 27]
4	Термічний аналіз сплавів	[3,с. 27 – 37]
5	Визначення теплоти випаровування рідини	[3,с. 37 – 43]
6	Визначення константи рівноваги реакції	[3,с. 43 – 49]
7	Визначення теплоти утворення твердого розчину	[3,с. 49 – 55]
8	Визначення розчинності твердої речовини	[3,с. 55 – 59]
8	Колоквіум	[7,с.1 – 121]

Продовження таблиці 2

IV семестр

1	2	3
9	Визначення коефіцієнту розподілу третього компонента між двома рідинами	[4,с. 4 – 9]
10	Визначення ступеня та константи дисоціації оцтової кислоти	[4,с. 16 – 24]
11	Визначення електродного потенціалу	[4,с.38 – 46]
12	Визначення константи швидкості хімічної реакції	[4,с. 46 – 52]
13,14	Визначення заліза гравіметричним методом	[5,с. 14 – 32]
15	Визначення карбонату та бікарбонату у суміші об'ємним методом	[5,с. 32 – 42]
16	Визначення нікелю у сталях	[5,с. 57 – 59]

ПИТАННЯ РОБОЧОЇ ПРОГРАМИ

1 Значення фізичної хімії для розвитку металургійної та хімічної промисловості. Методи фізичної хімії (термодинамічний, квантовий, молекулярно-статистичний).

2 Предмет хімічної термодинаміки. Найважливіші поняття термодинаміки (система, фаза, рівновага, параметри процесу та стану системи, внутрішня енергія, ентальпія, робота).

3 Перший закон термодинаміки та його аналітичний вираз. Робота розширення ідеального газу. Термодинамічні процеси.

4 Теплоємність. Істинна та середня теплоємність. Залежність теплоємності від температури. Теплоємність ідеальних газів (C_p та C_v) та органічних сполук. Експериментальне визначення теплоємності.

5 Екзотермічні та ендотермічні процеси. Теплові процеси при $P = \text{const}$ та $V = \text{const}$. Співвідношення між ізобарним та ізохорним тепловим ефектом. Закон Гесса. Застосування закону. Термохімічні рівняння.

6 Теплота утворення сполук. Теплота згоряння сполук. Теплотворність палива. Теплота розчинення кристалогідрату, теплота гідратації та загальна теплота розчинення безводної солі. Стандартні умови. Визначення теплового ефекту реакції.

7 Залежність теплового ефекту реакції від температури. Виведення формули Кірхгофа, закон Кірхгофа. Інтегрування формули Кірхгофа при $\Delta C_p = \text{const}$ та $\Delta C_p = f(T)$.

8 Оборотні та необоротні процеси. Рівновага. Напрямок термодинамічних процесів. Фактор ємності та фактор інтенсивності. Другий закон термодинаміки. Коефіцієнт корисної дії.

9 Ентропія та її збільшення в ізольованій системі. Умова перебігу необоротного процесу в ізольованій системі. Умова рівноваги. Статистична природа ентропії.

10 Аналітичний вираз першого та другого законів термодинаміки. Максимальна робота. Залежність внутрішньої енергії від ентропії та об'єму. Залежність ентальпії від ентропії та тиску.

11 Ізохорний потенціал (енергія Гельмгольца). Максимальна робота, зв'язана енергія. Залежність енергії Гельмгольца від об'єму та температури. Умова рівноваги.

12 Ізобарний потенціал (енергія Гіббса). Максимальна корисна робота. Залежність енергії Гіббса від тиску та температури. Умова рівноваги. Співвідношення між W_p та W_v .

13 Співвідношення між термодинамічними функціями. Повні диференціали термодинамічних функцій. Часткові похідні термодинамічних функцій. Рівняння Гіббса-Гельмгольца.

14 Хімічний потенціал компонента. Умова переходу компонента з однієї фази до іншої. Умова перебігу необоротної реакції. Умова рівноваги.

15 Рівновага. Принцип зміщення рівноваги Ле Шательє-Брауна. Напрямок зміщення рівноваги в залежності від температури, тиску та концентрації реагуючих речовин.

16 Компонент. Число незалежних компонентів системи. Ступінь вільності системи. Число ступенів вільності системи. Фаза. Прості та складні фази. Правило фаз. Виведення правила фаз.

17 Діаграма стану однокомпонентної системи. Число фаз та число ступенів вільності системи. Потрійна точка. Діаграма плавкості двокомпонентної системи. Число фаз та число ступенів вільності системи. Металеві двокомпонентні системи. Евтектика, евтектична точка.

18 Залежність тиску пару від температури. Теплота фазового переходу речовини. Виведення рівняння Клаузіуса-Клапейрона. Інтегрування рівняння для системи рідина-пар.

19 Хімічна рівновага. Хімічний та термодинамічний методи виведення закону діючих мас. Константа рівноваги. Способи виразу константи рівноваги. Константа рівноваги гетерогенної реакції.

20 Рівняння ізотерми хімічної реакції, його виведення. Максимальна корисна робота. Напрямок перебігу реакції в залежності від складу системи. Умова рівноваги.

21 Хімічна спорідненість. Енергія Гіббса реакції. Стандартні умови. Спорідненість елементів до кисню.

22 Стандартний стан розчинених та газоподібних речовин. Спорідненість елементів до кисню. Умова окислення металів у залізних розплавах. Легуючі та розкислюючі метали.

23 Тиск дисоціації карбонатів. Залежність температури розкладу карбонату від парціального тиску вуглекислого газу. Нормальна температура розкладу карбонату. Тиск дисоціації оксидів. Умова окислення металів на повітрі.

24 Залежність константи рівноваги від температури. Виведення рівнянь ізобари та ізохори хімічної реакції. Інтегрування цих рівнянь в залежності від умов ($\Delta C_p = 0$; $\Delta C_p = \text{const}$; $\Delta C_p = f(T)$).

25 Теплова теорема Нернста. Суть та наслідки теплової теореми. Постулат Планка. Абсолютна величина ентропії речовини. Обчислення ентропії речовини. Обчислення ентропії фазових перетворень та хімічних процесів.

26 Розрахунок константи рівноваги. Способи обчислення енергії Гіббса реакції. Енергія Гіббса утворення речовини. Тепловий ефект реакції та ентропія реакції. Метод Тьомкіна-Шварцмана. Метод Володимирова.

27 Загальна характеристика розчинів. Гідратна теорія розчинів Д.І.Менделєєва. Способи вираження складу розчинів. Мольна доля. Молярність, моляльність, масовий відсоток, нормальність.

28 Термодинаміка ідеального розчину. Парціальна мольна величина компоненту. Хімічний потенціал компоненту. Ентропія та енергія Гіббса утворення розчину. Ентальпія розчину.

29 Розчинність газів в рідинах. Закон Генрі. Коефіцієнт Генрі. Розчин-

ність газів в рідких металах. Рівняння Сівертса.

30 Розчинність твердих речовин в рідинах. Закон розподілу Нернста-Шилова. Коефіцієнт розподілу. Екстракція. Виведення рівняння екстракції. Очищення рідких металів від сірки та фосфору шлаком.

31 Взаємна розчинність рідин, рідких металів. Крива розшарування. Критична температура розчинності.

32 Відносне зниження тиску пари розчинника над розчином. Закон Рауля. Ідеальні розчини. Загальний тиск пари над розчином, його залежність від складу розчину.

33 Поняття про температуру замерзання розчину. Кріоскопічна стала розчинника. Зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння розчину. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини.

34 Реальні розчини з додатними та від'ємними відхиленнями. Фактори, що викликають утворення реальних розчинів.

35 Реальні розчини. Активність. Коефіцієнт активності, стандартний стан. Методи визначення коефіцієнту активності.

36 Електроліти. Особливості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Закон розведення Оствальда. Визначення ступеню та константи дисоціації слабого електроліту.

37 Активність та коефіцієнт активності електроліту та його іонів. Середня активність електроліту. Іонна сила розчину електроліту.

38 Електропровідність розчинів. Абсолютна швидкість іонів. Рухливість та число переносу іонів. Питома та еквівалентна електропровідність. Еквівалентна електропровідність нескінченно розбавленого розчину.

39 Різниця потенціалів на поверхні метал-розчин. Подвійний електричний шар. Електродний потенціал. Нормальний (стандартний) електродний потенціал. Рівняння Нернста. Ряд напруги металів.

40 Робота та ЕРС гальванічного елемента. Окисно-відновні процеси, що відбуваються під час роботи гальванічного елемента. Оборотні та необоротні гальванічні елементи. Рівняння Нернста для гальванічного елемента.

41 Термодинаміка гальванічного елемента. Максимальна корисна робота. Виведення рівняння Нернста. Стандартна ЕРС елемента. Константа рівноваги окисно-відновлювальної реакції. Температурний коефіцієнт ЕРС елемента.

42 Основні типи електродів. Оборотні та необоротні електроди. Електроди першого та другого роду. Окисно-відновні електроди.

43 Водневий електрод. Будова та робота водневого електрода. Потенціал водневого електрода. Нормальний (стандартний) потенціал водневого електрода, його застосування. Будова, робота, потенціал каломельного електрода, його застосування. Базові електроди.

44 Необоротність електродних процесів. Поляризація електродів. Хімічна та концентраційна поляризація. Потенціал розкладу електроліту. Потенціал виділення (або розчинення) речовини. Перенапряга на електродах під час електролізу.

45 Концентраційні гальванічні елементи. Робота та ЕРС елемента. Будова, робота та призначення елемента Вестона.

46 Сорбція, її різновиди. Адсорбція газів. Рівняння Фрейнліха. Ізотерма адсорбції Лангмюра. Адсорбція з розчинів. Ізотерма адсорбції Гіббса. Значення адсорбції.

47 Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції. Середня та істинна швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції.

48 Молекулярність реакції. Порядок реакції. Реакції першого порядку. Залежність концентрації реагуючих речовин від часу. Період піврозпаду.

49 Реакції другого порядку. Виведення кінетичного рівняння. Залежність концентрації реагуючих речовин від часу. Визначення порядку реакції. Метод підстановки, графічний метод.

50 Залежність швидкості реакції від температури. Виведення рівняння Ареніуса. Енергія активації реакції. Активні молекули. Відносна кількість активних молекул. Температурний коефіцієнт швидкості реакції. Правило Вант-Гоффа.

51 Каталіз. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Теорія каталізу. Значення каталізу.

52 Основні стадії гетерогенного процесу. Дифузія. Роль поверхні розподілу фаз. Кінетика розчинення твердої речовини в рідині. Дифузний шар. Виведення рівняння Щукарева. Константи швидкості розчинення.

53 Теорія активних зіткнень. Загальна кількість зіткнень молекул в залежності від концентрації та температури. Загальна кількість зіткнень активних молекул. Питома швидкість реакції. Фактор вірогідності. Метод перехідного стану. Ентропія активації.

54 Методи якісного аналізу. Аналітичні реакції. Зовнішні ефекти аналітичних реакцій. Умови проведення аналітичних реакцій. Ідентифікація металургійних об'єктів. Методи розділення та концентрування.

55 Гравіметричний метод. Аналітичні операції методу. Розрахунок наважки.

56 Об'ємний аналіз. Титрування. Нормальність та титр розчину. Кислотно-лужне титрування. Індикатори.

57 Методи окислювання-відновлення. Еквіваленти речовин в РОВ. Перманганометрія. Йодометрія. Комплексонометрія.

58 Фізико-хімічні методи аналізу. Електрогравіметрія. Полярографія.

59 Фотоколориметричний аналіз. Операції методу. Закон Бугера-Ламберта-Бера.

60 Фізичні методи аналізу. Класифікація та коротка характеристика. Емісійний спектральний аналіз. Якісний та кількісний аналіз сплавів.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ

Перший закон термодинаміки

1 Визначити q , A та ΔU для випаровування 0,18 кг рідкої води при сталому тиску $1,01325 \cdot 10^5$ Па та сталій температурі 373 К, якщо відомо, що за цих умов теплота випаровування води дорівнює 40,965 кДж/моль. Вважати пару ідеальним газом. Об'ємом рідини знехтувати.

Відповідь: $4,096 \cdot 10^5$ Дж; $3,098 \cdot 10^4$ Дж; $3,784 \cdot 10^5$ Дж.

2 Яка кількість теплоти виділиться під час ізотермічного стискання $0,1 \text{ м}^3$ ідеального газу, взятого при температурі 298 К і тиску $1,01325 \cdot 10^5$ Па, якщо його об'єм зменшиться в 10 разів ?

Відповідь: 23,33 кДж.

3 Визначити істинну теплоємність заліза при температурі 298 К. Мольна теплоємність заліза визначається рівнянням

$$C_p = 14,11 + 29,73 \cdot 10^{-3} T + 1,8 \cdot 10^5 T^{-2}.$$

Відповідь: 24,997 Дж/(моль·К).

4 Визначити середню питому теплоємність заліза в інтервалі температур від 290 до 373 К. Мольна теплоємність заліза визначається рівнянням

$$C_p = 14,11 + 29,73 \cdot 10^{-3} T + 1,8 \cdot 10^5 T^{-2}.$$

Відповідь: 438,8 Дж/(кг·К).

5 Визначити ентальпію згоряння СО в стандартних умовах, якщо відомо, що в цих умовах ентальпії утворення СО та СО₂ відповідно дорівнюють -110,598 і -393,777 кДж/моль.

Відповідь: -283,179 кДж/моль.

6 Обчислити ентальпію утворення води з водню та кисню при $V = \text{const}$ і $T = 298$ К, якщо ентальпія утворення води при $P = \text{const}$ і $T = 298$ К дорівнює -296,034 кДж/моль.

Відповідь: -282,318 кДж/моль.

7 Обчислити кількість теплоти, яка виділяється при відновленні 1 кг Fe₃O₄ алюмінієм. Ентальпії утворення Fe₃O₄ та Al₂O₃ відповідно дорівнюють -1122 і -1675,6 кДж/моль.

Відповідь: 4,802 кДж.

Другий закон термодинаміки

8 Обчислити зміну ентропії при нагріванні 11,87г олова від 298 до 498 К. Мольна теплоємність олова відображається рівнянням:

$$C_p = 18,51 + 26,38 \cdot 10^{-3} T.$$

Відповідь: 1,478 Дж/К.

9 Визначити ΔS_{298}^0 для реакції $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$. Стандартні ентропії H₂, O₂ та H₂O_(г) відповідно дорівнюють 306,74; 205,16 та 188,74 Дж/(моль·К).

Відповідь: 541,106 Дж/К.

10. Визначити зміну енергії Гіббса при ізотермічному стисканні 10 л кисню, взятому при тиску $1,01325 \cdot 10^5$ Па та температурі 273 К. Кінцевий тиск дорівнює 1,01325 МПа.

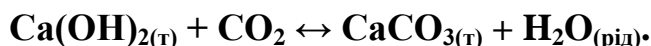
Відповідь: 2,334 кДж.

11 Обчислити стандартну зміну енергії Гіббса при температурі 298 К для реакції $\text{C}_{(\text{гр})} + \text{CO}_2 \rightarrow 2\text{CO}$. Стандартні енергії Гіббса для CO та CO_2 відповідно дорівнюють $-137,7$ та $-394,8$ кДж/моль.

Відповідь: 119,4 кДж.

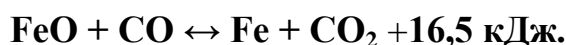
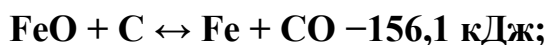
Правило фаз

12 Визначити число незалежних компонентів, число фаз і число ступенів вільності системи



Відповідь: 3, 4, 1.↔

13 Оксид заліза (II) відновлюють коксом або CO:



В який бік зміститься кожна рівновага при: а) збільшенні тиску; б) підвищенні температури ?

14 Тиск водяної пари при температурі 298 К дорівнює 3077,13 Па. Визначити середнє значення теплоти випаровування води в інтервалі температур від 298 до 373 К.

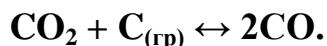
Відповідь: 43,06 кДж/моль.

Хімічна рівновага

15 При температурі 2000 К і тиску $1,0135 \cdot 10^5$ Па ступінь дисоціації водяної пари дорівнює 0,55 %. Визначити K_p та K_c для реакції $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

Відповідь: $8,42 \cdot 10^{-3}$ Па; $5,082 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

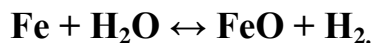
16 Взаємодія вуглекислого газу з вуглецем відбувається за рівнянням



За температури 1400 К і тиску $3 \cdot 10^6$ Па рівноважна суміш містить 7 об.% CO_2 . Визначити K_p і K_c .

Відповідь: $3,71 \cdot 10^7$ Па; 3,188 моль/л.

17 Залізо і водяна пара реагують за рівнянням



За температури 1000 К і тиску $1,01325 \cdot 10^5$ Па рівноважний парціальний тиск водню дорівнює $0,7195 \cdot 10^5$ Па. Визначити K_p реакції.

Відповідь: 2,45.

18 Визначити нормальну спорідненість етилену до водню за температурі 873 К, якщо при цій температурі константа рівноваги реакції $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ K_p дорівнює $2,86 \cdot 10^4 \text{ Па}^{-1}$.

Відповідь: $-24,45 \text{ кДж}$.

19 Хімічна спорідненість заліза до кисню за реакцією $2\text{Fe} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{FeO}$ при температурі 1000 К дорівнює $-393,295 \text{ кДж/моль O}_2$. Визначити тиск (пружність) дисоціації FeO при цій температурі.

Відповідь: $2,95 \cdot 10^{-16} \text{ Па}$.

20 Визначити константу рівноваги реакції $\text{SnO}_2 + 2\text{CO} \leftrightarrow \text{Sn} + 2\text{CO}_2$ при температурі 298 К, якщо стандартні енергії Гіббса утворення SnO_2 , CO та CO_2 відповідно дорівнюють $-520,8$, $-137,7$ та $-394,8 \text{ кДж/моль}$.

Відповідь: 14,32.

Розчини

21 Визначити масові та мольні відсотки компонентів у шлаку, виготовленому з 28 кг FeO , 17 кг Fe_2O_3 , 40 кг CaO і 45 кг SiO_2 .

Відповідь: 21,54; 13,07; 30,77; 34,62%; 20; 6; 36; 38 мол. %.

22 При охолодженні 100 кг розплаву Cu-Mg , що вміщує 10 мас. % Cu , від 893 до 758 К кількість міді в розплаві збільшується до 30,7 мас. %. Визначити кількість магнію, що закристалізувався.

Відповідь: 67,5 кг.

23 Повітря, що складається з 78 об. % азоту та 22 об. % кисню, міститься над водою. Обчислити склад (в об. %) газової суміші, розчиненій у воді при температурі 274 К та загальному тиску $1,01325 \cdot 10^5$ Па. Розчинність азоту та кисню при температурі 274 К відповідно дорівнюють 0,024 та 0,049 нл/л.

Відповідь: 63,45 об. %; 36,55 об. %.

24 У прилад с гарячим об'ємом 0,6 нл введено 0,02634 нл азоту. Визначити мольний відсоток азоту, розчиненого в 0,0368 кг заліза при температурі 2000 К, якщо рівноважний тиск азоту дорівнює $3,86 \cdot 10^{-3} \text{ Па}$.

Відповідь: $2,13 \cdot 10^{-2}$ мол.%. .

25 Тиск пари над чистим свинцем при температурі 1358 К дорівнює $5,58 \cdot 10^3$ Па. Визначити тиск пари свинцю над розплавом, виготовленим з 20,719 кг свинцю і 1,079 кг срібла.

Відповідь: $5,072 \cdot 10^3$ Па.

26 Визначити при температурі 1700К загальний тиск пари над рідким розплавом, що містить 50 мол.% нікелю та 50 мол.% заліза, якщо тиск пари над чистим нікелем і залізом при цій температурі відповідно дорівнює 0,665 і 0,501 Па.

Відповідь: 0,583 Па.

27 Визначити температуру початку кипіння рідкого залізного сплаву, що містить 4 мас.% вуглецю. Температура кипіння чистого заліза 3043 К; теплота випаровування заліза 304,8 кДж/моль.

Відповідь: 3091,97 К.

28 Розчинення свинцю в золоті знизило температуру кристалізації останнього на 63 К. Визначити масовий відсоток розчиненого свинцю. Кріоскопічна стала золота дорівнює 226 К·кг/моль.

Відповідь: 5,46 мас.%. .

29 Температура плавлення чистого заліза 1808 К, його теплота плавлення 15,5 кДж/моль . Визначити температуру початку кристалізації чавуну, що містить 4,3 мас.% вуглецю.

Відповідь: 1441,4 К.

30 Температура початку кристалізації кобальту з розплаву Co-P з концентрацією фосфору 0,5 мас.% дорівнює 1751 К. Температура кристалізації чистого кобальту 1766 К, а теплота плавлення кобальту 15,919 кДж/моль. Визначити атомну масу фосфору.

Відповідь: 32,02 а.о.м.

31 Початкова кількість фосфору в металі електроплавки дорівнює 0,06%. Коефіцієнт розподілу фосфору між шлаком та металом дорівнює 60. Маса металу 50 т. Визначити вміст фосфору в металі після екстракції: а) порцією шлаку 15 т; б) двома порціями шлаку по 7,5 т.

Відповідь: 0,0031 та 0,0006 %.

32 Початкова кількість сірки в металі мартенівської плавки 0,09 %. Визначити концентрацію сірки в металі після одно- та двократної екстракції шлаком. Коефіцієнт розподілу сірки між шлаком та металом 6,043. Маса металу 220 т, маса шлаку 18 т.

Відповідь: 0,063 та 0,057 %.

33 Визначити коефіцієнт розподілу сірки між шлаком та металом. Шлак вміщує 11,1 % SiO₂, 13,2 % FeO, 4,5 % Fe₂O₃, 9,4 % Al₂O₃, 7,1 % MnO, 43,9 % CaO, 9,0 % MgO, 1,2 % P₂O₅. Вважати, що шлак складається з сполук 2CaO·SiO₂, CaO·Al₂O₃, 3CaO·P₂O₅, CaO·Fe₂O₃ та вільного CaO.

Коефіцієнт розподілу

$$K = 0,5 + 2,25(n_{\text{FeO}} + 3n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}) \frac{4n_{\text{CaO}} + 2,5n_{\text{MnO}}}{n_{\text{FeO}} + 3n_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} + 1.$$

Відповідь: 6,59.

34 Змішано 0,5 молей речовини А з 0,3 молями речовини В при температурі 300 К. Визначити зміну ентропії та енергії Гіббса, якщо відомо, що компоненти А та В утворюють ідеальний розчин.

Відповідь: 4,4 Дж/К та -1,32 кДж.

35 Тиск насиченої пари магнію над розплавом Mg-Si, що вміщує 0,224 мольних часток магнію, при температурі 1000 К дорівнює 40 Па. Тиск насиченої пари рідкого магнію при цій температурі дорівнює 1500 Па. Визначити активність та коефіцієнт активності магнію в розплаві.

Відповідь: 0,027 і 0,121.

36 За даними тиску насиченої пари міді над розплавами Fe-Cu при температурі 1823 К визначити значення активності та коефіцієнта активності міді:

N_{Cu} : 1,00; 0,883; 0,467. $P_{\text{Cu}} \cdot 10^2$ Па: 7,29; 6,72; 5,98.

Відповідь: 0,992; 0,823; 1,04; 1,76.

Електрохімія

37 У розчині NH₄Cl число переносу аніона Cl⁻ дорівнює 0,491. Визначити абсолютну швидкість та рухливість катіону NH₄⁺, якщо еквівалентна електропровідність розчину NH₄Cl при нескінченному розведенні дорівнює 14,9·10⁻² м²/(Ом·екв).

Відповідь: 7,58·10⁻² м²/(Ом·екв); 7,85·10⁻⁸ м²/(В·с).

38 Визначити активність та середню активність $\text{La}(\text{NO}_3)_3$ в 0,01 моляльному розчині, якщо середній коефіцієнт активності цього електроліту $\gamma_{\pm} = 0,571$.

Відповідь: $2,87 \cdot 10^{-8}$; $1,303 \cdot 10^{-2}$.

39 При температурі 298 К потенціал цинкового електрода Zn/Zn^{2+} дорівнює $-0,752$ В. Визначити активність іонів цинку. Стандартний потенціал цинкового електрода дорівнює $-0,762$ В.

Відповідь: 2,18 моль/л.

40 При температурі 298 К ЕРС стандартного елемента $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(a = 1)//\text{Cu}^{2+}(a = 1)/\text{Cu}$ дорівнює 1,1068 В. Визначити ЕРС елемента $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(a = 0,5) // \text{Cu}^{2+}(a = 0,05)/\text{Cu}$.

Відповідь: 1,0476 В.

41 ЕРС елемента, що працює завдяки реакції $\text{H}_2 + 2\text{AgBr} = 2\text{Ag} + 2\text{HBr}$, змінюється з температурою за рівнянням

$$\varepsilon = 0,07131 - 4,99 \cdot 10^{-4}(T-298) - 3,45 \cdot 10^{-6}(T-298)^2.$$

Визначити максимальну корисну роботу елемента та ізобарний тепловий ефект реакції в стандартних умовах.

Відповідь: 13,76 кДж; 42,06 кДж.

42 Визначити константу рівноваги реакції $\text{C} \leftrightarrow \text{SO}_4 + \text{Zn} \leftrightarrow \text{ZnSO}_4$. $\text{C} \leftrightarrow$ при температурі 298 К, якщо стандартні потенціали цинку та кадмію відповідно дорівнюють $-0,762$ і $-0,402$ В.

Відповідь: $1,48 \cdot 10^{12}$.

Хімічна кінетика

43 Як зміниться швидкість реакції $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{рід})}$, якщо збільшити тиск в 3 рази ?

Відповідь: збільшиться в 27 разів.

44 Розклад N_2O_5 є реакцією першого порядку, константа швидкості якої дорівнює $0,002 \text{ хв}^{-1}$. Визначити, скільки процентів N_2O_5 розкладеться за 2 години.

Відповідь: 21,33 %.

45 Визначити порядок реакції $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$ при температурі 583 К, якщо в одному випадку тиск за 30 хвилин зменшився від $1,049 \cdot 10^5$ до $0,92 \cdot 10^5$

Па, а в другому за той самий проміжок часу – від $0,714 \cdot 10^5$ до $0,624 \cdot 10^5$ Па ($V = \text{const}$).

Відповідь: перший.

46 Як збільшиться швидкість реакції при підвищенні температури з 293 до 373 К, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3 ?

Відповідь: збільшиться в 6561 раз.

47 Для реакції розкладу HI константи швидкості при 553 і 573К відповідно дорівнюють $7,96 \cdot 10^{-7}$ та $3,26 \cdot 10^{-6}$ л/(моль·хв). Обчислити енергію активації.

Відповідь: 185,8 кДж/моль.

48 Константа швидкості розкладу HClO змінюється з температурою таким чином:

T	298	303	306
k	0,0093	0,0144	0,0222

Визначити температурні коефіцієнти швидкості реакції для кожного температурного інтервалу.

Відповідь: 2,398; 2,377.

49 Енергія активації реакції $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ дорівнює $2,52 \cdot 10^5$ Дж/моль. Визначити, у скільки разів збільшиться відносно число активних молекул N_2O при підвищенні температури від 298 до 800 К.

Відповідь: $5,1 \cdot 10^{27}$ раз.

50 Розчинність гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в воді при 298 К дорівнює $2,24 \cdot 10^{-2}$ г/л. Протягом 10 хвилин в 1 л води розчинилося $4 \cdot 10^{-3}$ г $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Визначити константу швидкості розчинення $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ та час, необхідний для того, щоб насичення розчину гіпсом досягла 95%.

Відповідь: $1,967 \cdot 10^{-2}$ хв⁻¹; 39 години 4 хвилини.

ВИКОНАННЯ РОЗРАХУНКОВОЇ РОБОТИ

Хімічні процеси відбуваються самодовільно до встановлення рівноваги, при цьому термодинамічні параметри системи змінюються і в стані рівноваги приймають мінімальне значення.

Знаючи термодинамічні параметри речовин, що беруть участь в реакції (ентальпію утворення, теплоємність, енергію Гіббса та ін.), можна визначити можливість, напрямок і межу перебігу процесу, вихід продукту реакції в залежності від складу системи, температури і тиску.

При сталому тиску константа рівноваги реакції відображається як відношення добутку рівноважних парціальних тисків кінцевих газів до добутку рівноважних парціальних тисків початкових газів в ступенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Знаючи числове значення константи рівноваги, можна розрахувати не тільки рівноважний склад системи, але також вихід продукту реакції та ряд інших параметрів технологічного процесу, що мають важливе практичне значення. Якщо константа рівноваги дуже мала, це означає що реакція у даних умовах практично не відбувається, а отже, відпадає необхідність пошуку каталізатора для цієї реакції.

Експериментальне визначення константи рівноваги вимагає великих витрат коштів, праці та часу.

Термодинамічний метод розрахунку константи рівноваги і деяких параметрів процесу широко використовується для визначення оптимальних параметрів технологічного процесу (тиску, температури і т. ін.). Цей метод широко застосовується в металургії для визначення параметрів виробництва металів з руд, плавлення сталі і т. д.

Розрахунок константи рівноваги складається із таких послідовних етапів: визначення теплового ефекту в стандартних умовах, знаходження залежності зміни теплоємності системи від температури, визначення залежності теплового ефекту, ентропії та енергії Гіббса від температури, знаходження рівняння, що відо-

бражає залежність константи реакції від температури, визначення константи рівноваги при стандартній температурі та при заданій температурі.

Для розрахунку константи рівноваги і термодинамічних параметрів реакції використовуються числові значення термодинамічних параметрів речовин в системі СІ (теплота утворення, теплоємність, ентропія, енергія Гіббса). Це дає можливість отримати рівняння, що виражають залежність термодинамічних параметрів реакції і константи хімічної рівноваги від температури.

У цьому виданні наведено 88 різноманітних металургійних реакцій, що мають важливе практичне значення у виробництві чорних і кольорових металів.

Вихідні дані (теплоємності, теплоти утворення, ентропії речовин), необхідні для розрахунку термодинамічних параметрів системи, наведені в додатку А.

Кожний студент робить розрахунок константи рівноваги для однієї з наведених в розділі 2 реакцій за вказівкою викладача.

Перш ніж розпочати виконання домашнього завдання, треба ґрунтовно вивчити теоретичний матеріал за підручником В. А. Кіреєва “Курс фізичної хімії” [1], ознайомитися з наведеним нижче (стор 28 – 40) прикладом розрахунку термодинамічних параметрів реакції взаємодії водяної пари з вуглецем..

Відповіді на всі 18 питань, наведених на сторінках 27 –28, повинні бути стислими, точними і обґрунтованими. Треба уникати зайвих міркувань і не упускати нічого істотного, наводити увесь хід розв’язання завдання послідовно з відповідними математичними перетвореннями рівнянь (диференціювання та інтегрування). Треба дотримуватися схем розрахунку, наведених у прикладі.

Для розрахунку термодинамічних параметрів системи, а також для розрахунку константи рівноваги реакції, треба використовувати один із способів, наведених в прикладі, краще перший спосіб.

Робота повинна бути виконана послідовно, в обсязі, вказаному в прикладі для розрахунку константи рівноваги реакції взаємодії водяної пари з вуглецем.

Робота повинна бути виконана чітко та ясно. Необхідно залишати поля для нотаток викладача.

На титульному аркуші треба вказати:

- а) групу; прізвище, ім'я та по-батькові студента,
- б) найменування домашнього завдання;
- в) варіант домашнього завдання;
- г) дату виконання;
- д) прізвище та ініціали викладача-консультанта.

Таблиця 3 – Варіанти розрахункового завдання

Варіант	Рівняння реакції	Температура, К
1	2	3
1	$2\text{Ag}(\text{т}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Ag}_2\text{O}(\text{т})$	500
2	$2\text{Al}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{т})$	900
3	$2\text{B}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{B}_2\text{O}_3(\text{т})$	1000
4	$\text{B}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{C}(\text{гп}) = 2\text{B}(\text{т}) + 3\text{CO}(\text{г})$	2000
5	$2\text{Bi}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Bi}_2\text{O}_3(\text{т})$	700
6	$\text{Bi}_2\text{S}_3(\text{т}) + 4,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Bi}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{SO}_2(\text{г})$	1000
7	$\text{Bi}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{C}(\text{гп}) = 2\text{Bi}(\text{т}) + 3\text{CO}(\text{г})$	800
8	$\text{C}(\text{гп}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$	900
9	$\text{C}(\text{гп}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$	1200
10	$\text{C}(\text{гп}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$	1300
11	$\text{CO}(\text{г}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г})$	1200
12	$\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	900
13	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 2,5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	2000
14	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	1800
15	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 3,5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	1400
16	$\text{C}_3\text{H}_8(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 3\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	1200
17	$\text{CaO}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{п}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{т})$	600
18	$\text{CaCO}_3(\text{т}) = \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$	1000
19	$\text{C}\leftrightarrow(\text{т}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{C}\leftrightarrow\text{O}(\text{т})$	590
20	$\text{CoO}(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Co}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	660
21	$\text{C}\leftrightarrow\text{CO}_3(\text{т}) = \text{C}\leftrightarrow\text{O}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$	1300
22	$\text{C}\leftrightarrow\text{S}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{C}\leftrightarrow\text{O}(\text{т}) + \text{SO}_2(\text{г})$	1200
23	$\text{Co}(\text{т},\alpha) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{CoO}(\text{т})$	1200
24	$\text{CoS}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{CoO}(\text{т}) + \text{SO}_2(\text{г})$	1300
25	$\text{Cr}(\text{т}) + 1,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{т})$	1800
26	$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{т}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Cr}(\text{т}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$	1800
27	$2\text{Cu}(\text{т}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}) = \text{Cu}_2\text{O}(\text{т})$	1300

Продовження таблиці 3

1	2	3
28	$\text{Cu}(\text{T}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{CuO}(\text{T})$	1300
29	$\text{CuO}(\text{T}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{Cu}(\text{T}) + \text{H}_2\text{O}(\text{n})$	1000
30	$\text{Cu}_2\text{O}(\text{T}) + \text{C}(\text{rp}) = 2\text{Cu}(\text{T}) + \text{CO}(\text{r})$	1200
31	$\text{Cu}_2\text{S}(\text{T}) + 2\text{Cu}_2\text{O}(\text{T}) = 6\text{Cu}(\text{T}) + \text{SO}_2(\text{r})$	1300
32	$2\text{Cu}_2\text{S}(\text{T}) + 3\text{O}_2(\text{r}) = 2\text{Cu}_2\text{O}(\text{T}) + 2\text{SO}_2(\text{r})$	1000
33	$\text{Fe}(\text{T},\alpha) + 0,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{FeO}(\text{T})$	500
34	$3\text{Fe}(\text{T},\alpha) + 2\text{O}_2(\text{r}) = \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{T})$	900
35	$2\text{Fe}(\text{T},\alpha) + 1,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{T})$	1000
36	$3\text{Fe}(\text{T},\alpha) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{r}) = \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{T}) + 4\text{H}_2(\text{r})$	1100
37	$3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{T}) + \text{CO}(\text{r}) = 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{T}) + \text{CO}_2(\text{r})$	900
38	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{T}) + \text{CO}(\text{r}) = 3\text{FeO}(\text{T}) + \text{CO}_2(\text{r})$	800
39	$\text{FeO}(\text{T}) + \text{CO}(\text{r}) = \text{Fe}(\text{T},\alpha) + \text{CO}_2(\text{r})$	700
40	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{T}) + 3\text{CO}(\text{r}) = 2\text{Fe}(\text{T},\alpha) + 3\text{CO}_2(\text{r})$	800
41	$3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{T}) + \text{C}(\text{rp}) = 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{T}) + \text{CO}(\text{r})$	900
42	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{T}) + \text{C}(\text{rp}) = 3\text{FeO}(\text{T}) + \text{CO}(\text{r})$	1000
43	$\text{FeO}(\text{T}) + \text{C}(\text{rp}) = \text{Fe}(\text{T},\alpha) + \text{CO}(\text{r})$	1000
44	$3\text{Fe}_2\text{O}_3 + 11\text{C}(\text{rp}) = 2\text{Fe}_3\text{C} + 9\text{CO}(\text{r})$	1500
45	$\text{FeCO}_3(\text{T}) = \text{FeO}(\text{T}) + \text{CO}_2(\text{r})$	850
46	$\text{H}_2(\text{r}) + 0,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{H}_2\text{O}(\text{r})$	1000
47	$\text{HgS}(\text{T}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{Hg}(\text{p}) + \text{SO}_2(\text{r})$	600
48	$\text{Mg}(\text{T}) + 0,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{MgO}(\text{r})$	700
49	$\text{MgCO}_3(\text{T}) = \text{MgO}(\text{T}) + \text{CO}_2(\text{r})$	1000
50	$\text{Mn}(\text{T},\alpha) + 0,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{MnO}(\text{T})$	1000
51	$\text{MnO}_2(\text{T}) + 2\text{C}(\text{rp}) = \text{Mn}(\text{T},\alpha) + 2\text{CO}(\text{r})$	1000
52	$\text{MnO}_2(\text{T}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{MnO}(\text{T}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$	700
53	$\text{MnO}_2(\text{T}) + 2\text{CO}(\text{r}) = \text{Mn}(\text{T},\alpha) + 2\text{CO}(\text{r})$	1000
54	$\text{Mo}(\text{T}) + 1,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{MoO}_3(\text{T})$	2000
55	$\text{MoS}_2(\text{T}) + 3,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{MoO}_3(\text{T}) + 2\text{SO}_2(\text{r})$	1000
56	$\text{MoO}_3(\text{T}) + 3\text{C}(\text{rp}) = \text{Mo}(\text{T}) + 3\text{CO}(\text{r})$	1000
57	$\text{MoO}_3(\text{T}) + 3\text{H}_2(\text{r}) = \text{Mo}(\text{T}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{r})$	1000
58	$2\text{Nb}(\text{T}) + 2,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{Nb}_2\text{O}_5(\text{T})$	2000
59	$\text{Ni}(\text{T},\alpha) + 0,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{NiO}(\text{T})$	600
60	$\text{NiO}(\text{T}) + \text{C}(\text{rp}) = \text{Ni}(\text{T},\alpha) + \text{CO}(\text{r})$	800
61	$2\text{P}(\text{T},\delta) + 2,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{T})$	300
62	$\text{Pb}(\text{T}) + 0,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{PbO}(\text{T})$	600
63	$\text{PbO}(\text{T}) + \text{C}(\text{rp}) = \text{Pb}(\text{T}) + \text{CO}(\text{r})$	700
64	$2\text{PbO}(\text{T}) + \text{PbS}(\text{T}) = 3\text{Pb}(\text{T}) + \text{SO}_2(\text{r})$	600
65	$\text{PbS}(\text{T}) + 1,5\text{O}_2(\text{r}) = \text{PbO}(\text{T}) + \text{SO}_2(\text{r})$	900

Продовження таблиці 3

1	2	3
66	$S_{(T,\alpha)} + O_{2(Г)} = SO_{2(Г)}$	360
67	$0,5S_{2(Г)} + O_{2(Г)} = SO_{2(Г)}$	1000
68	$Sb_2S_3_{(Т)} + 4,5O_{2(Г)} = Sb_2O_3_{(Т)} + 3SO_{2(Г)}$	800
69	$Sb_2O_3_{(Т)} + 3C_{(Гр)} = 2Sb_{(Т)} + 3CO_{(Г)}$	800
70	$Si_{(Т)} + O_{2(Г)} = SiO_{2(Т,\alpha)}$	850
71	$SiO_{2(Т,\alpha)} + 2C_{(Гр)} = Si_{(Т)} + 2CO_{(Г)}$	1500
72	$SiO_{2(Т,\alpha)} + 2CO_{(Г)} = Si_{(Т)} + 2CO_{2(Г)}$	1200
73	$Sn_{(Т)} + O_{2(Г)} = SnO_{2(Т)}$	500
74	$SnO_{2(Т)} + 2C_{(Гр)} = Sn_{(Т)} + 2CO_{(Г)}$	500
75	$2Ta_{(Т)} + 2,5O_{2(Г)} = Ta_2O_5_{(Т)}$	2000
76	$Ti_{(Т,\alpha)} + O_{2(Г)} = TiO_{2(Т)}$	1000
77	$Ti_{(Т,\alpha)} + 2H_2O_{(Г)} = TiO_{2(Т)} + H_2_{(Г)}$	1000
78	$TiO_{2(Т)} + 2C_{(Гр)} = Ti_{(Т,\alpha)} + 2CO_{(Г)}$	1100
79	$2V_{(Т)} + 1,5O_{2(Г)} = V_2O_3_{(Т)}$	2000
80	$2V_{(Т)} + 2,5O_{2(Г)} = V_2O_5_{(Т)}$	1000
81	$W_{(Т)} + 1,5O_{2(Г)} = WO_3_{(Т)}$	2500
82	$WO_3_{(Т)} + 3H_2_{(Г)} = W_{(Т)} + 3H_2O_{(Г)}$	1000
83	$WO_3_{(Т)} + 3C_{(Гр)} = W_{(Т)} + 3CO_{(Г)}$	1700
84	$Zn_{(Т)} + 0,5O_{2(Г)} = ZnO_{(Т)}$	700
85	$ZnS_{(Т)} + 1,5O_{2(Г)} = ZnO_{(Т)} + SO_{2(Г)}$	1200
86	$ZnCO_3_{(Т)} = ZnO_{(Т)} + CO_2_{(Г)}$	800
87	$ZnO_{(Т)} + C_{(Гр)} = Zn_{(Т)} + CO_{(Г)}$	700
88	$Zr_{(Т,\alpha)} + O_{2(Г)} = ZrO_2_{(Т)}$	1100

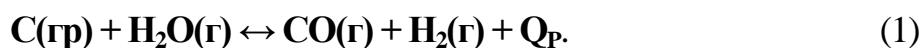
ПИТАННЯ ДО РОЗРАХУНКОВОГО ЗАВДАННЯ

- 1 Вказати застосування реакції у промисловості та умови проведення реакції (температуру, тиск, склад вихідної суміші і т. д.).
- 2 Визначити ентальпію реакції в стандартних умовах на підставі закону Гесса.
- 3 Висловити в інтегральній формі залежність ентальпії реакції від температури.
- 4 Обчислити ентальпію реакції при температурі Т за рівнянням Кірхгофа.
- 5 Обчислити ентропію реакції у стандартних умовах.
- 6 Обчислити ентропію реакції при температурі Т.
- 7 Знайти залежність ентропії реакції від температури.

- 8 Визначити нормальну спорідненість реакції у стандартних умовах і вказати напрямок протікання реакції в цих умовах.
- 9 Знайти залежність енергії Гіббса реакції від температури.
- 10 Визначити енергію Гіббса реакції при температурі T і вказати напрямок перебігу реакції при цій температурі.
- 11 Визначити константу рівноваги реакції при температурі 298 К.
- 12 Висловити в інтегральній формі залежність логарифма константи рівноваги від зворотної температури за рівнянням: $\ln K_p = f(1/T)$.
- 13 Розрахувати константу рівноваги реакції при температурах T , $(T-100\text{К})$ і $(T+100\text{К})$.
- 14 Побудувати графік залежності $\ln K_p = f(1/T)$ в межах температур від $(T-100\text{К})$ до $(T+100\text{К})$.
- 15 Виходячи з графіку, вказати на характер залежності константи рівноваги від температури.
- 16 Визначити вихід продукту реакції при парціальному тиску вихідного газу, рівному $1,01325 \cdot 10^5$ Па, при температурах 298 К і T .
- 17 Вказати напрямок зміщення хімічної рівноваги від підвищення тиску системи на підставі принципу Ле-Шательє.
- 18 Визначити число фаз, число незалежних та залежних компонентів, а також число ступенів вільності системи.

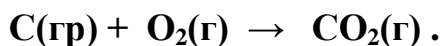
**ПРИКЛАД РОЗРАХУНКУ ТЕРМОДИНАМІЧНИХ ПАРАМЕТРІВ
РЕАКЦІЇ ВЗАЄМОДІЇ ВОДЯНОЇ ПАРИ З ВУГЛЕЦЕМ ПРИ
ТЕМПЕРАТУРІ 1500 К**

1 Водяний газ виробляють продуванням водяної пари через шар розжареного вугілля:



Реакція утворення водяного газу (суміш CO і H_2) відбувається з поглинанням теплоти, вугілля поступово охолоджується і для підтримування його у розжареному

стані (1300 K) доводиться пропускання водяної пари чередувати з пропусканням повітря



З цієї причини водяний газ містить приблизно 44% CO, 45% H₂, 5% CO₂ та 6%N₂ [18].

Водяний газ використовують як газоподібне паливо та як джерело азотно-водневої суміші для синтезу аміаку [11].

2. Із закону Гесса випливає, що ентальпія реакції дорівнює різниці між ентальпією утворення оксиду вуглецю (II) і ентальпією утворення водяної пари (стандартні ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю). Значення стандартних ентальпій утворення наведені у додатку. Отже, ентальпія реакції утворення водяного газу дорівнює:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{298} &= \Delta H^0_{298(\text{CO})} - \Delta H^0_{298(\text{H}_2\text{O})} = -110,5 \cdot 10^3 - (-242,1 \cdot 10^3) = 131,6 \cdot 10^3 \text{ Дж} = \\ &= 131,6 \text{ кДж, тобто } Q_{p,298} = -131,6 \text{ кДж.} \end{aligned} \quad (2)$$

3. Залежність ізобарного теплового ефекту реакції від температури відображується рівнянням Кірхгофа

$$\frac{d\Delta H}{dT} = \Delta C_p. \quad (3)$$

Зміна ізобарної теплоємності системи у реакції дорівнює різниці між сумою ізобарних теплоємностей кінцевих речовин і сумою ізобарних теплоємностей початкових речовин з урахуванням коефіцієнтів в рівнянні реакції:

$$\Delta C_p = (C_{p(\text{CO})} + C_{p(\text{H}_2)}) - (C_{p(\text{C})} + C_{p(\text{H}_2\text{O})}). \quad (4)$$

На підставі наведених у додатку значень сталих a_0 , a_1 , a_2 і a_{-2} складемо для кожної речовини рівняння, що відображає залежність теплоємності оксиду вуглецю (II) $C_{p\text{CO}}$, водню $C_{p\text{H}_2}$, вуглецю (графіту) $C_{p\text{C}}$ і водяної пари $C_{p\text{H}_2\text{O}}$ від температури :

$$C_{p\text{CO}} = 27,634 + 5,0 \cdot 10^{-3} T; \quad (5)$$

$$C_{p\text{H}_2} = 27,72 + 3,39 \cdot 10^{-3} T; \quad (6)$$

$$C_{p\text{C}} = 17,15 + 4,27 \cdot 10^{-3} T - 8,79 \cdot 10^{-5} T^{-2}; \quad (7)$$

$$C_{p\text{H}_2\text{O}} = 30,00 + 10,71 \cdot 10^{-3} T + 0,33 \cdot 10^{-5} T^{-2}. \quad (8)$$

Підставляючи в рівняння (4) вирази C_{pCO} , C_{pH_2} , C_{pC} і C_{pH_2O} , одержимо зміну теплоємності системи в реакції в залежності від температури:

$$\begin{aligned}\Delta C_p &= (27,63 + 5,0 \cdot 10^{-3} T + 27,72 + 3,39 \cdot 10^{-3} T) - (17,15 + 4,27 \cdot 10^{-3} T - \\ &\quad - 8,79 \cdot 10^5 T^{-2} + 30,0 + 10,71 \cdot 10^{-3} T + 0,33 \cdot 10^5 T^{-2}) = \\ &= 8,204 - 6,59 \cdot 10^{-3} T + 8,46 \cdot 10^5 T^{-2}.\end{aligned}\quad (9)$$

У рівняння (3) підставимо вираз ΔC_p із рівняння (9) та одержимо в диференціальній формі рівняння, що виражає залежність ентальпії реакції від температури:

$$\frac{d\Delta H}{dT} = 8,204 - 6,59 \cdot 10^{-3} T + 8,46 \cdot 10^5 T^{-2}.\quad (10)$$

Інтегруємо рівняння (10):

$$\Delta H_T = 8,204T - \frac{6,59 \cdot 10^{-3} T^2}{2} - 8,46 \cdot 10^5 T^{-1} + B.\quad (11)$$

У це рівняння підставимо значення стандартного ізобарного теплового ефекту (ентальпії) реакції ($\Delta H_{298}^0 = 131,6$ кДж) і стандартну температуру (298К):

$131,6 \cdot 10^3 = 8,204 \cdot 298 - 3,295 \cdot 10^{-3} \cdot 298^2 - 8,46 \cdot 10^5 \cdot 298^{-1} + B$. Звідси стала інтегрування

$$B = -8,204 \cdot 298 + 3,295 \cdot 10^{-3} \cdot 298^2 + 8,46 \cdot 10^5 \cdot 298^{-1} + 131,6 \cdot 10^3 = 132287 \text{ Дж.}$$

У рівняння (11) підставимо значення сталої інтегрування B і одержимо в інтегральній формі рівняння, що виражає залежність ізобарного теплового ефекту (ентальпії) реакції від температури:

$$\Delta H_T = 132,287 \cdot 10^3 + 8,204T - 3,295 \cdot 10^{-3} T^2 - 8,46 \cdot 10^5 T^{-1} \text{ Дж.}\quad (12)$$

Останнє рівняння можна одержати шляхом інтегрування рівняння (10) від ΔH_{298} до ΔH_T і від 298 К до T відповідно:

$$\begin{aligned}\Delta H_T &= \Delta H_{298}^0 + 8,204(T - 298) - \frac{6,59 \cdot 10^{-3}}{2} (T^2 - 298^2) - 8,46 \cdot 10^5 \left(\frac{1}{T} - \frac{1}{298} \right) = \\ &= 131,6 \cdot 10^3 + 8,204T - 8,204 \cdot 298 - 3,295 T^2 + 3,295 \cdot 298^2 - 8,46 \cdot 10^5 T^{-1} + 8,46 \cdot 10^5 \cdot 298^{-1} = \\ &= 132,287 \cdot 10^3 + 8,204T - 3,295 \cdot 10^{-3} T^2 - 8,46 \cdot 10^5 T^{-1} \text{ Дж.}\end{aligned}\quad (13)$$

Збіг числових значень відповідних членів в рівняннях (12) та (13) свідчить про те, що математичні перетворення проведені в цих рівняннях вірно. У разі незбігу чи-

слового значення якогось коефіцієнта треба ще раз повторити розрахунок значення цього коефіцієнту в обох рівняннях з метою пошуку помилки.

4 У рівнянні (12) підставимо температуру 1500 К і знайдемо значення ентальпії реакції при цій температурі:

$$\begin{aligned}\Delta H_{1500} &= +132,287 \cdot 10^3 + 8,204 \cdot 1500 - 3,295 \cdot 10^{-3} \cdot 1500^2 - 8,46 \cdot 10^5 \cdot 1500^{-1} = \\ &= +132,287 \cdot 10^3 + 2,306 \cdot 10^3 - 7,414 \cdot 10^3 - 0,564 \cdot 10^3 = 136615 \text{ Дж} = 136,6 \text{ кДж},\end{aligned}$$

тобто $Q_{p,1500} = -136,6 \text{ кДж}$. (13a)

Негативне значення теплового ефекту реакції (позитивне значення ентальпії реакції) означає, що ця реакція є ендотермічною (відбувається з поглинанням теплоти). Підвищення температури від 298 до 1500 К викликає зміну ентальпії реакції:

$$\Delta H = \Delta H_{1500} - \Delta H_{298} = 136615 - 131600 = 5015 \text{ Дж}, \text{ або } 5,015 \text{ кДж}. \quad (14)$$

5 Ентропія реакції (зміна ентропії системи в результаті реакції) дорівнює різниці між сумою ентропій кінцевих речовин і сумою ентропій початкових речовин. Беремо із додатка значення $S^0_{298,CO}$; S^0_{298,H_2} ; $S^0_{298,C}$ і S^0_{298,H_2O} та знаходимо значення ентропії реакції в стандартних умовах:

$$\begin{aligned}\Delta S_{298} &= (S^0_{298,CO} + S^0_{298,H_2}) - (S^0_{298,C} + S^0_{298,H_2O}) = (198,04 + 130,6) - \\ &- (5,74 + 188,86) = 134,04 \text{ Дж/К}.\end{aligned} \quad (15)$$

Позитивне значення ΔS^0_{298} означає, що внаслідок реакції хаотичний стан системи збільшується.

6 Ентропія реакції при температурі Т рівна різниці між сумою ентропій кінцевих речовин і сумою ентропій початкових речовин при цій самій температурі:

$$\Delta S^0_T = (S^0_{T,CO} + S^0_{T,H_2}) - (S^0_{T,C} + S^0_{T,H_2O}) \quad (16)$$

$$\text{або } \Delta S^0_T = \Delta S^0_{298} + \Delta S^0. \quad (17)$$

Зміну ентропії реакції при підвищенні температури від 298 К до Т ΔS^0 можна обчислити за формулою

$$\Delta S^0_T = \int_{298}^T \frac{\Delta C_p dT}{T}. \quad (18)$$

Підставляючи в рівняння (18) вираз ΔC_p із рівняння (9), одержимо

$$\begin{aligned}
\Delta S^0 &= \int_{298}^T \frac{(8,204 - 6,59 \cdot 10^{-3}T + 8,46 \cdot 10^5 T^{-2})dT}{T} = \\
&= 8,204 (\ln T - \ln 298) - 6,59 \cdot 10^{-3}(T - 298) - \frac{8,46 \cdot 10^5}{2} \left(\frac{1}{T^2} - \frac{1}{298^2} \right) = 8,204 \ln T - \\
&- 8,204 \ln 298 - 6,59 \cdot 10^{-3}T + 6,59 \cdot 10^{-3} \cdot 298 - 4,23 \cdot 10^5 T^{-2} + 4,23 \cdot 10^5 \cdot 298^{-2} = \\
&= 8,204 \ln T - 46,74 - 6,59 \cdot 10^{-3}T + 1,96 - 4,23 \cdot 10^5 T^{-2} + 4,76 = \\
&= -40,02 + 8,204 \ln T - 6,59 \cdot 10^{-3}T - 4,23 \cdot 10^5 T^{-2}. \tag{19}
\end{aligned}$$

Підставимо в рівняння (17) значення стандартної ентропії реакції $\Delta S^0_{298}(134,04 \text{ Дж/К})$ і вираз зміни ентропії системи в реакції при нагріванні від 298 К до Т із рівняння (19), одержимо рівняння, що відображає залежність ентропії від температури:

$$\begin{aligned}
\Delta S^0_T &= 134,04 - 40,02 + 8,204 \ln T - 6,59 \cdot 10^{-3}T - 4,23 \cdot 10^5 T^{-2} = \\
&= 94,02 + 8,204 \ln T - 6,59 \cdot 10^{-3}T - 4,23 \cdot 10^5 T^{-2}. \tag{20}
\end{aligned}$$

Це рівняння можна отримати, виходячи з рівнянь, що відображають залежність ентропії CO, H₂, C і H₂O від температури. Залежність ентропії оксиду вуглецю (II) від температури:

$$\begin{aligned}
\Delta S^0_{T,CO} &= S^0_{298,CO} + \Delta S^0_{CO} = S^0_{298,CO} + \int_{298}^T \frac{C_{p,CO} dT}{T} = S^0_{298,CO} + \\
&+ \int_{298}^T \frac{(27,643 + 5,0 \cdot 10^{-3}T)dT}{T} = S^0_{298,CO} + 27,643 \ln T - 27,643 \ln 298 + \\
&+ 5,0 \cdot 10^{-3}T - 5,0 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = 198,04 + 27,643 \ln T - 157,48 + 5,0 \cdot 10^{-3}T - 1,49 = \\
&= 39,07 + 27,643 \ln T + 5,0 \cdot 10^{-3}T. \tag{21}
\end{aligned}$$

Залежність ентропії водню від температури:

$$\begin{aligned}
S^0_{T,H_2} &= S^0_{298,H_2} + \Delta S_{H_2} = S^0_{298,H_2} + \int_{298}^T \frac{(27,72 + 3,39 \cdot 10^{-3}T)dT}{T} = \\
&= 130,6 + 27,72 \ln T - 27,72 \ln 298 + 3,39 \cdot 10^{-3}T - \\
&- 3,39 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -28,33 + 27,72 \ln T + 3,39 \cdot 10^{-3}T, \tag{22}
\end{aligned}$$

Залежність ентропії вуглецю (графіту) від температури:

$$\begin{aligned}
 S^0_{T,C} &= S^0_{298,C} + \Delta S_C = S^0_{298,C} + \int_{298}^T \frac{(17,15 + 4,27 \cdot 10^{-3} T - 8,79 \cdot 10^5 T^{-2}) dT}{T} = \\
 &= 5,74 + 17,15 \ln T - 17,15 \ln 298 + 4,27 \cdot 10^{-3} T - 4,27 \cdot 298 + \frac{8,79 \cdot 10^5}{2} T^{-2} - \\
 &- \frac{8,79 \cdot 10^5}{2} 298^{-2} = 5,74 + 17,15 \ln T - 97,70 + 4,27 \cdot 10^{-3} T - 1,27 + 4,395 \cdot 10^5 T^{-2} - 4,94 = \\
 &= -98,17 + 17,15 \ln T + 4,27 \cdot 10^{-3} T + 4,395 \cdot 10^5 T^{-2}.
 \end{aligned} \tag{23}$$

Залежність ентропії водяної пари від температури:

$$\begin{aligned}
 S^0_{T,H_2O} &= S^0_{298,H_2O} + \Delta S^0_{H_2O} = S^0_{298,H_2O} + \int_{298}^T \frac{(30,00 + 10,71 \cdot 10^{-3} T + 0,33 \cdot 10^5 T^{-2}) dT}{T} = \\
 &= 188,86 + 30,00 \ln T - 30,00 \ln 298 + 10,71 \cdot 10^{-3} T - 10,71 \cdot 298 - \frac{0,33 \cdot 10^5}{2} T^{-2} + \\
 &+ \frac{0,33 \cdot 10^5}{2} 298^{-2} = 188,86 + 30,00 \ln T - 170,91 + 10,71 \cdot 10^{-3} T - 3,19 - 0,165 \cdot 10^5 T^{-2} + 0,18 = \\
 &= 14,94 + 30,00 \ln T + 10,71 \cdot 10^{-3} T - 0,165 \cdot 10^5 T^{-2}.
 \end{aligned} \tag{24}$$

Підставляючи у рівняння (16) вираз $S^0_{T,CO}$; S^0_{T,H_2} ; $S^0_{T,C}$ і S^0_{T,H_2O} із рівнянь (21) та (24), одержимо рівняння, яке відображає залежність ентропії реакції від температури:

$$\begin{aligned}
 \Delta S^0_T &= 39,07 + 27,63 \ln T + 5,0 \cdot 10^{-3} T - 28,33 + 27,72 \ln T + 3,39 \cdot 10^{-3} T + 98,17 - \\
 &- 17,15 \ln T - 4,27 \cdot 10^{-3} T - 4,395 \cdot 10^5 T^{-2} - 14,94 - 30,00 \ln T - 10,71 \cdot 10^{-3} T + \\
 &+ 0,165 \cdot 10^5 T^{-2} = 93,97 + 8,20 \ln T - 6,59 \cdot 10^{-3} T - 4,23 \cdot 10^5 T^{-2}.
 \end{aligned} \tag{25}$$

Збіг числових значень коефіцієнтів відповідних членів у рівняннях (20) і (25) свідчить про достовірність проведених математичних розрахунків цих коефіцієнтів. Невелике розходження зумовлено логарифмічними перетвореннями.

Ентропію реакції при температурі 1500 К можна обчислити за рівнянням (20) або (25):

$$\begin{aligned}
 \Delta S^0_{1500} &= 94,02 + 8,204 \ln 1500 - 6,591 \cdot 1500 - 4,23 \cdot 10^5 \cdot 1500^{-2} = \\
 &= 94,02 + 60,00 - 9,885 - 0,188 = 143,947 \text{ Дж/К}.
 \end{aligned} \tag{25a}$$

Отже, при підвищенні температури від 298 до 1500 К ентропія реакції зростає на:

$$\Delta S^0 = S^0_{1500} - S^0_{298} = 143,947 - 134,04 = 9,907 \text{ Дж/К.} \quad (26)$$

Зростання ентропії реакції з підвищенням температури вказує на підсилення хаотичного стану системи у реакції.

8 Нормальну спорідненість реакції, тобто стандартну енергію Гіббса реакції, можна обчислити за формулою

$$\begin{aligned} \Delta G^{\circ}_{298} &= \Delta H^{\circ}_{298} - T\Delta S^{\circ}_{298} = 131,6 \cdot 10^3 - 298 \cdot 134,04 = \\ &= 131,6 \cdot 10^3 - 39,94 \cdot 10^3 = +91,66 \cdot 10^3 \text{ Дж або } +91,66 \text{ кДж.} \end{aligned} \quad (27)$$

Позитивне значення ΔG°_{298} означає, що в стандартних умовах ($T = 298 \text{ К}$; $P = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}$) реакція може відбуватися лише у зворотному напрямку.

9 Енергію Гіббса реакції при температурі T можна обчислити за рівнянням

$$\Delta G^{\circ}_T = \Delta H^{\circ}_T - T\Delta S^{\circ}_T. \quad (28)$$

Підставляючи у це рівняння вираз ΔH°_T із рівняння (12) і ΔS°_T із рівняння (20), одержимо рівняння, що відображає залежність енергії Гіббса реакції від температури:

$$\begin{aligned} \Delta G^{\circ}_T &= 132,287 \cdot 10^3 + 8,204T - 3,295 \cdot 10^{-3} T^2 - 8,46 \cdot 10^5 T^{-1} - \\ &- 94,02T - 8,204T \ln T + 6,59 \cdot 10^{-3} T^2 + 4,23 \cdot 10^5 T^{-1} = \\ &= 132287 - 8,204T \ln T - 85,82T + 3,295 \cdot 10^{-3} T^2 - 4,23 \cdot 10^5 T^{-1}. \end{aligned} \quad (29)$$

У рівняння (29) підставимо значення стандартної температури (298 К):

$$\begin{aligned} \Delta G^{\circ}_{298} &= 132287 - 8,204 \cdot 298 \ln 298 - 85,82 \cdot 298 + 3,295 \cdot 10^{-3} \cdot 298^2 - 4,23 \cdot 10^5 \cdot 298^{-1} = \\ &= 132287 - 13928 - 25574 + 293 - 1419 = 91659 \text{ Дж або } 91,66 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Розраховане за цим рівнянням значення ΔG°_{298} співпадає з знайденим значенням ΔG°_{298} за рівнянням (27), що свідчить про достовірність рівнянь (27) та (29).

10 Енергію Гіббса реакції при температурі 1500 К можна обчислити за рівнянням (29), якщо в це рівняння підставити значення температури 1500 К:

$$\begin{aligned} \Delta G^{\circ}_{1500} &= 132287 - 8,204 \cdot 1500 \ln 1500 - 85,82 \cdot 1500 + 3,295 \cdot 10^{-3} \cdot 1500^2 - \\ &- 4,23 \cdot 10^5 \cdot 1500^{-1} = 132287 - 89996 - 128730 + 7414 - 282 = \end{aligned}$$

$$= -79307 \text{ Дж або } -79,3 \text{ кДж} \quad (30)$$

Енергію Гіббса реакції при температурі 1500 К можна обчислити також за рівнянням

$$\Delta G^0_{1500} = \Delta H^0_{1500} - T\Delta S^0_{1500} \quad (31)$$

У це рівняння підставимо значення ΔH^0_{1500} (136615 Дж), розраховане за рівнянням (13а) і значення ΔS^0_{1500} (143,947 Дж/К), розраховане за рівнянням (25а), одержимо:

$$\Delta G_{1500} 136615 - 1500 \cdot 143,947 = -79305 \text{ Дж або } -79,3 \text{ кДж.} \quad (31a)$$

Значення ΔG_{1500} , розраховані за рівняннями (30) і (31a), практично співпадають.

Негативне значення ΔG_{1500} означає, що при температурі 1500 К реакція може відбуватися вбік утворення кінцевих речовин.

1.1 Для реакції $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$, яка відбувається при сталому тиску, константа рівноваги виражається рівнянням

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{CO}}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}, \quad (32)$$

де P_{H_2} , P_{CO} і $P_{\text{H}_2\text{O}}$ — рівноважні парціальні тиски H_2 , CO і H_2O відповідно.

Знаючи енергію Гіббса реакції, можна розрахувати константу рівноваги за рівнянням ізотерми хімічної реакції:

$$\ln K_{p,T} = \frac{\Delta nRT \ln 1,01325 \cdot 10^5 - \Delta G^0_T}{RT}. \quad (33)$$

Для цієї системи зміна числа молів газів системи внаслідок протікання реакції

$$\Delta n = n_{\text{H}_2} + n_{\text{CO}} - n_{\text{H}_2\text{O}} = 1 + 1 - 1 = 1. \quad (34)$$

Підставимо в рівняння (33) значення Δn і ΔG^0_{298} , розраховані за рівняннями (34) і (27), знаходимо значення константи рівноваги при температурі 298 К :

$$\ln K_{p,298} = \frac{8,314 \cdot 298 \ln(1,01325 \cdot 10^5) - 91,66 \cdot 10^3}{8,314 \cdot 298} = -25,4702; \quad (35)$$

$$K_{p,298} = 8,68 \cdot 10^{-12} \text{ Па.} \quad (35a)$$

Мале значення константи рівноваги вказує на те, що при температурі 298 К реакція в прямому напрямку практично не відбувається.

12 Підставивши в рівняння (33) значення Δn і вираз ΔG°_T із рівняння (29), одержимо:

$$\ln K_{P,T} = \frac{RT \ln(1,01325 \cdot 10^5) - 132287 + 8,204T \ln T + 85,82T - 3,295 \cdot 10^{-3}T^2 + 4,23 \cdot 10^5 T^{-1}}{RT} =$$

$$= \ln(1,01325 \cdot 10^5) - \frac{132287}{RT} + \frac{8,204 \ln T}{R} + \frac{85,82}{R} - \frac{3,295 \cdot 10^{-3}T}{R} + \frac{4,23 \cdot 10^5}{RT^2}.$$

Підставимо в це рівняння значення R (8,314 Дж/(моль·К) і зробивши відповідні математичні перетворення, одержимо рівняння, що відображає залежність константи рівноваги від температури:

$$\ln K_{P,T} = 21,848 + 0,9866 \ln T - 0,396 \cdot 10^{-3}T - 15911T^{-1} + 0,509 \cdot 10^5 T^{-2}. \quad (36)$$

В це рівняння підставимо температуру 298 К :

$$\ln K_{P,298} = 21,848 + 0,9866 \ln 298 - 0,396 \cdot 10^{-3} \cdot 298 - 15911 \cdot 298^{-1} + 0,509 \cdot 10^5 \cdot 298^{-2} =$$

$$= -25,4692;$$

$$K_{P,298} = 8,69 \cdot 10^{-12} \text{ Па}. \quad (36a)$$

Збіг цього значення $K_{P,298}$ із значенням $K_{P,298}$, одержаним за рівнянням (35) свідчить про достовірність проведених математичних перетворень при виведенні рівняння (36). Рівняння (див.36) можна одержати із рівняння ізобари, якщо у це рівняння підставити вираз ΔH_T із рівняння (12):

$$\frac{d \ln K_P}{dT} = \frac{\Delta H_T}{RT^2} = \frac{132287}{RT^2} + \frac{8,204}{RT} - \frac{3,295 \cdot 10^{-3}}{R} - \frac{8,46 \cdot 10^5}{RT^3}. \quad (37)$$

Інтегруємо рівняння (37):

$$\ln K_{P,T} = -\frac{132287}{RT} + \frac{8,204 \ln T}{R} - \frac{3,295 \cdot 10^{-3}T}{R} + \frac{8,46 \cdot 10^5}{2RT^2} + B. \quad (38)$$

Підставимо в рівняння (38) значення R (8,314 Дж/(моль·К), здійснимо відповідні перетворення і одержимо рівняння

$$\ln K_{P,T} = -15911T^{-1} + 0,9867 \ln T - 0,396 \cdot 10^{-3}T + 0,509 \cdot 10^5 T^{-2} + B. \quad (39)$$

Підставивши в це рівняння величину $\ln K_{P,298}$, розраховану за рівнянням (див.35), одержимо значення сталої інтегрування B:

$-25,4702 = -15911 \cdot 298^{-1} + 0,9867 \ln 298 - 0,396 \cdot 10^{-3} \cdot 298 + 0,509 \cdot 10^5 / 298^2 + B$,
звідки $B = -25,470 + 53,393 - 5,621 + 0,118 - 0,573 = 21,848$.

Підставимо значення B в рівняння (39) і одержимо рівняння, яке відображає залежність константи рівноваги від температури :

$$\ln K_{p,T} = 21,848 + 0,9867 \ln T - 0,396 \cdot 10^{-3} T - 15911 T^{-1} + 0,509 \cdot 10^5 T^{-2}. \quad (40)$$

Збіг числових значень відповідних членів в рівняннях (36) та (40) підтверджує справедливість математичних перетворень під час виведення цих рівнянь.

13 Обчислимо константу рівноваги при температурі 1400 К за рівнянням 36:

$$\ln K_{p,1400} = 21,848 + 0,9866 \ln 1400 - 0,396 \cdot 10^{-3} \cdot 1400 - 15911/1400 + 0,509 \cdot 10^5 / 1400^2 = 21,848 + 7,147 - 0,554 - 11,365 + 0,026 = 17,102, \quad (40)$$

$$\text{тобто } K_{p,1400} = 2,67 \cdot 10^7 \text{ Па}. \quad (41a)$$

Константа рівноваги при температурі 1500 К:

$$\ln K_{p,1500} = 21,848 + 0,9866 \ln 1500 - 0,396 \cdot 10^{-3} \cdot 1500 - 15911/1500 + 0,509 \cdot 10^5 / 1500^2 = 21,848 + 7,215 - 0,594 - 10,607 + 0,023 = 17,885, \quad (42)$$

$$\text{тобто } K_{p,1500} = 5,83 \cdot 10^7 \text{ Па}. \quad (42a)$$

Константа рівноваги при температурі 1600 К:

$$\ln K_{p,1600} = 21,848 + 0,9866 \ln 1600 - 0,396 \cdot 10^{-3} \cdot 1600 - 15911/1600 + 0,509 \cdot 10^5 / 1600^2 = 21,848 + 7,279 - 0,634 - 9,944 + 0,020 = 18,569, \quad (43)$$

$$\text{тобто } K_{p,1600} = 1,02 \cdot 10^8 \text{ Па}. \quad (43a)$$

14 На осі ординат відкладаємо чисельні значення $\ln K_p$, одержані за рівняннями (41a), (42a) і (43a), а на осі абсцис – чисельні значення $1/T$ для температур 1400, 1500, 1600 К відповідно. Одержані точки на графіку (рис. 1) лежать на прямій, що свідчить про лінійну залежність $\ln K_p$ від $1/T$.

15 Із наведеного на рис. 1 графіку видно, що з підвищенням температури константа рівноваги реакції зростає, що відповідає принципу Ле-Шательє, рівновага зміщується вбік ендотермічної реакції, тобто вбік утворення кінцевих речовин.

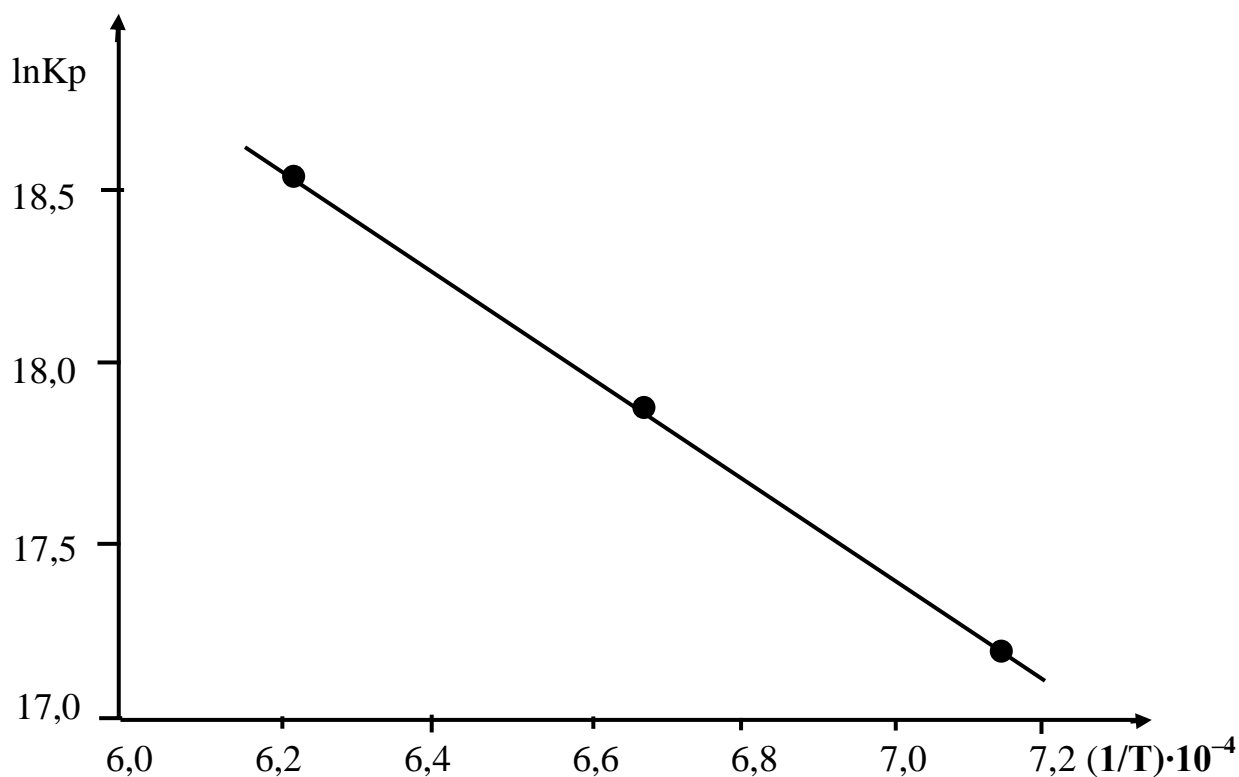


Рисунок 1 – Залежність логарифма константи рівноваги від зворотного значення абсолютної температури

16 Обчислимо вихід продуктів реакції при температурі 298 К. З рівняння (36а) відомо, що константа рівноваги при стандартній температурі дорівнює $8,69 \cdot 10^{-12}$, тобто менше ніж 10^{-10} . Отже, можна стверджувати, що при цій температурі реакція водяної пари з вуглецем не відбувається, немає необхідності для розрахунків виходу продуктів реакції тому, що вихід продуктів реакції дорівнює 0%.

Обчислимо вихід продуктів реакції при температурі 1500 К, знаючи, що константа рівноваги в цих умовах дорівнює $5,83 \cdot 10^7$ (див. рівняння 42а). З рівняння хімічної реакції видно, що при взаємодії одного моля водяної пари з одним молем вуглецю утворюється один моль водню і один моль оксиду вуглецю(II). Отже, в стані рівноваги парціальні тиски водню і оксиду вуглецю(II) однакові. Якщо позначити рівноважні парціальні тиски водню і оксиду вуглецю(II) через P , а початковий тиск водяної пари – через P_{H_2O} , тоді рівноважний парціальний тиск водяної пари буде $P_{H_2O} - P$.

Поставимо в рівняння (32) рівноважні парціальні тиски H_2 , CO і H_2O і одержимо

$$K_p = \frac{P^2}{P_{\text{H}_2\text{O}} - P} \quad (44)$$

або $P^2 + K_p \cdot P - K_p \cdot P_{\text{H}_2\text{O}} = 0$.

Звідси рівноважний парціальний тиск водню та оксиду вуглецю (II)

$$P = \frac{-K_p \pm \sqrt{K_p^2 + 4K_p \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}}}{2}. \quad (45)$$

Підставимо в рівняння (45) значення константи рівноваги реакції при температурі 1500 К із рівняння (42а) і початковий тиск водяної пари $P_{\text{H}_2\text{O}} = 1,01325 \cdot 10^5$ Па, одержимо парціальні рівноважні тиски P водню і оксиду вуглецю (II):

$$P = \frac{-5,83 \cdot 10^7 \pm \sqrt{(5,83 \cdot 10^7)^2 + 4 \cdot 5,83 \cdot 10^7 \cdot 1,01325 \cdot 10^5}}{2} =$$

$$\frac{(-5,83 \pm 5,85) \cdot 10^7}{2}; P_1 = -5,84 \cdot 10^7; P_2 = 0,01 \cdot 10^7 = 10^5 \text{ Па}. \quad (46)$$

Оскільки негативне значення абсолютного тиску газу фізично неможливе, обираємо значення тиску газоподібних продуктів реакції $P = P_2 = 10^5$ Па.

Міру перетворення водяної пари у водень і оксид вуглецю (вихід продуктів реакції) можна визначити з такої пропорції:

$$1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па складає } 100\% ;$$

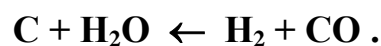
$$10^5 \text{ Па складає } X\% .$$

Звідси вихід продукту реакції

$$X = \frac{10^5 \cdot 100}{1,01325 \cdot 10^5} = 98,7\% . \quad (47)$$

Отже, можна вважати, що реакція взаємодії водяної пари з вуглецем при температурі 1500 К практично повністю відбувається в прямому напрямку.

17 З підвищенням тиску згідно з принципом Ле-Шательє рівновага зміститься в бік меншої кількості газів, тобто в бік утворення початкових речовин:



Отже, найбільший вихід продукту буде, якщо реакція відбувається при високих температурах і низьких тисках.

18 Система складається з двох фаз: твердої (вуглець) та газоподібної (суміш H_2 , CO і H_2O). Число незалежних компонентів системи дорівнює різниці між загальною кількістю компонентів та кількістю хімічних рівноваг:

$K = K_{\text{заг}} - x = 4 - 1 = 3$. Це можуть бути C , H_2 і CO або C , H_2 і H_2O . Число ступенів вільності системи

$$C = K - \Phi + 2 = 3 - 2 + 2 = 3.$$

Незалежними параметрами системи є температура, парціальні тиски водню та водяної пари, а залежний параметр – парціальний тиск оксиду вуглецю (II).

ЗОШИТ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
РОБОТА 1. ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОЄМНОСТІ МЕТАЛУ

Мета роботи:

- ознайомлення з уявленням про теплоємність;
- ознайомлення з калориметричним методом, визначення теплоємності;
- визначення теплоємності заліза.

1.1 Проведення досліду

Таблиця 4– Початкові та дослідні дані для визначення теплоємності заліза

Показник, його значення	Розмірності	Величина показника
1 Стала калориметра K	Дж/ К	K=
2 Маса залізного зразка m	кг	m=
3 Температура залізного зразка до його занурення в калориметр t	°С	t=
4 Початкова температура калориметра t_п	°С	t_п=
5 Кінцева температура калориметра t_к	°С	t_к=
6 Зміна температури калориметра Δt	°С	Δt =

1.2 Обчислення результатів:

- експериментальне значення середньої питомої теплоємності заліза

$$\overline{C_p^{\text{експ}}} = \frac{K(t_k - t_n)}{m(t - t_k)} =$$

- абсолютна помилка досліду

$$\Delta C_p = C_p^{\text{експ}} - C_p^{\text{теор}} =$$

- відносна помилка досліду

$$\% \Delta C_p = \frac{100 \Delta C_p}{C_p^{\text{теор}}} =$$

1.3 Висновки

РОБОТА 2. ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ РОЗЧИНЕННЯ СОЛІ

Мета роботи:

- ознайомлення з основними поняттями термохімії;
- ознайомлення з калориметричним методом визначення теплоти розчинення солі;
- визначення теплоти розчинення кристалогідрату $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$;
- визначення теплоти розчинення безводної солі Na_2HPO_4 ;
- визначення теплоти гідратації гідрофосфату натрію Na_2HPO_4 .

2.1 Проведення досліду

Таблиця 5 – Відліки за термометром для визначення теплоти розчинення солі

Речовина	Початкова температура $t_{п}, ^\circ\text{C}$	Кінцева температура $t_{к}, ^\circ\text{C}$	Зміна температури $\Delta t, ^\circ\text{C}$
$\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$			
Na_2HPO_4			

2.2 Обчислення результатів:

- теплота розчинення кристалогідрату

$$Q_p = \frac{KM(t_k - t_{п})}{m} =$$

- теплота розчинення безводної солі

$$Q_6 = \frac{KM(t_k - t_{п})}{m} =$$

- теплота гідратації безводної солі

$$Q_r = Q_6 - Q_p =$$

2.3 Висновки

РОБОТА 3. ВИЗНАЧЕННЯ ЕНТРОПІЇ МІДІ

Мета роботи:

- ознайомлення з основними поняттями другого закону термодинаміки;
- визначення коефіцієнтів для рівняння залежності теплоємності міді від температури;
- обчислення ентропії міді при температурі T .

3.1. Проведення досліду

Таблиця 6 – Дослідні дані для визначення теплоємності міді

Показник, його значення	Розмірності	Величина показника	
		1 дослід	2 дослід
Константа калориметра K	Дж/(К·прилад)		
Маса зразку міді m	кг	m_1	m_2
Маса води в калориметрі m_{H_2O}	кг	2 кг	2кг
Температура мідного зразку до розміщення його в калориметрі (температура водяного термостату) t	$^{\circ}C$	$t_1=$	$t_2=$
Початкова температура калориметру t_n	$^{\circ}C$	$t_{n1}=$	$t_{n2}=$
Кінцева температура калориметру t_k	$^{\circ}C$	$t_{k1}=$	$t_{k2}=$
Зміна температури калориметра Δt	$^{\circ}C$	$\Delta t_1=$	$\Delta t_2=$

3.2 Обчислення результатів:

- теплоємність міді при температурі $t_1 =$

$$C_1 = \frac{KA(t_{к1} - t_{п1})}{m(t_1 - t_{к1})} =$$

- теплоємність міді при температурі $t_2 =$

$$C_2 = \frac{KA(t_{к2} - t_{п2})}{m(t_2 - t_{к2})} =$$

- стала a_0

$$a_0 = \frac{C_1 T_2 - C_2 T_1}{T_2 - T_1} =$$

- стала a_1

$$a_1 = \frac{C_2 - C_1}{T_2 - T_1} =$$

- зростання ентропії при нагріванні мідного зразка від 298 К до температури T_1

$$\Delta S_{\text{нагр}} = 2,303 n a_0 \lg \frac{T}{298} + n a_1 (T - 298) =$$

РОБОТА 4. ТЕРМІЧНИЙ АНАЛІЗ СПЛАВІВ

Мета роботи:

- ознайомлення з основними поняттями правила фаз;
- ознайомлення з методом побудови діаграми плавкості системи;
- побудування кривих охолодження олова, свинцю та їх сумішей з різним складом;
- побудування діаграми стану (плавкості) системи олово-свинець.

4.1 Проведення досліду

Таблиця 7 – Температура початку кристалізації розплаву та температура затвердіння евтектики

№	Склад розплаву, %		Температура початку кристалізації розплаву, °С	Затвердіння евтектики	
	Sn	Pb		Температура, °С	Тривалість температурної зупинки, хв
1	100	0	232	--	
2	80	20	208	183	
3	62	38	183	183	
4	50	50	211	183	
5	25	25	270	183	
6	0	100	327	--	

Таблиця 8 – Зміна температури при охолодженні олова, свинцю та їх сумішей

Час від початку охолодження розплаву, хвилини	Температура, °С					
	Номер зразка					
	1	2	3	4	5	6

4.2 Обчислення результатів

На окремому аркуші міліметрового паперу побудувати криві охолодження для всіх дослідів та діаграму плавкості системи Sn-Pb.

4.3 Висновки

РОБОТА 5. ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ ВИПАРОВУВАННЯ РІДИНИ

Мета роботи:

- ознайомлення з рівнянням Клаузіуса-Клапейрона;
- ознайомлення з методом визначення тиску насиченої пари;
- визначення тиску насиченої пари ефіру при різних температурах;
- визначення теплоти випаровування ефіру.

5.1 Проведення досліду

Таблиця 9 – Тиск насиченої пари ефіру при різних температурах

Атмосферний тиск $P_a =$ Па

Температура повітря $t =$ °C

Температура досліджу		Рівень ртуті, мм		Тиск ртутного стовпа P_0		Тиск пари ефіру $P = P_{атм} - P_0$, Па	lgP
°C	К	верхній h_1	нижній h_2	мм	Па		
-10	263						
0	273						
+10	283						

Примітки:

1 Тиск ртутного стовпчика обчислити за рівнянням

$$P_0 = h_1 - h_2.$$

2 Тиск насиченої пари ефіру обчислити за рівнянням

$$P = P_{атм} - P_0.$$

5.2 Обчислення результатів:

- експериментальне значення мольної теплоти випаровування ефіру

$$L_{вип} = \frac{2,303RT_1T_2 \lg \frac{P_2}{P_1}}{T_2 - T_1} =$$

5.3 Висновки

РОБОТА 6. ВИЗНАЧЕННЯ КОНСТАНТИ РІВНОВАГИ РЕАКЦІЇ

Мета роботи:

- ознайомлення з параметрами зворотної гомогенної реакції;
- ознайомлення з методом дослідження рівноваги гомогенної реакції;
- визначення константи рівноваги гомогенної реакції



6.1 Проведення досліду

Таблиця 10 – Кількість мілілітрів 0,02 М розчину тіосульфату натрію, що пішли на титрування проб

Температура досліду $t =$ °С

Номер проби	Час відбору проби, хв	Об'єм розчину тіосульфату натрію, мл
1	5	
2	10	
3	15	
4	20	
5	25	

6.2 Обчислення результатів:

- рівноважна концентрація йоду в розчині

$$C_{I_2} = C_{Na_2S_2O_3} \frac{V_1}{2V_2} =$$

- рівноважна концентрація Fe^{2+}

$$C_{Fe^{2+}} = 2C_{I_2} =$$

- початкова концентрація $FeCl_3$

$$C_{FeCl_3} = C_0 \frac{V_{FeCl_3}}{V_{FeCl_3} + V_{KJ}} =$$

- рівноважна концентрація іонів Fe^{3+} :

$$C_{Fe^{3+}} = C_{FeCl_3} - 2C_{I_2} =$$

- початкова концентрація **KI**

$$C_{KI} = C_0 \frac{V_{KI}}{V_{FeCl_3} + V_{KI}} =$$

- рівноважна концентрація іонів I^-

$$C_{I^-} = C_{KI} - 2C_{I_2} =$$

- константа рівноваги реакції

$$K_C = \frac{C_{Fe^{2+}}^2 C_{I_2}}{C_{Fe^{3+}}^2 C_{I^-}^2} =$$

- енергія Гельмгольца реакції

$$\Delta A_T = - RT \ln K_C = - 2,303 RT \lg K_C =$$

6.3 Висновки

РОБОТА 7. ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОТИ УТВОРЕННЯ ТВЕРДОГО РОЗЧИНУ

Мета роботи:

- ознайомлення з основними уявленнями про розчин;
- визначення теплоти розчинення KBr та KCl в воді;
- визначення теплоти утворення твердого розчину.

7.1 Проведення досліду

Таблиця 11 – Початкові кількості солі та води для визначення теплоти утворення твердого розчину

	KCl	KBr	KCl+KBr
Маса солі, г	8,95	14,28	23,23
Маса води, г(об'єм, мл)	291,05	285,72	276,73
Маса солі та води, г	300,00	300,00	300,00

Таблиця 12 – Відліки за термометром при визначенні теплоти розчинення

Сіль	Період	Час відліку, хвилин							Температура, °C		
		0,0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	t _п	t _к	Δt
KCl	Початковий										
	Головний										
	Кінцевий										
KBr	Початковий										
	Головний										
	Кінцевий										
KBr+ KCl	Початковий										
	Головний										
	Кінцевий										

7.2 Обчислення результатів:

- теплота розчинення **KCl**

$$Q_{\text{KCl}} = \frac{KM_{\text{KCl}}(t_{\text{к}} - t_{\text{п}})}{m_{\text{KCl}}} =$$

- теплота розчинення **KBr**

$$Q_{\text{KBr}} = \frac{KM_{\text{KBr}}(t_{\text{к}} - t_{\text{п}})}{m_{\text{KBr}}} =$$

- теплота розчинення твердого розчину **KCl** та **KBr**

$$Q_{\text{KCl+KBr}} = \frac{K(M_{\text{KCl}} + M_{\text{KBr}})(t_{\text{к}} - t_{\text{п}})}{m_{\text{KCl+KBr}}} =$$

- теплота утворення одного молю твердого розчину

$$Q = Q_{\text{KCl+KBr}} - (Q_{\text{KCl}} + Q_{\text{KBr}}) =$$

7.3 Висновки

РОБОТА 8. ВИЗНАЧЕННЯ РОЗЧИННОСТІ ТВЕРДОЇ РЕЧОВИНИ

Мета роботи:

- ознайомлення з різними способами відображення концентрацій розчину;
- ознайомлення з методом визначення розчинності твердої речовини;
- визначення розчинності гідрокарбонату натрію;
- відображення концентрації насиченого розчину гідрокарбонату натрію різними способами.

8.1 Проведення досліду

Таблиця 13 – Об'єм соляної кислоти, витрачений на титрування окремих проб розчину гідрокарбонату натрію

Проба	Об'єм розчину HCl, витрачений на титрування проби, мл
1	
2	
3	

8.2 Обчислення результатів:

- нормальність насиченого розчину гідрокарбонату натрію

$$C_{\text{н}(\text{NaHCO}_3)} = \frac{C_{\text{н}(\text{HCl})} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaHCO}_3}}$$

- розчинність гідрокарбонату натрію

$$P = \frac{100C_{\text{H}(\text{NaHCO}_3)} \cdot m_{\text{e}(\text{NaHCO}_3)}}{1000\rho - C_{\text{H}(\text{NaHCO}_3)} \cdot m_{\text{e}(\text{NaHCO}_3)}}$$

8.3 Висновки

РОБОТА 9. ВИЗНАЧЕННЯ ВЕРХНЬОЇ КРИТИЧНОЇ ТЕМПЕРАТУРИ РОЗЧИНЕННЯ

Мета роботи:

- ознайомлення з діаграмою стану системи “вода-фенол”, компоненти якої мають обмежену взаємну розчинність;
- ознайомлення з методом побудови діаграм стану системи з обмеженою розчинністю компонентів;
- побудова діаграми стану системи “вода-фенол”;
- визначення верхньої критичної температури розчинення в системі “вода-фенол”.

9.1 Проведення досліду

Таблиця 14 – Температура взаємної розчинності компонентів в системі “вода-фенол”

Номер пробірки	Температура, °С		
	гомогенізації	гетерогенізації	середня
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			

9.2 Обробка результатів:

- на окремому аркуші міліметрового паперу за одержаними результатами накреслити діаграму стану системи “вода-фенол”,
- визначити верхню критичну температуру розчинення $T_{кр}$
- визначити склад системи “вода-фенол”, який відповідає критичній температурі.

9.3 Висновки

РОБОТА 10. ВИЗНАЧЕННЯ КОЕФІЦІЄНТУ РОЗПОДІЛУ ТРЕТЬОГО КОМПОНЕНТУ МІЖ ДВОМА РІДИНАМИ

Мета роботи:

- ознайомлення з екстракцією;
- ознайомлення з методом очищення розплавів металів від сірки та фосфору шлаком;
- визначення коефіцієнту розподілу йоду між водою та чотирехлористим вуглецем.

10.1 Проведення досліду

Таблиця 15 – Коефіцієнт розподілу йоду між CCl_4 та водою
Температура досліду $^{\circ}\text{C}$

Номер досліду	Об'єм водного розчину $V_{\text{H}_2\text{O},\text{мл}}$	Об'єм CCl_4 $V_{\text{CCl}_4,\text{мл}}$	Середня кількість 0,01 н розчину тіосульфату на титрування, мл		Коефіцієнт розподілу K
			до розподілу V_1	після розподілу V_2	
1	100	1			
2	100	2			
3	100	3			
4	100	4			

10.2 Обчислення результатів:

- коефіцієнт розподілу

$$K = \frac{V_{\text{H}_2\text{O}}(V_1 - V_2)}{V_{\text{CCl}_4} V_2} =$$

10.3 Висновки

РОБОТА 11. ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЕКУЛЯРНОЇ МАСИ РЕЧОВИНИ КРІОСКОПІЧНИМ МЕТОДОМ

Мета роботи:

- ознайомлення з кріоскопічним методом визначення молекулярної маси речовини;
- вимірювання температури замерзання дистильованої води;
- вимірювання температури замерзання розчину глюкози;
- визначення зниження температури замерзання розчину глюкози;
- визначення молекулярної маси глюкози.

11.1 Проведення досліду

Таблиця 16 – Початкові та дослідні дані для визначення молекулярної маси глюкози

Маса води $m_0 = 25,0$ г, маса глюкози $m = 1,000$ г

Назва системи	Номер досліду	Температура замерзання, °С	Середня температура замерзання, °С	Зниження температури замерзання Δt_3 , °С	Молекулярна маса глюкози, г/моль
Розчинник (вода)	1				
	2				
	3				
	4				
Розчин глюкози	1				
	2				
	3				
	4				

11.2 Обчислення результатів:

- молекулярна маса глюкози за результатами дослідів

$$M = \frac{1000K_{кр}m}{\Delta t_3 m_0} =$$

- молекулярна маса глюкози за її хімічною формулою

$$M_{C_6H_{12}O_6} =$$

- абсолютна помилка дослідів

$$\Delta M = | M_{експ} - M_{обч} | =$$

- відносна помилка дослідів

$$\%M = \frac{100\Delta M}{M_{обч}} =$$

11.3 Висновки

РОБОТА 12. ВИЗНАЧЕННЯ СТУПЕНЮ ТА КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ

Мета роботи:

- ознайомлення з головними поняттями електропровідності розчинів електролітів;
- ознайомлення з будовою та роботою реохордного мосту Р-38;
- визначення ступеню та константи дисоціації оцтової кислоти.

12.1 Проведення досліду

Таблиця 17 – Ступінь та константа дисоціації оцтової кислоти

C , моль/л	R , Ом	χ , Ом/м	λ , Ом·м ² /моль	α_v	K_d
0,1					
0,2					
0,5					

12.2 Обчислення результатів:

- питома електропровідність розчинів

$$\chi = \frac{K}{R} : \quad \chi_1 =$$

$$\chi_2 =$$

$$\chi_3 =$$

- еквівалентна електропровідність

$$\lambda_v = \frac{\chi}{C} : \quad \lambda_{v_1} =$$

$$\lambda_{v_2} =$$

$$\lambda_{v_3} =$$

- ступінь дисоціації оцтової кислоти в кожному розчині

$$\alpha_v = \frac{\lambda_v}{\lambda_\infty} : \quad \alpha_{v_1} =$$

$$\alpha_{v_2} =$$

$$\alpha_{v_3} =$$

- константа дисоціації оцтової кислоти

$$K_d = \frac{C\alpha_v^2}{1 - \alpha_v} : \quad K_{d_1} =$$

$$K_{d_2} =$$

$$K_{d_3} =$$

12.3 Висновки

РОБОТА 13. ВИЗНАЧЕННЯ РОЗЧИННОСТІ КАРБОНАТУ КАЛЬЦІЮ

Мета роботи:

- ознайомлення з електрометричним методом визначення розчинності речовини;
- вимірювання електропровідності насиченого розчину карбонату кальцію;
- визначення розчинності та добутку розчинності карбонату кальцію.

13.1 Проведення досліду

Таблиця 18 – Добуток розчинності та розчинність карбонату кальцію при температурі 25°C

R, Ом	χ, Ом/м	C, моль/л	ДР, моль ² /л ²	P, г/л

13.2 Обчислення результатів:

- питома електропровідність розчину

$$\chi = \frac{K}{R} =$$

- концентрація насиченого розчину

$$C = \frac{\chi}{\lambda_{\text{нас}}} =$$

- добуток розчинності карбонату кальцію

$$DP_{\text{CaCO}_3} = C^2 =$$

- розчинність карбонату кальцію

$$P = MC =$$

13.3 Висновки

РОБОТА 14. ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОРУШІЙНОЇ СИЛИ ГАЛЬВАНІЧНОГО ЕЛЕМЕНТА

Мета роботи:

- ознайомлення з компенсаційним методом вимірювання електрорушійної сили гальванічного елемента;
- ознайомлення з будовою та роботою гальванічного елемента;
- ознайомлення з будовою та роботою потенціометру.
- вимірювання електрорушійної сили елемента Даніеля-Якобі.

14.1 Проведення досліду

Таблиця 19 – ЕРС елемента Даніеля-Якобі

Температура дослідів $t =$ °С

Елемент	ЕРС елемента, В		Помилка дослідів	
	$E_{\text{експ}}$	$E_{\text{теор}}$	абсол, В	відн, %
(-)Zn/ZnSO ₄ (1M)//CuSO ₄ (1M)/Cu(+)				
(-)Zn/ZnSO ₄ (0,1M)//CuSO ₄ (1M)/Cu(+)				
(-)Zn/ZnSO ₄ (1M)//CuSO ₄ (0,01M)/Cu(+)				

14.2 Обчислення результатів:

- теоретичні значення ЕРС гальванічних елементів

$$E = \varphi_{\text{Cu}}^{\circ} - \varphi_{\text{Zn}}^{\circ} + 0,0296 \lg \frac{C_{\text{Cu}^{2+}}}{C_{\text{Zn}^{2+}}} =:$$

$$E_1 =$$

$$E_2 =$$

$$E_3$$

- абсолютна помилка досліду

$$\Delta E = |E_{\text{експ}} - E_{\text{теор}}| :$$

$$\Delta E_1 =$$

$$\Delta E_2 =$$

$$\Delta E_3 =$$

- відносна помилка досліду

$$\% \Delta E = 100 \frac{\Delta E}{E_{\text{теор}}} :$$

$$\% \Delta E_1 =$$

$$\% \Delta E_2 =$$

$$\% \Delta E_3 =$$

14.3 Висновки

РОБОТА 15. ВИЗНАЧЕННЯ ЕЛЕКТРОДНОГО ПОТЕНЦІАЛУ

Мета роботи:

- ознайомлення з будовою та роботою водородного електроду;
- ознайомлення з будовою та роботою каломельного електроду;
- практичне визначення потенціалів цинкового та мідного електродів.

15.1 Проведення досліду

Таблиця 20 – Потенціали електродів

Температура досліду $t =$ $^{\circ}\text{C}$

Елемент	ЕРС $E_x, \text{В}$	Потенціал каломель- ного елект- роду, В	Потенціал електроду, В		Помилка	
			$\Phi_{\text{експ}}$	$\Phi_{\text{теор}}$	абсо- лют- на, В	відно- сна, %
$\text{Zn}/\text{ZnSO}_4(1\text{M})//\text{KCl}_{\text{нас}}\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}$						
$\text{Cu}/\text{CuSO}_4(1\text{M})//\text{KCl}_{\text{нас}}\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{Hg}$						

15.2 Обчислення результатів:

- експериментальна величина потенціалу цинкового електроду

$$\Phi_{\text{Zn}} = \Phi_{\text{кал}} - E_x =$$

- експериментальна величина потенціалу мідного електроду

$$\Phi_{\text{Cu}} = \Phi_{\text{кал}} + E_x =$$

- теоретичні значення потенціалів

$$\varphi_{\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Zn}^{2+}} =$$

$$\varphi_{\text{Cu}} = \varphi_{\text{Cu}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln a_{\text{Cu}^{2+}} =$$

- абсолютні помилки дослідів

$$\Delta\varphi_{\text{Zn}} = \left| \varphi_{\text{Zn}_{\text{експ}}} - \varphi_{\text{Zn}_{\text{теор}}} \right| =$$

$$\Delta\varphi_{\text{Cu}} = \left| \varphi_{\text{Cu}_{\text{експ}}} - \varphi_{\text{Cu}_{\text{теор}}} \right| =$$

- відносні помилки дослідів

$$\% \Delta\varphi_{\text{Zn}} = 100 \frac{\Delta\varphi_{\text{Zn}}}{\varphi_{\text{Zn}_{\text{теор}}}} =$$

$$\% \Delta\varphi_{\text{Cu}} = 100 \frac{\Delta\varphi_{\text{Cu}}}{\varphi_{\text{Cu}_{\text{теор}}}} =$$

15.3 Висновки

РОБОТА 16. ВИЗНАЧЕННЯ КОНСТАНТИ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Мета роботи:

- ознайомлення з методом визначення константи швидкості реакції;
- визначення константи швидкості реакції йодування ацетону;
- визначення середньої швидкості реакції йодування ацетону.

16.1 Проведення досліду

Таблиця 21 – Константи швидкості реакції йодування ацетону

Час від початку реакції, хв	Об'єм розчину тіосульфату, мл	Початкова концентрація ацетону $C_{\text{ац}}^0$, моль/л	Початкова концентрація іонів водню $C_{\text{H}^+}^0$, моль/л	Зміна концентрації C_x , моль/л	Константа швидкості реакції k
0					
10					
20					
30					

16.2 Обчислення результатів:

- початкова концентрація ацетону

$$C_{\text{ац}}^0 = C_{\text{ац}} \frac{25}{V_{\text{колби}}} =$$

- початкова концентрація іонів водню

$$C_{\text{H}^+}^0 = C_{\text{H}^+} \frac{25}{V_{\text{колби}}} =$$

- зміна концентрації ацетону на 10,20,30 хвилини

$$C_{\text{X}_t} = \frac{V_0 - V_t}{25} \frac{C_{\text{H}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}}{2} :$$

$$C_{\text{X}_{10}} =$$

$$C_{\text{X}_{20}} =$$

$$C_{\text{X}_{30}} =$$

- константа швидкості реакції для 10,20,30 хвилин

$$k_t = \frac{2,303}{t(C_{\text{ац}}^0 + C_{\text{H}^+}^0)} \lg \frac{C_{\text{ац}}^0 (C_{\text{H}^+}^0 + C_{\text{X}_t})}{C_{\text{H}^+}^0 (C_{\text{ац}}^0 - C_{\text{X}_t})} :$$

$$k_{10} =$$

$$k_{20} =$$

$k_{30} =$

16.3 Висновки

РОБОТА 17. ВИЗНАЧЕННЯ ЕНЕРГІЇ АКТИВАЦІЇ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

Мета роботи:

- ознайомлення з методом визначення енергії активації;
- визначення константи швидкості реакції розкладу перекису водню при кількох температурах;
- визначення енергії активації реакції розкладу перекису водню;
- визначення відносної кількості активних часток реакції розкладу перекису водню;
- визначення температурного коефіцієнту константи швидкості реакції розкладу перекису водню.

17.1 Проведення досліду

Таблиця 22 – Кінетичні дані реакції розкладу перекису водню при температурі °С

Час, хв	Рівень рідини в бюретці, мл	Об'єм кисню V, мл	Константа швидкості реакції k
0			
5			
10			
15			
20			
25			
30			
∞			

17.2 Обчислення результатів:

- об'єм кисню, що виділився за 5,10...30 хвилин

$$V_t = V_n - V_0:$$

$$V_5 =$$

$$V_{10} =$$

$$V_{15} =$$

$$V_{20} =$$

$$V_{25} =$$

$$V_{30} =$$

- об'єм кисню, що виділився після кипіння розчину

$$V_\infty = V_x - V_0 =$$

- константа швидкості реакції розкладу перекису водню для кожного проміжку часу

$$k_t = \frac{2,303}{t} \lg \frac{V_\infty}{V_\infty - V_t} :$$

$$k_5 =$$

$$k_{10} =$$

$$k_{15} =$$

$$k_{20} =$$

$$k_{25} =$$

$$k_{30} =$$

- середнє значення константи швидкості реакції

$$k_{\text{сер}} = \frac{\sum k}{n} =$$

- енергія активації реакції розкладу перекису водню

$$E^* = \frac{2,303RT_1T_2 \lg \frac{k_2}{k_1}}{T_2 - T_1} =$$

- відносна кількість активних молекул

$$\lg \frac{N^*}{N} = - \frac{E^*}{2,303RT} =$$

- температурний коефіцієнт швидкості реакції
(формулу скласти самостійно)

17.3 Висновки

РОБОТА 18. АДСОРБЦІЯ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ АКТИВОВАНИМ ВУГІЛЛЯМ

Мета роботи:

- ознайомлення з основними поняттями адсорбції;
- визначення адсорбції оцтової кислоти активованим вугіллям;
- побудова ізотерми адсорбції оцтової кислоти активованим вугіллям.

18.1 Проведення досліду

Таблиця 23 – Адсорбція оцтової кислоти активованим вугіллям

Приблизна концентрація CH ₃ COOH моль/л	Кількість 0,01н NaOH на титрування 100 мл розчину CH ₃ COOH			$\frac{X}{m}$	lgC	lg $\frac{X}{m}$
	C ₀	C _i	X=C ₀ -C _i			
0,1						
0,05						
0,025						
0,0125						

18.2 Обчислення результатів:

-після графічної обробки результатів дослідження одержуємо величину

lgK=

- величина сталої

$$\frac{1}{n} = -\operatorname{tg}\alpha = -\frac{\lg K}{\lg C_1} =$$

- запишемо логарифмічне рівняння Фрейндліха для ізотерми адсорбції оцтової кислоти активованим вугіллям

18.3 Висновки

РОБОТА 19. ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ЗАЛІЗА В ЗАЛІЗНОМУ ДРОТІ

Мета роботи:

- ознайомлення з ваговим аналізом;
- ознайомлення з ваговим методом визначення вмісту заліза в залізному дроті;
- виконання визначення вмісту заліза в залізному дроті.

19.1 Проведення досліду

19.2 Протокол аналізу:

1 Наважка дроту (в грамах) **a**=

2 Маса тигля (в грамах) **m₁**=

3 Маса тигля з осадом після першого прожарювання (в грамах)
m₂=

4 Маса тигля з осадом після другого прожарювання (в грамах)
m₂=

19.3 Обчислення результатів

- маса прожареного осаду Fe_2O_3 (в грамах)

$$m = m_2 - m_1 =$$

- вагова кількість заліза в дроті (в грамах)

$$X = \frac{111,7m}{159,7} =$$

- процент заліза в дроті

$$\% \text{Fe} = \frac{100X}{a} =$$

19.4 Висновки

РОБОТА 20. ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ КАРБОНАТА ТА БІКАРБОНАТА ПРИ ЇХ СУМІСНІЙ ПРИСУТНОСТІ

Мета роботи:

- ознайомлення з об'ємним аналізом;
- ознайомлення з об'ємним методом визначення вмісту карбонату та бікарбонату натрію;
- виконання визначення вмісту карбонату та бікарбонату натрію при їх сумісній присутності.

20.1 Проведення досліду

Таблиця 24– Об'єм розчину соляної кислоти, що витрачено на титрування суміші карбонату та бікарбонату натрію

мл

Номер досліду	Об'єм HCl на титрування з ф/ф V_1	Об'єм HCl на титрування з м/о V_2	Об'єм HCl на титрування Na_2CO_3 , $V_{\text{HCl}}^I = 2V_1$	Об'єм HCl на титрування NaHCO_3 , $V_{\text{HCl}}^{II} = V_2 - 2V_1$
1				
2				
3				
Середнє				

20.2 Протокол аналізу

1 Наважка суміші (в грамах) $a = 1,0000$

2 Об'єм колби (в мілілітрах) $V_k = 250$

3 Об'єм розчину суміші карбонату та бікарбонату натрію, взятий для титрування (в мілілітрах) $V = 25$

4 Нормальність розчину HCl, $N_{HCl} =$

5 Середній об'єм розчину HCl, витрачений на титрування Na_2CO_3 (в мілілітрах) $V_{HCl}^I =$

6 Середній об'єм розчину HCl, витрачений на титрування $NaHCO_3$ (в мілілітрах) $V_{HCl}^{II} =$

20.3 Обчислення результатів:

- нормальність розчину Na_2CO_3

$$N_{Na_2CO_3} = \frac{N_{HCl} V_{HCl}^I}{V} =$$

- нормальність розчину $NaHCO_3$

$$N_{NaHCO_3} = \frac{N_{HCl} V_{HCl}^{II}}{V} =$$

- титр розчину $NaHCO_3$

$$T_{NaHCO_3} = \frac{N_{NaHCO_3} E_{NaHCO_3}}{1000} =$$

- титр розчину Na_2CO_3

$$T_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{H_{\text{Na}_2\text{CO}_3} E_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{1000} =$$

- маси карбонату та бікарбонату в наважці

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = T_{\text{Na}_2\text{CO}_3} V_{\text{к}} =$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = T_{\text{NaHCO}_3} V_{\text{к}} =$$

- процентний вміст карбонату та бікарбонату в наважці

$$\% \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{100m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{a} =$$

$$\% \text{NaHCO}_3 = \frac{100m_{\text{NaHCO}_3}}{a} =$$

20.4 Висновки

РОБОТА 21. ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ НІКЕЛЮ В СТАЛЯХ ФОТОКОЛОРИМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Мета роботи:

- ознайомлення з фотоколориметрією.
- ознайомлення з фотоколориметричним методом визначення вмісту нікелю в сталях.

21.1 Проведення досліду

21.2 Обчислення результату:

$$\%Ni = \frac{D_x \%Ni_{ст}}{D_{ст}} =$$

21.3 Висновки

РОБОТА 22. ПОТЕНЦІОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ МАРГАНЦЮ В СТАЛЯХ

Мета роботи:

- ознайомлення з методами визначення вмісту марганцю в сталях та чавунах;
- знайомлення з потенціометричним методом аналізу;
- ознайомлення з будовою та роботою потенціометричного устаткування;
- виконання визначення вмісту марганцю в сталях.

22.1 Проведення дослідю

22.2 Протокол аналізу

1 Наважка перманганату калію в аліквотній частині розчину (в грамах)

m =

2 Об'єм розчину перманганату, взятий для титрування (в мілілітрах)

V =

3 Титр розчину перманганату за марганцем (в грамах на мілілітр)

$$T_{\text{KMnO}_4/\text{Mn}} = \frac{0,3476m}{V} =$$

4 Вміст марганцю в сталі

$$\% \text{Mn} = \frac{100 T_{\text{KMnO}_4/\text{Mn}} V}{m} =$$

РОБОТА 23. ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ВУГЛЕЦЮ В СПЛАВАХ

Мета роботи:

- ознайомлення з сучасними методами визначення вмісту вуглецю в сталях;
- ознайомлення з кондуктометричним методом визначення вмісту вуглецю в сталях та інших сплавах;
- виконання визначення вмісту вуглецю в чорних сплавах.

23.1 Проведення досліду

23.2 Протокол аналізу:

1 Наважка сплаву для аналізу (в грамах) $a =$

2 Процентний вміст вуглецю в зразку сплаву
 $\%C =$

23.3 Висновки

ДОДАТКИ

ДОДАТОК А

Термодинамічні властивості деяких речовин

У таблиці А.1 наведені такі умовні позначення:

– ΔH_{298}° – ентальпія утворення 1 молю сполуки з простих речовин в стандартних умовах ($P = 1,01325 \cdot 10^5$ Па ; $T = 298,15$ К);

– S_{298}° – ентропія 1 молю речовини в стандартних умовах ($P = 1,01325 \cdot 10^5$ Па; $T = 298,15$ К);

– $\Delta H_{\text{пер}}$ – ентальпія переходу 1 молю речовини із однієї фази в іншу;

– $T_{\text{пер}}$ – температура фазового перетворення речовини;

– т, г, р - твердий, газоподібний і рідкий стан речовини;

– $t(\alpha)$, $t(\beta)$, $t(\gamma)$ - поліморфні модифікації твердої речовини;

– Роз – речовина розкладається під час нагрівання.

Таблиця А.1

Речовина	$-\Delta H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/ (моль·К)	Фаза	$T_{пер}$ К	$-\Delta H_{пер}$, кДж/ (моль·К)	Коефіцієнти рівняння $C_p = a_0 + a_1 T + a_2 T^1 + a_2 T^{-2}$ Дж/(моль·К)				Температурний інтервал, К
						a_0	$a_1 \cdot 10^3$	$a_2 \cdot 10^6$	$a_2 \cdot 10^{-5}$	
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>	<i>9</i>	<i>10</i>	<i>11</i>
ПРОСТІ РЕЧОВИНИ										
Ag	-	42,705	т	1234	11,95	21,31	4,271	-	1,51	298-1234
Ag	-	-	р	2485	254,22	30,56	-	-	-	1234-2485
Al	-	28,34	т	931,7	10,76	20,68	12,39	-	-	298-931,7
Al	-	-	р	2600	284,28	29,31	-	-	-	931,7-2500
As	-	35,2	т	883	131,5	21,65	9,80	-	-	298-883
B	-	5,87	т	2313	15,9	6,45	18,42	-	-	298-2313
Bi	-	56,4	т	544,2	11,01	22,52	10,89	-	-	298-544,2
Bi	-	-	р	1900	172,08	31,82	-	-	-	544,2-1900
C _(графіт)	-	5,74	т	-	-	17,15	4,27	-	-8,79	298-2300
C _(алмаз)	1,897	2,38	т	-	-	9,12	13,22	-	-6,19	298-1200
C \leftrightarrow	-	51,5	т	594,1	6,11	22,23	12,31	-	-	298-594,1
C \leftrightarrow	-	-	р	1040	99,9	29,73	-	-	-	699,1-1040
Co	-	285	т(α)	723	0,021	19,76	18,00	-	-	298-723
Co	-	-	т(β)	1398	0,398	13,82	24,53	-	-	723-1398
Co	-	-	т(γ)	1766	15,50	40,19	-	-	-	1398-1766
Cr	-	23,78	т	2173	14,7	22,40	9,88	-	-1,84	298-2176
Cu	-	33,37	т	1356,2	13,02	22,65	6,28	-	-	298-1356
Cu	-	-	р	2868	304,8	31,40	-	-	-	1356-2868

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Fe	-	27,177	$\tau(\alpha)$	1033	1,72	14,11	29,73	-	1,8	298-1033
Fe	-	-	$\tau(\beta)$	1180	0,909	43,54	-	-	-	1033-1180
Fe	-	-	$\tau(\gamma)$	1673	0,63	20,31	12,56	-	-	1180-1673
Fe	-	-	$\tau(\delta)$	1808	13,08	43,32	-	-	-	1673-1808
Fe	-	-	p	3043	304,8	41,868	-	-	-	1808-2500
H ₂	-	130,6	Γ	-	-	27,72	3,39	-	-	298-2500
Hg	-	77,29	p	629,73	58,55	27,67	-	-	-	298-629,7
Mg	-	32,53	τ	923	9,21	22,32	10,76	-	-0,431	298-923
Mn	-	31,78	$\tau(\alpha)$	1000	2,24	23,86	14,15	-	-1,549	298,1000
Mn	-	-	$\tau(\beta)$	1374	2,28	34,88	2,753	-	-	1000-1374
Mn	-	-	$\tau(\gamma)$	1410	1,80	44,8	-	-	-	1374-1410
Mn	-	-	$\tau(\delta)$	1517	14,7	47,31	-	-	-	1410-1517
Mn	-	-	p	2368	224,8	46,06	-	-	-	1517-2368
Mo	-	28,60	τ	2883	24,3	22,94	5,443	-	-	298-2500
N ₂	-	191,617	Γ	-	-	28,30	2,557	0,544	-	298-2500
Nb	-	34,8	τ	2760	24,3	23,70	4,019	-	-	298-2760
Ni	-	29,881	$\tau(\alpha)$	626	0,385	17,0	29,48	-	-	298-626
Ni	-	-	$\tau(\beta)$	1728	17,63	25,12	7,536	-	-	626-1728
Ni	-	-	p	3110	378,8	38,52	-	-	-	1728-2500
O ₂	-	205,166	Γ	-	-	34,63	1,08	-	-7,859	298-2500
1/4P ₄	-	177,5	$\tau(\delta)$	317,4	2,516	57,024	120,24	-	-	298-317,4
1/4P ₄	-	-	p	553	49,82	80,512	2,135	-	-12,48	317-553
1/4P ₄	-	-	Γ	-	-	81,64	-1,67	5,44	-	553-2500
Pb	-	64,354	τ	600,64	4,777	23,61	9,63	-	-	298-600,6
Pb	-	-	p	2023	177,9	32,45	-3,056	-	-	600,9-2023
S	-	31,90	$\tau(\alpha)$	386,6	0,3684	14,99	26,13	-	-	298-368,6

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
S	-	32,55	т(β)	392	1,2267	14,91	29,10	-	-	368,6-392
S	-	-	р	717,76	10,5	22,6	20,90	-	-	392-717,7
1/2S ₂	-	-	Г	-	-	17,79	0,628	-	-4,19	717,7-2500
Sb	-	45,69	т	903,7	20,11	23,07	7,285	-	-	298-903,7
Sb	-	-	р	1713	195,377	31,40	-	-	-	903,7-1713
Si	-	18,84	т	1683	46,47	23,86	4,271	-	-4,438	298-1683
Sn	-	51,50	т	505,1	7,076	18,51	26,38	-	-	298-505,1
Sn	-	-	р	2473	230	30,57	-	-	-	505,1-2473
Ta	-	41,4	т	3250	31,4	24,37	3,266	-	-	298-2500
Ti	-	30,706	т(α)	1155	3,97	21,98	10,55	-	-	298-1155
Ti	-	-	т(β)	2000	19,3	31,40	-	-	-	1155-2000
V	-	29,12	т	2003	16,7	23,32	4,061	-	-	298-2003
W	-	335	т	3650	32,25	24,03	3,18	-	-	298-2500
Zn	-	41,66	т	692,7	6,68	22,40	10,05	-	-	298-692,7
Zn	-	-	р	1180	114,84	31,40	-	-	-	690,7-1180
Zr	-	38,90	т(α)	1135	3,852	28,60	4,689	-	-3,643	298-1135
Zr	-	-	т(β)	2125	20,5	30,44	-	-	-	1135-2125
ОКСИДИ										
Ag ₂ O	30,589	121,79	т	460 _{роз}	-	55,52	29,47	-	-	298-500
Al ₂ O ₃	1675,6	51,02	т	2300	109	109,36	18,372	-	-30,434	298-2300
As ₂ O ₃	653	107,2	т	503	17,2	35,04	203,5	-	-	298-500
B ₂ O ₃	1264,4	54,05	т(α)	723	22,06	36,55	106,34	-	-5,48	298-723
BaO	558,5	70,3	т	2196	57,8	53,34	4,354	-	-83,066	298-1200
Bi ₂ O ₃	578	151,6	т	1090	28,5	97,43	46,26	-	-	298-1100
CO	110,5	198,04	Г	-	-	27,634	5,0	-	-	298-2500

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
CO ₂	393,777	213,78	Г	-	-	32,24	22,2	-3,48	-	298-2500
CaO	635,1	39,8	Г	2860	75	41,86	20,26	-	-4,52	298-2860
C \leftrightarrow O	260,4	54,8	Г	Роз.	-	40,40	8,71	-	-	298-800
CoO	239,5	43,9	Г	2078	50	41,0	9,2	-	-	298-2078
Cr ₂ O ₃	1130,4	81,2	Г	2538	105	119,45	9,21	-	-15,642	298-1800
Cu ₂ O	166,8	93,95	Г	1508	56,1	56,1	36,0	-	-	298-1508
CuO	155,3	43,5	Г	1503	37,3	60,4	26,0	-	-	298-1250
FeO	260,7	54,0	Г	1641	31,4	52,80	6,24	-	-3,19	298-1641
Fe ₃ O ₄	1122	146,6	Г(α)	900	-	51,83	6,78	-	-1,59	298-900
Fe ₂ O ₃	822,7	90,0	Г(α)	950	0,67	97,74	72,13	-	-12,89	298-950
Fe ₂ O ₃	-	-	Г(β)	1050	0	200,97	-	-	-	950-1050
H ₂ O	286,034	69,987	р	373,16	40,905	75,49	-	-	-	298-373
H ₂ O	242,1	188,86	Г	-	-	30,00	10,71	-	-0,33	298-2500
HgO	90,887	70,502	Г	-	-	72,81	8,71	-	-14,57	298-600
MgO	602,23	26,8	Г	3075	77,5	45,47	5,012	-	-8,738	298-3075
MnO	385,2	59,75	Г	2058	54,4	46,52	8,12	-	-3,68	298-2058
MnO ₂	521,3	53,2	Г	1120 _{роз.}	-	69,50	10,22	-	-16,24	298-1120
MoO ₃	754,9	78,28	Г	1068	52,50	56,9	56,5	-	-	298-1068
N ₂ O	-81,6	220,11	Г	-	-	45,7	8,62	-	-8,54	298-2500
Na ₂ O	416,2	72,9	Г	1193	29,7	65,73	22,61	-	-	298-1773
Nb ₂ O ₅	1905,8	137,3	Г	1733	117	91,61	118,1	-	-	298-2275
NiO	242,8	38,6	Г	2230	50,7	57,32	3,48	-	-12,205	298-2230
P ₂ O ₅	1507,2	140,3	Г	631	36,8	35,064	22,61	-	-	298-631
PbO	219,4	67,8	Г	762	1,7	44,38	16,75	-	-	298-762
Pb ₃ O ₄	735,2	211,4	Г	Роз.	-	130,2	73,7	-	-	298-1000

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
SO ₂	297,1	248,7	Г	-	-	47,7	5,92	-	-8,562	298-2500
Sb ₂ O ₃	699,6	123,1	Т	928	61,71	79,97	71,6	-	-	298-920
Sb ₂ O ₅	963	125,2	Т	Роз.	-	93,8	98,8	-	-	298-1000
SiO ₂	880,1	42,12	Т(α)	856	0,63	46,98	34,33	-	-11,30	298-856
SiO ₂	-	-	Т(β)	1883	8,54	60,33	8,12	-	-	856-1883
SnO	286,4	56,5	Т	1315	26,8	39,36	15,16	-	-	298-1315
SnO ₂	581,1	52,3	Т	1898	47,69	73,94	10,05	-	-21,60	298-1898
Ta ₂ O ₅	2046,5	143,2	Т	2150	67	122,3	41,9	-	-	298-2150
TiO	518,7	34,79	Т	1264	3,43	44,25	15,07	-	-7,79	298-1264
TiO ₂	944,1	50,28	Т	2128	67	75,24	1,17	-	-18,21	298-2128
V ₂ O ₃	1239,7	98,72	Т	2240	100	122,88	19,93	-	-22,69	298-2240
V ₂ O ₅	1559,6	1310	Т	943	65,15	194,85	-16,33	-	-55,35	298-943
WO ₃	840,88	83,32	Т	1743	71,0	72,56	32,41	-	-	298-1734
ZnO	348,3	43,5	Т	Роз.	-	49,03	5,11	-	-9,13	298-1600
ZrO ₂	1094,8	50,37	Т	1478	5,945	69,67	7,54	-	-14,07	298-1478
СУЛЬФІДИ										
As ₂ S ₃	125,6	163,7	Т	540	-	23,44	-	-	-	298-540
Bi ₂ S ₃	176,68	157,0	Т	1023	37,26	120,99	25,54	-	-	298-1023
C↔S	144,44	69,08	Т	1748	213,5	54,1	3,77	-	-	298-1273
CoS	85,41	56,94	Т	1107	201,3	44,38	10,51	-	-	289-1107
Cu ₂ S	82,01	119,24	Т	1383	316,1	39,24	130,54	-	-	273-1237
FeS	95,46	67,41	Т(α)	411	2,39	21,729	110,53	-	-	298-411
FeS ₂	185,06	53,17	Т	-	-	74,86	5,527	-	-12,77	298-1000
H ₂ S	20,10	205,57	Г	-	-	29,39	15,407	-	-	298-1800
HgS	58,2	81,64	Т	659	4,19	45,64	15,28	-	-	273-853

Продовження таблиці А.1

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>	<i>9</i>	<i>10</i>	<i>11</i>
MnS	205,15	78,29	T	1803	26,38	47,73	7,54	-	-	298-1803
MoS ₂	382,4	70,76	T	2375	-	46,89	56,52	-	-	298-2375
NiS	92,35	67,47	T	669	-	38,728	53,591	-	-	298-669
PbS	94,2	91,27	T	1383	36,43	44,63	16,412	-	-	298-900
Sb ₂ S ₃	169,57	126,86	T	819	-	101,32	55,27	-	-	298-819
SnS	105,09	77,04	T	875	0,67	35,713	31,317	-	3,77	298-875
SnS ₂	167,47	87,5	T	-	-	64,937	17,585	-	-	298-1000
TiS ₂	334,97	78,42	T(α)	420	-	33,829	114,767	-	-	298-420
ZnS	201,8	57,78	T	1293	13,40	52,75	5,192	-	-5,694	298-1200
КАРБИДИ										
Al ₄ C ₃	150,3	131,1	T(α)	2373	-	100,8	132,3	-	-	298-600,0
B ₄ C	51,1	27,08	T(β)	2623	-	96,24	22,6	-	-44,87	298-1373
CaC ₂	59,02	70,32	T(α)	720	5,57	68,7	11,89	-	-8,67	298-720
CaC ₂	-	-	T(β)	2573	-	64,46	8,38	-	-	720-2573
Fe ₃ C	-22,6	101,3	T(α)	463	0,753	82,21	83,2	-	-	273-463
Fe ₃ C	-25,03	-	T(β)	1500	51,49	107,24	12,56	-	-	463-1500
Mn ₃ C	15,07	98,8	T	1413	15,07	105,74	23,44	-	-17,04	298-1310
NbC	140,65	37,26	T	3373	699,05	33,24	6,24	-	-4,3	298-3373
SiC	51,91	16,54	T	3100	473,0	37,38	12,56	-	-12,85	298-1700
TiC	190,46	24,28	T	3523	605,97	49,52	3,349	-	-14,98	298-300
VC	52,33	88,34	T	3127	-	38,43	13,81	-	-8,16	298-1700
WC	38,09	35,58	T	2993	-	33,4	9,08	-	-8,16	298-3000
ZrC	184,6	35,58	T	4008	-	54,84	2,22	-	-110,5	298-3000

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
КАРБОНАТИ ТА ГІДРОКСИДИ										
BaCO ₃	1214,2	112,2	Г	1079	18,8	86,96	48,99	-	-11,97	298-1040
CaCO ₃	1207,2	88,8	Г	Роз.	-	104,21	21,94	-	-25,96	298-1200
C↔CO ₃	748,2	48,3	Г	-	-	47,73	119,3	-	-	298-900
FeCO ₃	748,2	92,9	Г	Роз.	-	48,69	112,2	-	-	298-855
MgCO ₃	1097,0	65,7	Г	Роз.	-	77,96	57,78	-	-17,42	298-750
Na ₂ CO ₃	1137,2	136,1	Г	1118	1604	58,53	227,8	-	-13,084	298-500
PbCO ₃	700,4	131,0	Г	Роз.	-	93,87	-	-	-	298-600
MnCO ₃	895,1	85,8	Г	-	-	92,7	38,93	-	-19,64	298-700
ZnCO ₃	813,1	82,5	Г	Роз.	-	38,0	138,2	-	-	295-573
Ca(OH) ₂	987,2	72,9	Г	Роз.	-	59,37	133,85	-	-9,09	360-670
Mg(OH) ₂	1295,8	63,2	Г	Роз.	-	54,6	66,15	-	-	298-600
CaSiO ₃	1597,2	82	Г	1463	5,4	111,54	15,1	-	-27,30	298-1450
ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ										
CH ₄	74,85	186,19	Г	-	-	17,45	60,48	1,117	-7,20	298-1500
C ₂ H ₂	226,75	200,8	Г	-	-	230,46	85,77	-58,34	15,87	298-2500
C ₂ H ₄	-52,28	219,4	Г	-	-	4,196	154,59	-81,09	16,82	298-1800
C ₂ H ₆	84,67	229,5	Г	-	-	4,496	182,26	-74,86	10,8	298-1400
C ₃ H ₈	103,9	269,9	Г	-	-	-4,80	306,3	-160,16	32,75	298-1200
C ₄ H ₁₀	124,7	310,0	Г	-	-	0,469	385,38	-198,88	39,97	298-1200
C ₆ H ₆	-82,93	369,7	Г	-	-	-33,90	471,87	-298,34	70,84	298-1000
C ₇ H ₈	-50,00	319,7	Г	-	-	-33,80	557,0	-342,4	79,87	298-1200
CH ₃ OH	201,2	282,5	Г	-	-	15,28	105,2	-31,04	-	298-900
C ₂ H ₄ O ₂	437,4	282,0	Г	-	-	5,56	243,5	-151,9	36,8	298-800
C ₂ H ₅ OH	235,3	282,0	Г	-	-	19,7	212,7	-108,6	21,9	298-800

ЛІТЕРАТУРА

- 1 Киреев В.А. Курс физической химии. - М.: Химия, 1975. - 775 с.
- 2 Филенко А.Г. Збірник задач з фізичної хімії. – Київ: Вища школа, 1973. - 178 с.
- 3 Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни "Фізична хімія" для студентів металургійних спеціальностей. Лабораторні роботи 1-9 / А.А.Кузнецов, О.Є.Поляков, Н.І.Євграфова. – Краматорськ: ДДМА, 2002. – 76 с.
- 4 Методичні вказівки до лабораторних робіт з фізичної хімії для студентів металургійних спеціальностей. Лабораторні роботи 10 – 18 / Укл. : А.А.Кузнецов, О.Є. Поляков. - Краматорськ: ДДМА, 2002. – 68 с..
- 5 Методичні вказівки до лабораторних робіт з курсу “Аналітичний контроль металургійного виробництва” для студентів спеціальності 7.090403 денної форми навчання. /Уклад.: А.А.Кузнецов, О.Є.Поляков. - Краматорськ: ДДМА, 2003.– 36 с.
- 6 Физическая химия/ А.А.Жуховицкий, Л.А.Шварцман. - М.: Металлургия, 1977. - 674 с.
- 7 Курс лекцій з фізичної хімії/ О.Є.Поляков, А.А.Кузнецов, А.П.Авдєєнко. – Краматорськ: ДДМА, 2002. – 312 с.
- 8 Сборник вопросов и задач по физической химии для самоконтроля/ Ана- тасянц А.Г. и др.-М.:Высш.шк.,1979.–118 с.
- 9 Бесков С.Ю. Термохимические расчеты.-М.: Высш.шк., 1966.-380 с.
- 10 Термодинамические свойства неорганических веществ:Справочник/ Ве- рятин И.Ю. и др. -М.: Атомиздат,1965.-460 с.
- 11 Глинка Н.Л. Общая химия.-Л.: Химия,1978.-720 с.
- 12 Карапетьянц М.Х. Примеры и задачи по химической термодинамике.-М.: Химия,1974.-302 с.
- 13 Киреев В.А. Методы практических расчетов в термодинамике химичес- ких реакций.-М.:Химия,1970.-340 с.
- 14 Сборник примеров и задач по физической химии/ Е.В.Киселева, Г.С.Каретников, И.В. Кудряшов. -М.:Госхимиздат,1950.-264 с.
- 15 Краткий справочник физико-химических величин/ Под ред. К.П.Миденко и А.А.Равделя.-М.: Химия, 1967.-142 с.
- 16 Справочник по расчетам равновесий металлургических реакций/ Кресто- вников А.И. и др. -М.:Металлургия,1963.-450 с.
- 17 Лаптев Ю.М. Задачи и упражнения по термодинамике растворов.-М.: Металлургия,1965.-340 с.
- 18 Некрасов Б.В. Основы общей химии.-М.: Химия,1985.– 2 т.
- 19 Пономарев К.С. Сборник задач по физической химии.-М.:Металлургия, 1962.-150 с.

**ОРГАНІЗАЦІЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТА
З ДИСЦИПЛІНИ «ФІЗИЧНА ХІМІЯ ТА АНАЛІТИЧНИЙ
КОНТРОЛЬ МЕТАЛУРГІЙНОГО ВИРОБНИЦТВА»**

Друге видання, стереотипне.
(для студентів спеціальності 7.090405)

Поляков Олександр Єлисейович
Кузнецов Андрій Андрійович

Редактор

Ірина Іванівна Дьякова

Комп'ютерна верстка

Олександр Єлисейович Поляков

70/2004. Підп. до друку

Формат 60x84/16.

Ризографіч. др. Ум. др. арк. 6,00

Обл.-вид. арк. 4,36

Тираж 120 прим. Зам. № 156