

В С Т У П

Дані методичні рекомендації укладені з метою допомоги студенту-першокурснику в організації самостійної роботи при вивченні курсу НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ. Засвоєння курсу відбувається в 2 семестрах на заняттях трьох типів: лекціях, практичних заняттях та при виконанні лабораторних робіт. До кожного типу занять студент повинен виконати певний обсяг самостійної роботи.

Робоча програма курсу НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ складена у відповідності до програми для державних університетів та з врахуванням переходу до кредитно-модульної системи організації навчання. Програма складається з певних тематичних блоків – модулів, а саме:

I семестр

Модуль I. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії. Будова атомів і молекул. Періодична система хімічних елементів. Основні поняття та закони геохімії. Хімічний зв'язок і будова речовини.

Модуль II. Енергетика та кінетика хімічних реакцій.

Модуль III. Дисперсні системи (Розчини)

Модуль IV. Систематика і номенклатура неорганічних сполук. Хімія неметалів.

II семестр

Модуль I. Твердий стан речовин. Елементи зонної теорії твердих тіл. Хімія реальних кристалів. Загальна характеристика металів. Метали, їх добування, властивості і застосування. Тверді розчини. Інтерметаліди. Типові діаграми стану двокомпонентних систем. Поняття про трикомпонентні системи.

Модуль II. Хімія *s*- і *p*-металів

Модуль III. Хімія *d*- і *f*-елементів

Засвоєння студентом програмного матеріалу відбувається на лекціях, практичних заняттях, при виконанні лабораторних робіт та в ході самостійної підготовки. Під час лекції студент повинен законспектувати її основні положення, а після лекції опрацювати її за конспектом та рекомендованою літературою, сконцентрувавши увагу на програмних вимогах. На практичних заняттях під час розв'язку задач та тестових завдань проводиться перевірка та закріплення опрацьованого студентом під час самостійної роботи програмного матеріалу. В години лабораторних занять студенти отримують навички самостійного проведення нескладних лабораторних експериментів, для чого студент повинен вивчити відповідний теоретичний матеріал, усвідомити методику виконання дослідів за рекомендованою літературою і підготувати протокол лабораторних робіт, вносячи в нього записи рівнянь реакцій, розрахунків, спостережень і висновків після кожного виконаного дослідів.

Студенту при підготовці до здачі колоквіуму рекомендується прочитати законспектований на лекції матеріал та, використавши базовий підручник, доповнити конспект у відповідності з програмними вимогами. Потім треба вивчити законспектований матеріал. Для самоперевірки необхідно спробувати дати відповіді на питання з відповідного орієнтовного переліку та розв'язати запропоновані типові задачі. Якщо це викликає труднощі, слід наполегливо шукати відповіді у додатковій літературі. У випадку, коли все-таки необхідного результату не досягнуто, слід звернутися по консультативну допомогу до викладача курсу.

Ступінь оволодіння студентами програмного матеріалу перевіряється індивідуальною задачею колоквіумів, умінням розв'язувати задачі, якістю виконання лабораторних робіт, написанням контрольних робіт. Знання студентів оцінюються за спеціально розробленою модульно-рейтинговою системою.

ЛІТЕРАТУРА ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ

1. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1988
2. Голуб А.М. Загальна та неорганічна х, ч.1. - К.: Вид-во КДУ, 1968.
3. Голуб А.М. Загальна та неорганічна х, ч.2. - К.: Вид-во КДУ, 1970.
4. В.С.Телегус, О.І.Бодак, О.С.Заречнюк, В.В.Кінжибало. Основи загальної хімії. Львів: Світ, 2000.
5. Я.А.Угай. Общая химия. М.: Высшая школа, 1984.
6. Я.А.Угай. Неорганическая химия. Л.: Химия, 1989.
7. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия (в 3 част.). - М.: Мир, 1969.
8. Некрасов Б.В. Основы общей химии (в 3-х томах). - М.: Химия, 1973-1974.
9. Сленбо У., Персонс Т. Общая химия. М.: Мир, 1979.
10. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988.
11. О.А.Голуб. Українська номенклатура в неорганічній хімії. Київ.: КУ, 1992.
12. О.О.Семрад, Є.Ю.Переш. Методичні вказівки до вивчення курсу неорганічної хімії (в схемах і таблицях) для студентів I курсу хімічного факультету. Ужгород: УжДУ, 1984 (ч.1), 1985 (ч.2), 1985 (ч.3), 1989 (ч.4).
13. З.Г.Васильева, А.А.Грановская, А.А.Таперова. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Л.: Химия, 1986. – 288 с.
14. Практикум по неорганической химии. Учебное пособие под ред. Спицина В.И. М.: изд-во МГУ, 1984.
15. Деркач Ф.А. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум. Київ: Вища школа, 1987.
16. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии. М.: 1987.
17. Глинка Н.М. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1986.
18. С.А.Неділько, П.П.Попель. Загальна й неорганічна хімія (Задачі та вправи). К.: Либідь, 2001.
19. Переш Є.Ю., Кун Г.В., Гавриленко Н.П., Сабов М.Ю. Робочий план-програма та методичні рекомендації студентам I курсу для самостійної роботи у процесі вивчення неорганічної хімії. Ужгород: УжНУ, 2005

Література для самостійної роботи: [1] ч.1 розд.ІІІ с.102-134; [5] гл.2, 7, 8; [4] 1,2 розділ; [2] розд.І с.23-54, розд.ІІ с.5-22, розд.ІІІ с.55-64, розд.ХІ с.235-242; [8] т.1 розд.І с.7-33, розд.ІІ с.58-64; [12] ч.1 с.4-14, 60-64.

I семестр навчання

Тематика лабораторних робіт та колоквиумів

- №1. Обладнання та правила роботи в хімлабораторії. Особливості роботи напівмікрометодом. Зважування на технохімічних вагах.
- №2. Очистка речовин.
- №3. КОЛОКВІУМ. Атомно-молекулярне вчення. Визначення молекулярної маси вуглекислого газу.
- №4. Визначення еквіваленту металу. Визначення наближеної атомної маси металу по питомій теплоємності.
- №5. КОЛОКВІУМ. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага.
- №6. КОЛОКВІУМ. Загальні властивості розчинів неелектролітів. Виготовлення розчинів та розчинність. Визначення концентрації розчинів титруванням.
- №7. КОЛОКВІУМ. Властивості розчинів електролітів. Електролітична дисоціація. Добуток розчинності.
- №8. Водневий показник, буферні розчини, гідроліз.
- №9. КОЛОКВІУМ. Окисно-відновні реакції.
- №10. Електрохімічні процеси. Електроліз водних розчинів.
- №11. КОЛОКВІУМ. Комплексні сполуки.
- №12. КОЛОКВІУМ. Гідроген. Галогени.
- №13. КОЛОКВІУМ. Оксиген. Халькогени.
- №14. КОЛОКВІУМ. Нітроген. Фосфор.
- №15. КОЛОКВІУМ. Карбон. Силіцій. Бор.

Теми практичних занять

- №1. Атомно-молекулярне вчення в хімії. Основні визначення та поняття в хімії. Стехіометричні закони.
- №2. Будова атомів та молекул. Періодичний закон і періодична система хімічних елементів.
- №3. Хімічний зв'язок. Типи хімічних зв'язків.
- №4. Хімічна термодинаміка. Термодинамічні функції.
- №5. Хімічна кінетика. Хімічна рівновага. Каталіз і каталізатори.
- №6. 1) Розчини. Способи вираження концентрації розчинів. Властивості розчинів неелектролітів та електролітів. 2) Водневий показник. Добуток розчинності. Гідроліз солей.
- №7. 1) Окисно-відновні реакції та процеси. Гальванічні елементи. 2) Електроліз.
- №8. Комплексні сполуки. Систематика і номенклатура неорганічних сполук.
- №9. Хімія інертних елементів.

**Модуль I. Атомно-молекулярне вчення. Основні поняття та закони хімії.
Будова атомів і молекул. Періодична система хімічних елементів.
Основні поняття та закони геохімії. Хімічний зв'язок і будова
речовини.**

1. ВСТУП. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНА ТЕОРІЯ. ОСНОВНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ

Програмні вимоги: Вступ Визначення предмету хімії: Хімія як наука про речовини та їх перетворення. Місце хімії в системі наук. Види матерії та форми її руху. Хімічна форма руху матерії. Хімія і екологія. Роль хімії в сучасному виробництві та в збереженні навколишнього середовища.

Атомно-молекулярне вчення. Становлення атомно-молекулярної теорії. Атом, молекула, хімічний елемент, прості та складні речовини. Хімічна сполука. Хімічний індивід. Дальтоніди та бертоліди. Атомні та молекулярні маси. Хімічна формула та її види. Розміри атомів, молекул та кристалів. Філософське значення атомно-молекулярної теорії.

Основні закони та класифікаційні поняття хімії. Фундаментальні та стехіометричні закони. Еквівалент. Еквівалентна маса. Розрахунок еквівалентних мас простих і складних сполук. Закон еквівалентів. Визначення еквівалентів простих та складних речовин. Закон сталості складу, закон Гей-Люссака, закон Авогадро. Методи визначення атомних і молекулярних мас.

Орієнтовний перелік питань, що виносяться на колоквиум:

Теоретичні питання:

- 1.1. Вказати види матерії. Вказати, яку форму руху матерії вивчає хімія.
- 1.2. Вказати три основні елементарні частинки, результатом взаємодії яких є речовина.
- 1.3. Вказати відносні масу та заряд протону, нейтрону, електрону.
- 1.4. Дати визначення понять "атом", "хімічний елемент", "молекула", "іон", "речовина".
- 1.5. Чи руйнується атом при хімічних реакціях?
- 1.6. Що означають терміни "температура плавлення (топлення) речовини", "температура кристалізації (затвердіння) речовини", "температура випаровування речовини", "сублімація речовини"?
- 1.7. Вкажіть, чи зберігає форму та об'єм речовина а) в твердому стані; б) в рідкому стані; в) в газоподібному стані.
- 1.8. Дати визначення понять "проста речовина", "складна речовина", "хімічна сполука".
- 1.9. Що називають алотропними видозмінами елементу?
- 1.10. Що відображає хімічна формула?
- 1.11. Що розуміють під терміном "формульна одиниця речовини"?

- 1.12. Вказати хімічні елементи, які відносять до неметалів.
- 1.13. Вказати основні класи неорганічних сполук.
- 1.14. Вказати одиницю вимірювання мас атомів та молекул в хімії.
- 1.15. Що розуміють під відносною атомною масою, відносною молекулярною масою?
- 1.16. Що визначає така фізична величина як "кількість речовини"?
- 1.17. Що є одиницею кількості речовини?
- 1.18. Скільки структурних елементів речовини (молекул, атомів, іонів) містить 1 моль речовини?
- 1.19. Вказати значення числа Авогадро.
- 1.20. Що називають молярною масою речовини M ?
- 1.21. Вказати ту одиницю вимірювання молярної маси, при якій молярна маса чисельно співпадає з відносною молекулярною масою.
- 1.22. Вказати формулу, що пов'язує числові значення маси та відповідної цій масі кількості речовини з молярною масою речовини.
- 1.23. Вказати формулу, що пов'язує числові значення кількості речовини з числом структурних одиниць в цій кількості речовини та числом Авогадро.
- 1.24. Що називають молярним об'ємом?
- 1.25. Вказати формулу, за якою визначається молярний об'єм.
- 1.26. Вказати одиниці вимірювання молярного об'єму.
- 1.27. Чи є молярний об'єм речовини її сталою величиною?
- 1.28. Які умови знаходження речовини в хімії прийнято називати нормальними умовами (н.у.)?
- 1.29. Вказати числове значення молярного об'єму будь-якого газу за н.у.
- 1.30. Записати рівняння стану ідеального газу та вказати, для чого його використовують.
- 1.31. Яку величину називають універсальною газовою сталою R ?
- 1.32. Розрахувати (або вказати) значення універсальної газової сталої при різних одиницях вимірювання тиску, температури, об'єму.
- 1.33. Записати рівняння Менделєєва-Клапейрона для випадку, коли газ узятий кількістю ν моль.
- 1.34. Сформулювати закон Авогадро.
- 1.35. Вказати формулу для розрахунку густини будь-якого газу за н.у.
- 1.36. Яке співвідношення називають відносною густиною газу за іншим газом?
- 1.37. Що розуміють під поняттям "валентність"?
- 1.38. Валентність атома якого елемента прийнято за одиницю валентності?
- 1.39. Сформулювати закон збереження маси й енергії.
- 1.40. Записати математичний вираз закону збереження маси й енергії (рівняння Ейнштейна).
- 1.41. Сформулювати закон сталості складу (Ж.Л.Пруст, 1799–1806 рр.).
- 1.42. Як називають сполуки, що не підлягають закону сталості складу?
- 1.43. Дати визначення поняття "еквівалент".

- 1.44. Що називається еквівалентною масою речовини?
- 1.45. Дати визначення поняття "молярна маса еквівалента речовини" E_m .
- 1.46. Навести формулу, по якій можна розраховувати молярну масу еквіваленту речовини.
- 1.47. Сформулювати закон еквівалентів.
- 1.48. Від чого залежить еквівалент хімічного елементу: а) від валентності елементу; б) постійно є сталою величиною?
- 1.49. Яка формула правильно виражає закон еквівалентів: а) $m_1/m_2 = E_2/E_1$; б) $m_1E_2 = m_2E_1$
- 1.50. Виберіть вірні значення еквівалентних об'ємів кисню і водню при нормальних умовах: а) 11,2 л O_2 і 22,4 л H_2 ; б) 11,2 л O_2 і 11,2 л H_2 ; в) 5,6 л O_2 і 11,2 л H_2 .
- 1.51. Сформулювати закон кратних відношень (Дж.Дальтон, 1803 р.).
- 1.52. Сформулювати закон об'ємних кратних відношень (Ж.Л.Гей-Люссак, 1808 р.).
- 1.53. Сформулювати закон парціальних тисків Дж.Дальтона
- 1.54. Записати рівняння стану для реального газу (рівняння Ван-дер-Ваальса) (1883 р.).

Тестові завдання:

- 2.1. Чи знаходяться серед нижче вказаних речовин хімічно чисті: а) вільне від вологи та пилу повітря; б) профільтрована річкова вода; в) газувана вода? Відповідь поясніть.
- 2.2. 5 г деякого порошку повністю розчинили в малій кількості кип'яченої води. При охолодженні викристалізувалось 3 г. Ці кристали були відфільтровані і розчинені знову в такій же кількості кип'яченої води; при охолодженні викристалізувалось 2,9 г. Чи є порошок чистою речовиною або сумішшю речовин? Відповідь поясніть.
- 2.3. Які з нижче вказаних речовин є сумішами і які – хімічно чистими речовинами: а) бензин; б) азот, одержаний пропусканням повітря через нагрітий порошок міді; в) генераторний газ; г) зразок бертолетової солі, що містить 38% кисню; д) глюкоза (призначена для медичних цілей)?
- 2.4. Придумайте, як розділити наступні суміші, розтерті в порошок: а) крейда і поварена сіль; б) річковий пісок, цукор та деревне вугілля; в) сірку, залізний купорос, оксид купруму(II) та залізні ошурки.
- 2.5. Складіть план розділення суміші 4 речовин: мідних, дерев'яних, залізних ошурок, порошку соди.
- 2.6. За якими фізичними властивостями можна розрізнити: а) воду і бензин; б) цукор і кухонну сіль; в) сірководень і вуглекислий газ?
- 2.7. Доведіть, що тонко подрібнений білий порошок (наприклад, ретельно розтертий у ступці), який складається з цукру і крейди, є сумішшю.
- 2.8. З поданого переліку індивідуальних речовин і сумішей (або матеріалів) випишіть назви речовин: бензол, бензин, молочна кислота, молоко, залізо, чавун, мідь, бронза.

- 2.9. У результаті нагрівання кристалічного йоду за атмосферного тиску йод не плавиться, а відразу переходить в газуватий стан (сублімується). Чи відноситься дане перетворення до хімічних?
- 2.10. Чи відбувається хімічне перетворення під час добування кисню: а) з рідкого повітря; б) з пероксиду гідрогену; в) з перманганату калію? Відповідь обґрунтуйте.
- 2.11. Чи відбувається хімічне перетворення під час добування азоту: а) з рідкого повітря; б) з нітриту амонію; в) з дихромату амонію? Відповідь обґрунтуйте.
- 2.12. В якому з висловлювань йдеться про фізичне явище, а в якому – про хімічне: а) в результаті пропускання електричного струму через водний розчин сульфату купрум(II) на аноді виділяється кисень; б) під час нагрівання холодної джерельної води з неї виділяється кисень? Відповідь поясніть.
- 2.13. Чим відрізняється відносна молекулярна маса та молярна маса?
- 2.14. Що таке формульна маса та формульна одиниця? Для заміни яких понять та в яких випадках вони вживаються? Чим викликана необхідність такої заміни?
- 2.15. Чи може абсолютна температура мати від'ємне значення?
- 2.16. Чи мають зміст вирази: а) $1/5$ моль; б) $1/5$ молекули; $1/5$ маси молекули ?
- 2.17. Де більше атомів: в 1 г магнію чи 1 г вуглецю? У скільки разів?
- 2.18. Середній вміст кальцію та калію по масі в земній корі складає відповідно 3,4% і 2,5%. Яких атомів - калію чи кальцію - більше в земній корі ?
- 2.19. Скільки молів речовини містять об'єми газів виміряних при нормальних умовах: а) 56 л NH_3 ; б) 2,8 л CO_2 ; в) 1,12 л H_2 ; г) 700 мл N_2 ?
- 2.20. Чи однакове число молекул в 0,001 кг H_2 і 0,001 кг O_2 ? В 1 молі H_2 і в 1 молі O_2 ? В 1 л H_2 і в 1 л O_2 при однакових умовах?
- 2.21. Яке відношення об'ємів, які займають 1 моль O_2 і 1 моль O_3 (однакові умови)?
- 2.22. На питання, який об'єм займатиме 1 моль води при нормальних умовах, отримана відповідь: 22,4 л. Чи вірна відповідь?
- 2.23. Яку кількість речовини становить вуглекислий газ масою 22 г? Яке число молекул міститься в такій порції газу?
- 2.24. Є дві посудини, заповнені сумішами газів: а) H_2 і Cl_2 ; б) H_2 і O_2 . Як зміниться тиск у посудинах, якщо через ці суміші пропустити електричний розряд?
- 2.25. Скільки структурних одиниць міститься в молекулярному йоді масою 50,8 г?
- 2.26. Скільки атомів фосфору міститься в тетрафосфорі P_4 масою 155 г?
- 2.27. В якій кількості речовини оксиду сульфуру (IV) міститься таке саме число атомів сірки, що й в піриті FeS_2 масою 24 г?
- 2.28. Чи однакове число молекул в 1 г водню і в 1 г кисню?
- 2.29. Чи однакове число молекул в 1 молі водню і в 1 молі кисню?
- 2.30. Скільки молей містить 1 л води?
- 2.31. Густина газу за повітрям рівна 0,9. Визначити його молярну масу та масу 1 л.
- 2.32. Обчислити молярну масу газу, якщо маса 600 мл його при нормальних умовах рівна 1,714 г.
- 2.33. Маса 0,001 м³ газу (0°C, 101,33 кПа) рівна 1,25 г. Обчислити: а) молярну масу газу; б) масу одної молекули газу.
- 2.34. Обчислити мольну масу ацетону, якщо маса 500 мл його парів при 87°C і тиску 96 кПа (720 мм рт. ст.) рівна 0,93 г.

- 2.35. При однакових умовах взяті рівні об'єми N_2 і O_2 . Яке співвідношення мас обох газів: а) $m(O_2) > m(N_2)$; б) $m(N_2) > m(O_2)$; в) $m(O_2) = m(N_2)$?
- 2.36. Змішали рівні об'єми H_2 і Cl_2 . Як зміниться об'єм суміші після проходження реакції: а) не зміниться; б) збільшиться вдвічі; в) зменшиться вдвічі?
- 2.37. Яке співвідношення об'ємів, які займають 1 моль HCl і 1 моль Cl_2 (t і p однакові): а) $V(HCl) > V(Cl_2)$; б) $V(HCl) = V(Cl_2)$; в) $V(HCl) < V(Cl_2)$?
- 2.38. Як слід змінити умови, щоб збільшення маси одного газу не привело до зростання його об'єму: а) понизити температуру; б) збільшити тиск; в) умови підібрати не можна.
- 2.39. При нагріванні HBr повністю розкладається. При цьому об'єм газу не змінюється. Які продукти розкладу реакції: а) атоми H і Br ; б) молекули H_2 і Br_2 ; в) молекули H_2 і атоми Br ?
- 2.40. Найбільшу кількість молекул вміщує 1 л (н.у.) а) хлороводню; б) сірководню; в) водню; г) води за звичайних умов.
- 2.41. Які з перелічених нижче газів легші за повітря: оксид карбону(II), оксид карбону(IV), фтор, неон, ацетилен C_2H_2 , фосфін PH_3 ?
- 2.42. Найпростіша формула гідразину NH_2 . Яка його істинна формула, якщо густина пари гідразину за повітрям рівна 1,1: а) NH_2 ; б) N_2H_4 ; в) N_3H_6 .
- 2.43. Який об'єм в літрах при нормальних умовах займуть такі гази: а) 3,5 г азоту; б) 640 г кисню; в) 110 г оксиду вуглецю(IV); г) 70 г оксиду карбону(II)?
- 2.44. При вибуху суміші, отриманої з одного об'єму деякого газу і двох об'ємів кисню, утворюються два об'єми CO_2 і один об'єм N_2 . Знайти молекулярну формулу газу.
- 2.45. Газ масою 1,236 г за температури $20^\circ C$ і тиску 1 атм займає об'єм 512 см^3 . Обчисліть відносну молекулярну масу газу.
- 2.46. Які об'єми займуть при нормальних умовах маси одного еквіваленту кисню і одного еквіваленту водню.
- 2.47. Маса 2,24 л газу (н.у.) рівна 2,8 г. Чому рівна молекулярна маса газу: а) 14; б) 28; в) 42?
- 2.48. Написати формулу сполуки сурми: а) з сіркою, б) з киснем, якщо відомо, що атомна маса сурми рівна 121,8, а її еквівалентна маса 40,6 г, атомна маса сірки 32, а її еквівалентна маса 16 г.
- 2.49. Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:
а) $HNO_3 + Bi(OH)_3 = Bi(OH)_2NO_3 + H_2O$
б) $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$
- 2.50. Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:
в) $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$
г) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O$
- 2.51. Визначити еквівалентні маси кислот і основ у наступних реакціях:
д) $2HCl + Bi(OH)_3 = BiOCl_2 + 2H_2O$
е) $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$
- 2.52. Які об'єми будуть займати за нормальних умов маси одного еквівалента кисню і одного еквівалента водню?

- 2.53. Маса атому Сульфуру в два рази більша від маси атому Оксигену. Чи можна на цій основі рахувати, що густина парів сірки за киснем рівна двом: а) можна; б) не можна?
- 2.54. При взаємодії одного об'єму CO і одного об'єму Cl₂ утворюється один об'єм фосгену. Встановити формулу фосгену.
- 2.55. Фосфор утворює два різних по складу хлориди. Еквівалент якого елемента зберігається в цих сполуках сталим: а) Хлору; б) Фосфору?
- 2.56. Еквівалентна маса металу рівна 12 г/моль. Чому рівна еквівалентна маса його оксиду: а) 24 г/моль; б) неможливо визначити; в) 20 г/моль?
- 2.57. Еквівалентна маса металу в 2 рази більша, ніж еквівалентна маса кисню. В скільки раз маса оксиду більша маси металу: а) в 1,5 рази; б) в 2 рази; в) в 3 рази?
- 2.58. Сульфур утворює хлориди S₂Cl₂ і SCl₂, еквівалентна маса Сульфуру в SCl₂ рівна 16 г/моль. Виберіть вірні значення еквівалентної маси Сульфуру в S₂Cl₂: а) 8 г/моль; б) 16 г/моль; в) 32 г/моль.
- 2.59. Чи однакова еквівалентна маса Феруму сполуках FeCl₂ і FeCl₃: а) так; б) ні?
- 2.60. Чи однаковий еквівалент Хрому в сполуках CrCl₃ і Cr₂(SO₄)₃: а) так; б) ні?
- 2.61. При відновленні воднем 1,34 г оксиду металу до металу утворилося 0,34 г води. Вирахувати еквівалентну масу металу.
- 2.62. Визначити еквіваленті маси елементів у сполуках HBr, H₂O, NH₃.
- 2.63. Фосфор утворює два різних по складу хлориди. Еквівалент якого елемента зберігається в цих сполуках постійним?
- 2.64. При відновленні 1,2 г оксиду металу воднем утворилося 0,27 г води. Знайти еквівалент металу.
- 2.65. Еквівалентна маса металу рівна 12 г/моль. Чому рівна еквівалентна маса його оксиду?
- 2.66. При згоранні 5,00 г металу утворюється 9,44 г оксиду металу. Визначити еквівалентну масу металу.
- 2.67. Одна і та ж кількість металу сполучається з 0,200 г Оксигену і з 3,17 одного з галогенів. Визначити еквівалентну масу галогенів.
- 2.68. Скільки грамів алюмінію потрібно для одержання з кислоти такої ж кількості водню, скільки його утвориться при дії 1 моль цинку?
- 2.69. Якого металу – натрію, магнію, алюмінію чи цинку – потрібно менше для утворення 1 г водню з соляної кислоти?
- 2.70. Який метал – свинець чи цинк – має більшу теплоємність? Відповідь підтвердіть розрахунками.
- Розрахункові задачі:**
- 3.1. Виразити в грамах: а) масу $1 \cdot 10^{22}$ вуглецевих одиниць; б) масу електрона, що складає 0,00055 вуглецевої одиниці.
- 3.2. Маса 1 л газу (0°C, 101,3 кПа) складає 1,25 г; визначити: а) мольну масу газу; б) масу молекули газу
- 3.3. В якому об'ємі хлору (0°C, 101,3 кПа) міститься 10^{20} молекул?
- 3.4. Скільки молекул кисню і скільки молекул аргону містить 1 мл повітря при нормальних умовах? Повітря містить 0,93% аргону по об'єму.

- 3.5. Розрахуйте об'єм і радіус атома Хрому, виходячи з припущення, що атоми Хрому мають форму кулі, а об'єм куль складає 68% від загального об'єму. Густина хрому дорівнює $7,19 \text{ г/см}^3$.
- 3.6. Під час електроіскрового розпилення золота утворюється частинки, середній діаметр яких $0,05 \text{ мкм}$. Скільки атомів Ауруму міститься в кожній такій частинці, якщо густина золота становить $19,3 \text{ г/см}^3$?
- 3.7. Розрахуйте об'єм і радіус атома Магнію, виходячи з припущення що атоми мають форму кулі, а об'єм куль становить 74% від загального об'єму. Густина магнію дорівнює $1,74 \text{ г/см}^3$.
- 3.8. Розрахуйте об'єм і радіус атома Натрію, виходячи з припущення, що атоми мають форму кулі, а об'єм куль становить 68% від загального об'єму. Густина натрію дорівнює $0,97 \text{ г/см}^3$.
- 3.9. Поширеність хімічних елементів в земній корі характеризується кларками – атомними чи ваговими. Перші показують відносний вміст (%) атомів, другі – мас елементів (%). Для Гідрогену, Натрію та Магнію вагові кларки рівні 1; 2,40; 2,35, а атомні – 17,25; 1,82; 1,72. Покажіть, що між першим та другим рядом чисел існує відповідність.
- 3.10. Дано 250 мл газу при 0°C і $101,3 \text{ кПа}$. Який об'єм займе газ при 23°C і 96 кПа ?
- 3.11. Дано 480 л газу при 17°C і 104 кПа . Привести об'єм газу до нормальних умов: 0°C і $101,3 \text{ кПа}$.
- 3.12. Із кількох атомів складаються молекули: а) парів сірки при температурі 950°C , якщо їх густина за повітрям рівна 2;2; б) парів сурми при 2000°C , якщо їх густина за воднем рівна 60,88
- 3.13. Змішано при нормальних умовах 56 л CH_4 і 112 л O_2 . Виразити склад газової суміші в процентах по масі.
- 3.14. Визначити парціальні тиски азоту і кисню в повітрі при тиску повітря $101,3 \text{ кПа}$ (повітря містить 21% O_2 і 78% N_2 по об'єму).
- 3.15. В закритій посудині місткістю 5,6 л знаходиться при 0°C суміш, що складається із 2,2 г оксиду карбону(IV), 4 г кисню і 1,2 г метану. Визначити: а) загальний тиск газової суміші; б) парціальний тиск кожного із газів; в) процентний склад суміші по об'єму.
- 3.16. В балоні місткістю 56 л міститься суміш, яка містить 4 моль CH_4 , 3 моль H_2 , 0,5 моль CO . Визначити: а) загальний тиск суміші газів (в кПа); б) процентний вміст його по масі; в) процентний вміст його по об'єму; г) парціальний тиск кожного газу (в паскалях).
- 3.17. В одному із двох балонів однакового об'єму знаходиться кисень, в другому – азот. Маса обох газів однакові. Температура обох газів 27°C . В якому балоні тиск більший і в скільки разів? До якої температури слід нагріти вміст одного балону, щоб тиск всередині нього був таким, як у другому балоні.
- 3.18. Газ, добутий у результаті прожарювання 4,9 г бертолетової солі, змішали в посудині місткістю 4 л з газом, добутим у результаті взаємодії 6 г кальцію з водою. Визначте тиск газової суміші в посудині при температурі 27°C .
- 3.19. Фторид гідрогену містить 95% F. При деякій температурі густина його пари за воднем дорівнює 20. Яка істинна формула фториду гідрогену? Яким буде склад молекули, якщо густина при підвищенні температури стане рівною 10?

- 3.20. При спалюванні 0,24 г деякої сполуки Нітрогену з Гідрогеном отримано 0,27 г H_2O і 168 мл азоту (при 0°C і 101,3 кПа). Густина пари нітрогенвмісної речовини за повітрям дорівнює 1,1. Яка істинна формула сполуки?
- 3.21. Метал витісняє з кислоти 16,8 мл H_2 (н.у.). Який об'єм N_2 необхідний для зв'язування цієї кількості водню в NH_3 : а) 11,2 мл; б) 5,6 мл; в) 8,4 мл.
- 3.22. 1 г сплаву магнію з алюмінієм витіснив з соляної кислоти 1,27 л водню(при 25°C і 100 кПа). Знайти процентний вміст сплаву.
- 3.23. З 3 г суміші CaCO_3 і MgCO_3 отримано 760 мл CO_2 (при 20°C і 99,7 кПа). Обчислити кількісне співвідношення CaCO_3 і MgCO_3 .
- 3.24. В замкнутому об'ємі при 120°C і тиску 600 кПа знаходиться суміш, яка складається з трьох об'ємів O_2 і одного об'єму CH_4 . Який буде тиск в об'ємі, якщо підірвати суміш і привести вміст об'єму до початкової температури?
- 3.25. При взаємодії NH_3 з Cl_2 утворюється хлороводень і азот. В яких об'ємних відношеннях взаємодіють NH_3 і Cl_2 і яке відношення об'ємів утворених газів.
- 3.26. Карбонат кальцію розкладається при нагріванні на CaO і CO_2 , Яка маса природного вапняку, який містить 90% CaCO_3 , потрібно для отримання 7,0 т негашеного вапна?
- 3.27. До розчину, який містить 6,8 г AlCl_3 , прилили розчин, який містить 5,0 г KOH . Знайти масу утвореного осаду.
- 3.28. При обробці розчином гідроксиду натрію 3,90 г суміші алюмінію з його оксидом виділилося 840 мл газу, виміряного при нормальних умовах. Визначити відсотковий зміст (по масі) вихідної суміші.
- 3.29. Визначити реакцію середовища в розчині після взаємодії 90 г NaOH з 73 г HCl : а) нейтральне; б) кисле; в) лужне.
- 3.30. 50 мл суміші оксиду карбону (II) і метану підірвали з 60 мл кисню. Після вибуху і переведення газів до вихідних умов об'єм їх виявився рівним 70 мл. Визначити об'ємну частку оксиду карбону(II) у вихідній суміші.
- 3.31. В результаті дії надлишку хлоридної кислоти на 8,24 г суміші оксиду мангану(IV) з невідомим оксидом EO_2 , який не реагує з хлоридною кислотою, добули 1,344 л газу (н.у.). В ході іншого досліду встановлено, що мольне співвідношення оксиду мангану(IV) і невідомого оксиду становить 3:1. Встановити формулу невідомого оксиду і обчислити його масову частку в суміші.
- 3.32. При повному згоранні наважки органічної бромовмісної речовини масою 1,88 г отримали 0,88 г CO_2 і 0,3 г H_2O . Після перетворення всього бромиду, який містить наважка, в бромід срібла, отримано 3,76 г AgBr . Густина парів речовини по водню рівна 94. Визначити молекулярну формулу дослідної речовини.
- 3.33. Розрахувати кількість аміаку, що утворюється при нагріванні суміші 14 г азоту та 14 г водню, якщо вихід продукту реакції складає 20 % від теоретично можливого.
- 3.34. 7,8 г суміші алюмінію та оксиду невідомого двовалентного металу обробили надлишком розчину NaOH . При спалюванні на повітрі газу, що виділився, утворилося 5,4 г води. Для розчинення твердої речовини, що залишилася після обробки суміші розчином лугу, необхідно було 5,04 мл 36,5%-ної соляної кислоти (густина 1,19 г/мл). Визначити формулу оксиду.

- 3.35. Пісок масою 2 кг сплавляли з надлишком гідроксиду калію, добувши внаслідок реакції силікат калію масою 3,82 кг. Визначте вихід продукту реакції, якщо масова частка оксиду силіцію(IV) у піску дорівнює 90 %.
- 3.36. До розчину, який містить 10 г H_2SO_4 , добавили 9 г NaOH . Яку реакцію має отриманий розчин?
- 3.37. При пропусканні над каталізатором суміші, яка складається з 10 молей SO_2 і 15 молей O_2 , утворилось 8 молей SO_3 . Скільки молей SO_2 і O_2 не вступило в реакцію?
- 3.38. До 1 г KOH додали 1 г HNO_3 . Яка речовина, і яка її кількість залишиться не нейтралізованою.
- 3.39. 1 мл розчину містить 0,014 г KOH . Скільки мілілітрів такого розчину потрібно для нейтралізації 1,96 г H_2SO_4 ? Скільки мілілітрів цього ж розчину потрібно для утворення середньої солі при взаємодії з 1,96 г H_3PO_4 ?
- 3.40. Скільки грамів хлориду натрію можна одержати, змішавши 20 г гідроксиду натрію з 100 г 20% соляної кислоти і повністю випарувавши розчин?
- 3.41. В результаті взаємодії 0,91 г деякого металу з розчином хлоридної кислоти виділилось 0,314 л водню (н. у.). Визначити метал.
- 3.42. В результаті спалювання 0,02 моль деякої простої речовини утворилось 3,584 л (н.у.) газу, який у 2 рази важчий за метан. Встановити формулу спаленої речовини.
- 3.43. В результаті спалювання 0,1 моль деякої простої речовини утворилось 0,1 моль оксиду, в якому масова частка Оксигену дорівнює 43,6%. Відносна густина парів цієї речовини за повітрям дорівнює 7,6. Встановити молекулярну формулу спаленої речовини і утвореного оксиду.
- 3.44. На скільки грамів збільшиться маса 1,5 моль заліза при окисленні до оксиду Fe_3O_4 ?
- 3.45. При з'єднанні 5,6 г заліза з сіркою утворилося 8,8 г сульфїду заліза. Знайти еквівалент заліза, якщо відомо, що еквівалентна маса сірки рівна 16 г/моль.
- 3.46. Деяка кількість металу, еквівалентна маса якого рівна 28 г/моль, витісняє з кислоти 0,7 л водню, виміряного при н.у. Визначте масу металу.
- 3.47. Визначити еквівалентні маси металу і Сульфур, якщо 3,24 г металу утворює 3,48 г оксиду і 3,72 г сульфїду.
- 3.48. Вирахувати атомну масу двохвалентного металу і визначити, який це метал, якщо 8,34 г металу окислюється 0,680 л кисню (нормальні умови).
- 3.49. Арсен утворює два оксиди, з яких один містить 65,2 % As , а другий 75,7 % As . Визначити еквівалентні маси Арсену в обох випадках.
- 3.50. 1,00 г деякого металу сполучається з 8,89 г Бромом і з 1,78 г Сульфуром. Знайти еквівалентні маси Бромом і металу, знаючи, що еквівалентна маса Сульфуром рівна 16,0 г/моль.
- 3.51. Еквівалентна маса Хлору рівна 35,5 г/моль, мольна маса атомів Купрумів рівна 63,5 г/моль. Еквівалентна маса хлориду купрумів рівна 99,5 г/моль. Яка формула хлориду міді?
- 3.52. Для розчинення 16,8 г металу потрібно було 14,7 г сірчаної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу і об'єм виділеного водню (нормальні умови).

- 3.53. На відновлення 1,80 г оксиду металу витрачено 883 мл водню, виміряного при нормальних умовах. Обчислити еквівалентні маси оксиду і металу.
- 3.54. Деяку кількість металу, еквівалентна маса якого рівна 27,9 г/моль, витісняє з кислоти 700 мл водню, виміряного при нормальних умовах. Визначити масу металу.
- 3.55. 1,60 г кальцію і 2,16 г цинку витісняє з кислоти однакові кількості водню. Обчислити еквівалентну масу цинку, знаючи, що еквівалентна маса кальцію рівна 20,0 г/моль.
- 3.56. При взаємодії ортофосфорної кислоти з лугом утворилась сіль Na_2HPO_4 . Знайти для цього випадку значення еквівалентної маси ортофосфорної кислоти.
- 3.57. На нейтралізацію 2,45 г кислоти витрачається 2,00 г гідроксиду натрію. Визначити еквівалентну масу кислоти.
- 3.58. Визначити еквівалент H_3PO_4 у реакціях утворення з розчином КОН:
а) KH_2PO_4 , б) K_2HPO_4 , в) K_3PO_4 .
- 3.59. 0,376 г алюмінію при взаємодії з кислотою витіснили 0,468 л водню, виміряного при нормальних умовах. Визначити еквівалентний об'єм водню, знаючи, що еквівалентна маса алюмінію рівна 8,99 г/моль.
- 3.60. Елемент утворює гідрид, що містить 8,87% Н. Обчислити еквівалент елемента.
- 3.61. Елемент утворює оксид, що містить 31,58 % О. Визначити еквівалент елемента.
- 3.62. При відновленні воднем 1,34 г оксиду металу до металу утворилося 0,324 г H_2O . Визначити еквівалент металу.
- 3.63. Еквівалент елемента дорівнює 24,99. Визначити: а) скільки відсотків Гідрогену міститься в гідриді цього елемента; б) скільки грамів водню потрібно для відновлення 4,95 г його оксиду.
- 3.64. Еквівалент металу дорівнює 56,2. Визначити процентний вміст металу в його оксиді.
- 3.65. 0,432 г металу утворили 0,574 г хлориду. Визначити еквівалент металу, прийнявши еквівалент хлору рівним 35,5.
- 3.66. Метал утворює два хлориди з вмістом хлору 37,45 і 54,51 %. Визначити еквіваленти металу в кожній сполуці.
- 3.67. 0,493 г хлориду металу після обробки нітратом аргентуму утворює 0,861 г AgCl . Визначити еквівалент металу.
- 3.68. Визначити еквівалент CO_2 в реакціях утворення з розчином NaOH : а) NHCO_3 ; б) Na_2CO_3 .
- 3.69. 2,15 г металу витісняють з H_2O 616 мл газу (н.у.). 0,313 г цього ж металу взаємодіє без залишку з 0,64 г одного з галогенів. Знайти еквівалент галогену.
- 3.70. При взаємодії з кислотою 0,608 г металу витісняється 560 мл водню (н.у.). Питома теплоємність металу 1,09. Визначити його атомну масу.

Опис дослідів до лабораторних робіт:

Лабораторна робота №1.

Дослід 1. Очистка води методом дистиляції.

1. Скласти прилад для дистиляції води: колбу Вюрца сполучити з холодильником Лібіха, приєднаним до водопровідного крану; на інший кінець холодильника надіти пробку з алонжем, опущеним в стакан – прийомник дистиляту.

2. Колбу Вюрца наповнити водою (2/3 об'єму), в яку для окислення органічних домішок додати 3-4 кристалики перманганату калію і сполучити з холодильником. В холодильник запустити проточну воду так, щоб струмінь був не дуже потужним.
3. З допомогою електроплитки нагріти воду в колбі до кипіння, слідкуючи при цьому, щоб алонж холодильника залишався в стакані-приймнику. Перегонку води продовжувати до одержання 50-100 мл дистильованої води.
4. Порівняти чистоту одержаної дистильованої води з водопровідною. Для цього на скло помістити по кілька крапель очищеної та водопровідної води і випарити.
5. Зробити висновки.

Дослід 2. Очистка йоду методом сублімації.

1. Відважити на технічних вагах близько 0,3 г кристаликів йоду і внести їх в стакан для сублімації.
2. Накрити стакан круглодонною колбою з холодною водою і обережно нагріти його полум'ям пальника. Слідкувати, щоб пари йоду не виходили назовні, а осідали на холодній поверхні колби.
3. Після закінчення возгонки кристали, що утворилися на дні колби, зібрати сухим фільтрувальним папером і віддати лаборанту.
4. Відмітити колір парів і форму кристалів сублімованого йоду.

Лабораторна робота №2.

Дослід 1. Перекристалізація дихромату калію (забрудненого сульфатом калію).

1. На техно-хімічних вагах зважити біля 6 г дихромату калію і висипати його в хімічний стакан. По таблиці розчинності розрахувати кількість води, необхідної для одержання насиченого розчину при 100 °С. Мензуркою відміряти об'єм дистильованої води на 2-3 мл більший від розрахованого і влити воду в стакан з дихроматом калію. Стакан нагрівати на електроплитці до повного розчинення солі, весь час перемішуючи розчин скляною паличкою.
2. Розчин гарячим обережно профільтрувати в інший стакан. Одержаний фільтрат охолодити до кімнатної температури, весь час перемішуючи його скляною паличкою, а потім поставити в холодну воду, продовжуючи перемішувати.
3. Одержані кристали відфільтрувати на воронці Бюхнера. Після закінчення фільтрування воронку Бюхнера перевернути на підготовлений фільтрувальний папір. Відділити фільтр від кристалів, висушити кристали між листами фільтрувального паперу до повного видалення вологи.
4. Декілька кристаликів перекристалізованого дихромату калію розчинити у воді. Перевірити розчин на наявність домішки сульфату калію, для чого в відібраний розчин додати 1-2 краплі азотної кислоти і хлориду барію.

Дослід 2. Очистка хлориду натрію методом висолювання.

1. В стакані приготувати насичений розчин повареної солі, для чого взяти близько 10 г солі та 25 мл дистильованої води. Нагріти розчин до кипіння і профільтрувати його через складчастий фільтр в другий чистий стакан.
2. Стакан з теплим насиченим розчином помістити в витяжну шафу. Відміряти мензуркою 12 мл концентрованої соляної кислоти і повільно, невеликими

порціями, вносити її в стакан з розчином, при цьому неперервно перемішуючи його скляною паличкою.

- Після охолодження розчину до кімнатної температури відфільтрувати кристали, що випали, на воронці Бюхнера. Одержані кристали перенести в фарфорову чашку і висушити в сушильній шафі.

Лабораторна робота №3.

Дослід 1. Визначення молекулярної маси вуглекислого газу.

Для одержання вуглекислого газу використовується установка, що складається з апарату Кіппа (зарядженого шматочками мармуру і соляною кислотою), двох промивних склянок (перша заповнена водою для очистки вуглекислого газу від хлороводню, друга – концентрованою сірчаною кислотою для осушування газу) і колби для збирання газу.

Порядок виконання роботи:

Взяти суху колбу, підібрати до неї пробку і відмітити рівень, до якого пробка входить в горло колби (мітку можна зробити звичайною ручкою). Зважити колбу з точністю до 0,01 г.

Заповнити колбу вуглекислим газом з апарату Кіппа. Для цього газовідвідну трубку опустити на дно колби і відкрити кран апарату. Газ пропускати протягом 1–1,5 хвилин. Повноту заповнення можна перевірити за допомогою запаленого сірника (в атмосфері вуглекислого газу сірник гасне). Колбу, заповнену вуглекислим газом, закрити пробкою і зважити (на тих же вагах і з тією ж точністю). Операцію заповнення колби газом і зважування слід провести кілька разів до одержання сталого значення маси, при цьому слідкувати, щоб колба була закрита пробкою до мітки.

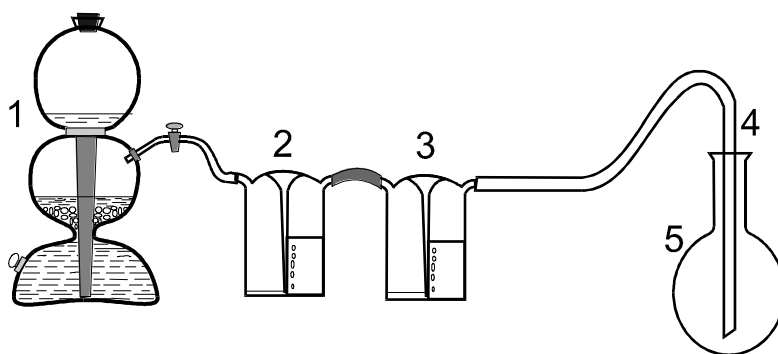


Рис.1. Прилад для визначення молекулярної маси вуглекислого газу: 1 – апарат Кіппа; 2,3 – промивні склянки; 4 – газовідвідна трубка; 5 – колба для збирання газу

Для визначення об'єму колби заповнити її водою до мітки, потім воду з колби вилити в мірний циліндр. Записати покази термометра і барометра під час досліду.

Форма запису спостережень:

- | | |
|---|----------------------------|
| 1. Маса колби (з пробкою) з повітрям | m_1 (г) |
| 2. Маса колби (з пробкою) з CO_2 | m_2 (г) |
| 3. Об'єм колби | V (мл) |
| 4. Температура | t ($^{\circ}\text{C}$) |

5. Тиск

 p (кПа)*Порядок проведення розрахунків:*1. Об'єм повітря в колбі V привести до нормальних умов ($T_0=273$ К, $p_0=101,3$ кПа)

по формулі $V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T}$.

2. Вирахувати масу повітря m_3 , яке знаходиться в колбі, знаючи, що маса 1 л повітря при н.у. складає 1,29 г.3. Вирахувати масу вуглекислого газу в колбі $m(\text{CO}_2)$ по формулі: $m(\text{CO}_2) = m_2 - (m_1 - m_3)$.4. Вирахувати густину CO_2 за повітрям по формулі: $D_{\text{нов.}} = \frac{m(\text{CO}_2)}{m_3}$.5. Вирахувати відносну молекулярну масу вуглекислого газу $M_r(\text{CO}_2) = 29 \cdot D_{\text{пов.}}$.

6. Вирахувати абсолютну і відносну похибки досліду.

Користуючись результатами експерименту, здійснити розрахунки відносної молекулярної маси іншими методами:

а) за густиною CO_2 за воднем по формулі $M_r(\text{CO}_2) = 2 \cdot D_{\text{H}_2}$ (1 л водню має масу 0,089 г);

б) за молярним об'ємом по формулі

$$M_r(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot 22,4 \text{ л / моль}}{V_0},$$

в) за рівнянням Менделєєва-Клапейрона $M_r(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2) \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$ **Лабораторна робота №4.****Дослід 1. Визначення хімічного еквіваленту металу за об'ємом витісненого водню.**

В даній роботі кожному студенту видається попередньо зважена пластинка з металу, еквівалент якого потрібно визначити. Дослід виконується в спеціальному приладі.

Опис приладу:

Прилад для визначення хімічного еквіваленту (рис.1) складається з бюретки (1), двохколінної пробірки (пробірки Оствальда) (2), відкритої трубки, що служить урівнювальною склянкою (3), трійника із затискачем на одному кінці (4). Для сполучення використовуються гумові трубки і пробки з просвердленими отворами. Для закріплення приладу використовується штатив з тримачами і затискачами.

Виконання роботи:

У відповідності з рисунком складіть прилад, при цьому залишайте затискач відкритим. В урівнювальну склянку налейте воду, яка заповнить бюретку і витіснить з приладу надлишок повітря. Бюретку закріпіть в штативі таким чином, щоб рівні води в бюретці і у відкритій трубці співпадали з нульовою поділкою. (Відрахунок рівня рідини проводиться по нижньому краю меніска.)

В одне з колін пробірки помістіть виданий шматочок металу, а в друге налейте близько 10 мл 2н. розчину соляної кислоти. Пробірку закрийте пробкою з трубкою, сполученою з трійником. Затискач закрийте і перевірте прилад на герметичність. Для цього зніміть з тримача урівнювальну склянку і опустіть її вниз

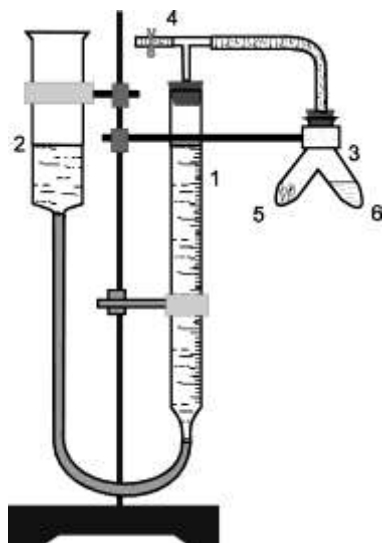


Рис.1. Прилад для визначення еквівалентної маси металу: 1 – бюретка; 2 – урівнювальна склянка; 3 – двохколінна пробірка; 4 – трійник з затискачем; 5 – метал; 6 – соляна кислота.

на 15-20 см. При цьому рівень води в бюретці трошки понизиться, а далі залишатиметься без змін. При поверненні склянки на попереднє місце вода в ній і в бюретці повинна бути на тому ж нульовому рівні. Якщо прилад не герметичний, то знайдіть місце пропускання повітря і добийтеся герметичності в цьому місці.

Після встановлення герметичності приладу поверніть двохколінну пробірку таким чином, щоб кислота перелилася в коліно з металом. Водень, що виділяється в результаті взаємодії металу з кислотою, витісняє з бюретки воду. Урівнювальну склянку при цьому потрібно опускати і під час досліду намагатися тримати воду в ній і в

бюретці на одному рівні, щоб тиск газу всередині приладу був весь час близьким до атмосферного. Після того, як температура в двохколінній пробірці зрівняється з кімнатною (приблизно через 10-15 хв), відмітьте рівень води в бюретці, визначивши тим самим об'єм (в мл) водню, що виділився в результаті реакції.

Запишіть покази термометра і барометра в лабораторії.

Форма запису результатів вимірювань:

- | | |
|--|-----------|
| 1. Маса зразка металу | m , г |
| 2. Об'єм витісненого газу в умовах досліду | V , мл |
| 3. Температура досліду | t , °С |
| 4. Атмосферний тиск (по барометру) | P , кПа |

Проведення розрахунків:

- Розрахувати об'єм виділеного водню при н.у.

Водень, що збирається над водою, містить водяну пару і загальний тиск газу в бюретці (рівний атмосферному) складається з парціальних тисків водню і водяної пари. Значення тиску водяної пари h беруться з відповідної таблиці:

t , °С	10	12	14	16	18	20	22
P , мм рт.ст.	9,21	10,52	11,99	13,63	15,48	17,54	19,83

Тоді об'єм водню при н.у. визначається по рівнянню $V_0 = \frac{V(P-h) \cdot 273}{(273+t) \cdot 760}$, при цьому

попердень необхідно атмосферний тиск (покази барометра) виразити в мм рт.ст.

- Розрахувати еквівалент металу по формулі $E = \frac{11200 \cdot m}{V_0}$ (еквівалент відповідає масі металу, яка витісняє 11200 мл (н.у.) H_2).

Дослід проведіть два рази. Величину хімічного еквіваленту металу розрахуйте як середню з двох визначень. Знаючи, що хімічний еквівалент елементу дорівнює частці від ділення атомної маси на валентність, порівняйте визначену експериментально величину еквіваленту з її теоретичним значенням, взятим з таблиці Менделєєва.

3. Вирахуйте величину абсолютної і відносної похибки.

Дослід 2. Визначення відносної атомної маси металу за його теплоємністю.

Порядок виконання роботи:

Механічно очищений від оксидної плівки шматок свинцю зважити на технохімічних вагах, на нитці підвісити в конічну колбу, заповнену водою і поміщену у водяну баню (хімічний стакан з водою). Нагріти воду до кипіння і витримати в ній метал ~20 хв.

Взяти калориметр, виготовлений із двох ізольованих і вставлених один в один стаканів, і зважити внутрішній стакан. Потім налити в нього 100 мл води, попередньо помістивши стакан у зовнішній кожух калориметра. Термометром виміряти температуру води.

Перенести в калориметр нагрітий метал (попередньо виміряти температуру води, в якій нагрівався метал) і термометром відміряти максимальну температуру, до якої нагрілася вода, одержавши теплоту від металу. Знаючи масу води в калориметрі, масу скла стакана (враховується маса скла тієї частини стакана, поверхня якої заповнена водою) і масу свинцю, а також початкову і кінцеву температуру води в калориметрі, а також знаючи температуру, до якої був нагрітий метал, складаємо тепловий баланс, прирівнюючи теплоту, віддану металом, до теплоти, яку одержала вода і скло стакана калориметра. Визначаємо теплоємність свинцю. Користуючись правилом Дюлонга-Пті, вираховуємо приблизну атомну масу Плюмбуму. Вираховуємо відносну і абсолютну похибки, приймаючи значення еквівалентної маси Плюмбуму (теоретичне) рівним 103,6 г/моль.

Форма запису результатів вимірювань:

1. Маса плюмбуму	m , г
2. Маса води в калориметрі	m_1 , г
3. Маса скла стакана(та частина, яка заповнена водою)	m_2 , г
4. Початкова температура води в калориметрі	t_1 , °C
5. Кінцева температура води в калориметрі	t_2 , °C
6. Температура, до якої нагрітий свинець	t_3 , °C

Проведення розрахунків:

1. Кількість теплоти, яку віддав метал $q_1 = m C_{\text{Pb}}(100 - t_2)$

2. Кількість теплоти, одержаної водою калориметра $q_2 = m_1 C_{\text{H}_2\text{O}}(t_2 - t_1)$

3. Кількість теплоти, одержаної стаканом калориметра $q_3 = m_2 C_{\text{скла}}(t_2 - t_1)$

4. Кількість теплоти, яка віддається, дорівнює кількості теплоти, яка одержується: $q_1 = q_2 + q_3$;

$$m \cdot C_{\text{Pb}}(100 - t_2) = m_1 \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}(t_2 - t_1) + m_2 \cdot C_{\text{скла}}(t_2 - t_1)$$

5. Звідси питома теплоємність металу:

$$C_{\text{Pb}} = \frac{m_1 C_{\text{H}_2\text{O}}(t_2 - t_1) + m_2 C_{\text{скла}}(t_2 - t_1)}{m(100 - t_2)}$$

6. Користуючись правилом Дюлонга-Пті, по знайденій питомій теплоємності металу вирахувати наближену атомну масу:

$$M \cdot C \approx 26 \text{ Дж/град} \cdot \text{моль}$$

Контроль знань на лабораторних заняттях №1,2,3,4 та практичних заняттях №1

2. БУДОВА АТОМУ. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І.МЕНДЕЛЄЄВА

Програмні вимоги:

Будова атомів і молекул. Подільність атома. Анодні та катодні промені. Електрони та їх практичне використання. Визначення масових чисел. Промені Рентгена. Закон Мозлі. Радіоактивність. Теорія радіоактивного розпаду Резерфорда–Содді. Закон Содді–Фаянса. Розвиток уявлень про будову атома. Ядро і його заряд. Нуклони. Будова ядра. Дефект маси. Ізотопи, ізобари. Теорія Бора. Енергетичний рівень, підрівень, електронний шар, орбіталь. Іонізаційний потенціал. Рівняння Шредінгера та квантові числа. Просторовий характер атомних орбіталей. Максимальна ємність електронних оболонок. Принцип Паулі. Правила Гунда та Клечковського. Електронні формули

Періодичний закон і періодична система елементів. Спроби класифікації хімічних елементів (Лавуазьє, Деберейнер, де Шанкуртуа, Ньюлендс, Л.Мєєр). Відкриття періодичного закону Д.І.Менделєєва (1869 р.). Зміст періодичного закону. Періодична система елементів, її структурні одиниці. Електроспорідненість та електронегативність. Внутрішня та вторинна періодичність у зміні властивостей хімічних елементів. Типові елементи. Головні і побічні підгрупи. Різні форми періодичної системи. Філософське та наукове значення періодичного закону і періодичної системи хімічних елементів.

Література для самостійної роботи: [1] ч.1 розд.І с.10-46; [5] гл.3; [4] розд.3; [2] розд.УІІІ, ІХ с.138-189; [8] т.1 розд.ІІІ с.64-88, розд.УІ с.214-239; [12] ч.1 с.15-39.

Орієнтовний перелік питань, що виносяться на колоквиум:

Теоретичні питання:

- 1.1. Роль атомних спектрів у розвитку вчення про будову атому.
- 1.2. Перерахувати експериментальні факти, що нагромадились до кінця ХІХ – початку ХХ століття, які свідчили про складну будову атома.
- 1.3. Що являють собою α - і β -частинки, які виникають під час радіоактивного розпаду?
- 1.4. Перелічіть у хронологічній послідовності моделі будови атома, що пропонувалися вченими, починаючи з моделі Томсона. Дуже коротко сформулюйте суть кожної з моделей.
- 1.5. Назвіть хоча б одне експериментальне підтвердження хвильової природи електрона. Хто з учених вперше висловив ідею про двоїсту природу електрона?
- 1.6. Модель будови атома Резерфорда та її протиріччя з уявленнями класичної фізики.
- 1.7. Постулати Бора. Недоліки теорії Бора.

- 1.8. Як в рівнянні де Бройля пов'язані маса частинки і довжина хвилі?
- 1.9. Рівняння Шредінгера. Який фізичний зміст хвильової функції?
- 1.10. Який набір квантових чисел необхідний для опису стану електрона в атомі? Дайте характеристику кожному квантовому числу.
- 1.11. Стан кожного електрона в атомі характеризується чотирма квантовими числами – назвіть і вкажіть фізичний зміст кожного з них.
- 1.12. В чому суть принципу невизначеності Гейзенберга?
- 1.13. В чому полягає відмінність понять “електронна орбіталь” та “електронна орбіта”? Що треба розуміти під поняттям “електронна хмара”?
- 1.14. Сформулюйте принцип Паулі і правило Хунда, які використовуються при написанні електронних конфігурацій.
- 1.15. Сформулювати правило Клечковського.
- 1.16. Обґрунтувати висновок про те, що ємність електронного шару складає $N=2n^2$.
- 1.17. Які елементи називають перехідними? Чому?
- 1.18. Чому орбіталі $2s$ - і $2p$ - в атомі Гідрогену мають однакову енергію, а в багатоелектронних атомах – різну?
- 1.19. Які елементи називають електронними аналогами? Вкажіть різницю між повними і неповними електронними аналогами.
- 1.20. Сформулюйте закон Мозлі. Як за його допомогою можна визначити порядковий номер елемента?
- 1.21. По якому принципу елементи об'єднуються в групи та періоди? Яка підгрупа називається головною, а яка – побічною?
- 1.22. В чому полягає схожість елементів, розташованих у періодичній системі по вертикалі, горизонталі та діагоналі? Чим пояснити цю схожість?
- 1.23. Поясніть суть явища вторинної та внутрішньої періодичності. Наведіть приклади їх прояву.
- 1.24. Пояснити суть “лантанідного стиснення”. Як воно впливає на властивості елементів, розташованих після Лютецію?
- 1.25. Як пояснити числову різницю між іонними, ковалентними, металічними та вандерваальсовими радіусами?
- 1.26. Перерахувати фактори, від яких залежить величина потенціалу іонізації атома елемента. Чи можна розрахувати потенціал іонізації?
- 1.27. Дайте визначення енергії спорідненості до електрону. Наведіть приклади.
- 1.28. У яких випадках використовують поняття електронегативності? Чи є взаємозв'язок між потенціалом іонізації, спорідненістю до електрона і електронегативністю?
- 1.29. Дайте визначення відомих Вам сучасних формулювань періодичного закону.
- 1.30. На основі уявлень побудови електронних оболонок атомів дайте визначення періоду і групи Періодичної системи.
- 1.31. Який фізичний зміст звичайно зображуваних атомних s - і p -орбіталей: а) поверхня рівної електронної густини, всередині якої знаходиться довільна частина електронної хмари; б) траєкторія руху електрону; в) поверхня, всередині

- якої міститься електронна хмара; г) поверхня рівної електронної густини, всередині якої знаходиться певна частина електронної хмари?
- 1.32. Як залежить енергія електрону в багатоелектронному атомі від орбітального квантового числа при постійному значенні головного квантового числа: а) збільшується з ростом l ; б) зменшується з ростом l ; в) залишається незмінною?
 - 1.33. В чому різниця електронної будови атомів в нормальному та збудженому станах? Поясніть це на прикладах атомів Карбону, Сульфуру та Броду.
 - 1.34. Чим відрізняється електронна будова атомів від електронної будови відповідних іонів? Поясніть на прикладах $\text{Na} - \text{Na}^+$; $\text{O} - \text{O}^{2-}$; $\text{Mn} - \text{Mn}^{2+} - \text{Mn}^{7+}$.
 - 1.35. Яке максимальне число електронів може містити атом в електронному шарі з головним квантовим числом $n=4$?
 - 1.36. Вказати порядковий номер елемента, у якого: а) закінчується заповнення електронами орбіталей $4d$; б) починається заповнення підрівня $4p$.
 - 1.37. Який підрівень заповнюється в атомах після підрівня $5s$?
 - 1.38. У якого елемента починає заповнюватися підрівень $4f$? У якого елемента закінчується заповнення цього підрівня?
 - 1.39. Який підрівень заповнюється в атомах після заповнення підрівня а) $5p$? б) $5d$?
 - 1.40. Наведіть приклади використання ізоотопів для з'ясування механізму органічної реакції або для вирішення медичних проблем.
 - 1.41. Наведіть приклади ізоотопів, здатних вступати в реакції ядерного поділу або ядерного синтезу.
 - 1.42. Перелічіть найважливіші металічні властивості. В якій частині періодичної системи розташовуються елементи з металічними властивостями? Які з названих нижче елементів є металами, металоїдами або неметалами: Калій, Арсен, Алюміній, Ксенон, Брод, Силіцій, Фосфор?
 - 1.43. Дайте визначення поняттям енергія зв'язку ядра і дефект маси. Як можна розрахувати цю енергію через дефект маси?

Тестові завдання:

- 2.1. Назвіть ізоотопи елемента, масові числа яких відрізняються у півтора і більше рази.
- 2.2. Складіть схеми будови електронних оболонок атомів з порядковими номерами 35 та 37. Визначте за будовою атома, до якої родини належить кожний з них.
- 2.3. Напишіть електронну будову атомів з порядковими номерами 105, 110 та 112. До яких із відомих елементів вони повинні бути близькими по властивостям?
- 2.4. Складіть схеми будови електронних оболонок атомів: а) Рубідію; б) Стронцію; в) Ітрію; г) Цирконію. Чим вони відрізняються?
- 2.5. Скільки електронів на зовнішньому шарі атомів: а) Ітрію №39; б) Індію №40?
- 2.6. Скільки електронів на зовнішньому електронному шарі атома Курчатовій №104? З яким елементом, що був відкритий раніше, він схожий за властивостями та будовою?
- 2.7. Складіть електронну формулу і скорочену електронну формулу елемента з порядковим номером 20. Покажіть розподіл електронів за орбіталями.

- 2.8. Опишіть електронні конфігурації елементів з порядковими номерами 25 і 75.
- 2.9. Напишіть електронні конфігурації в основному стані для таких елементів: C, Al, Fe, La.
- 2.10. Напишіть електронні конфігурації наступних елементів: ${}^7\text{N}$, ${}^{14}\text{Si}$, ${}^{26}\text{Fe}$, ${}^{36}\text{Kr}$, ${}^{52}\text{Te}$, ${}^{74}\text{W}$.
- 2.11. Назвіть елементи, в яких закінчується заповнення $3d$ -, $4d$ - та $5d$ -орбіталей. Напишіть електронні формули цих елементів.
- 2.12. Напишіть формули електронної структури іонів Hg^{2+} , Pb^{2+} , Fe^{2+} .
- 2.13. Написати електронні формули іонів: а) Sn^{2+} ; б) Sn^{4+} ; в) Mn^{2+} ; г) Cu^{2+} ; д) Cr^{3+} ; е) S^{2-} .
- 2.14. Атоми 5 елементів головної підгрупи мають на зовнішньому шарі відповідно $2s^1$; $3s^1$; $4s^1$; $5s^1$; $6s^1$ електронів. Назвіть ці елементи.
- 2.15. Назвіть елементи, атоми яких мають електронні конфігурації: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ та $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Вкажіть в яких періодах таблиці Менделєєв вони знаходяться.
- 2.16. Скільки неспарених електронів міститься в електронних оболонках атома: а) Фосфору; б) Хлору; в) Сульфуру; г) Карбону; д) Неону?
- 2.17. а) Скільки електронів в атомі Фосфору? б) Яке найбільше число електронів атом Фосфору може приєднувати або віддавати?
- 2.18. Що є однакового в будові атомів Берилію, Магнію та Кальцію ?
- 2.19. Скільки електронних рівнів містять атоми елементів з порядковими номерами 15, 29, 51?
- 2.20. Яка електронна конфігурація атома Нітрогену в основному стані? Скільки електронних пар є в атомі Нітрогену і які орбіталі вони займають ? Скільки в атомі неспарених електронів і які орбіталі вони займають?
- 2.21. Запишіть електронні конфігурації в основному стані атомів Хрому і Купруму .Чому в підручниках можна натрапити на міркування про аномалії у розподілі електронів для цих елементів?
- 2.22. Яка електронна конфігурація атома Силіцію в основному стані ? Скільки електронних пар є в такому атомі Силіцію, які орбіталі вони займають? Скільки в ньому неспарених електронів, які орбіталі займають такі електрони?
- 2.23. Напишіть електронну конфігурацію атома Силіцію в першому збудженому стані. Скільки електронних пар є в такому атомі Силіцію, які орбіталі вони займають? Скільки в ньому неспарених електронів, які орбіталі займають такі електрони?
- 2.24. Записати електронні формули атомів елементів з зарядом ядра: а) 8; б) 13; в) 18; г) 23; д) 53; е) 63; ж) 83. Скласти графічні схеми заповнення електронами валентних орбіталей цих атомів.
- 2.25. Визначте число нейтронів у ядрі атома Натрію ${}_{11}^{23}\text{Na}$.
- 2.26. Відомі чотири стабільні ізотопи Барію з масовими числами 135, 136, 137, 138. Яке число протонів і нейтронів у ядрах кожного з нуклідів?

- 2.27. Нуклід ^{38}Rb має період напіврозпаду 82,6 дня. 4 г цього нукліда прореагували з вибухом з надлишком води. Який період напіврозпаду Рубідію у сполуці, що утворилась? Відповідь обґрунтуйте.
- 2.28. Символ одного з ізотопів елементу $^{52}_{24}\text{E}$. Вказати: а) назву елементу; б) число протонів і нейтронів в ядрі; в) число електронів в електронній оболонці атому.
- 2.29. Який з елементів –Літій чи Калій – виявляє більш виражені металічні властивості ?
- 2.30. Який елемент четвертого періоду періодичної системи Д.І.Менделєєва є найтипівішим металом? Чому?
- 2.31. Які сполуки з Гідрогеном утворюють елементи головної підгрупи VI групи? Назвіть найбільш і найменш міцну з них.
- 2.33. Напишіть формули водневих і вищих кисневих сполук p – елементів IV групи періодичної системи.
- 2.32. Опишіть хімічні властивості елементу з порядковим номером 23 за його положенням в періодичній системі.
- 2.34. Який елемент V періоду періодичної системи Д.І.Менделєєва є найтипівішим неметалом? Чому?
- 2.35. Електронна формула елемента має закінчення $3d^44s^2$. Визначте порядковий номер цього елемента.
- 2.36. Структура валентного електронного шару атом елемента виражається формулою: а) $5s^25p^4$; б) $3d^54s^1$. Визначити порядковий номер і назву елемента.
- 2.37. Напишіть електронну формулу елемента, атом якого містить на $3d$ -підрівні три електрони. У яких періоді, групі і підгрупі він знаходиться і як цей елемент називається?
- 2.38. Атоми яких елементів мають на зовнішньому шарі $6s^2$ -електрони? Що можна розповісти про їх властивості ?
- 2.39. Який інертний газ та йони яких елементів мають однакову електронну конфігурацію з частинкою, що утворюється в результаті видалення з атома Фосфору всіх валентних електронів?
- 2.40. Електронна конфігурація атома Гелію співпадає з електронними конфігураціями декількох йонів. Наведіть приклади трьох таких йонів. Відповідь поясніть.
- 2.41. Напишіть рівняння реакції утворення сполуки, до складу якої входять лише йони з конфігурацією зовнішніх електронів $2s^22p^6$.
- 2.42. Чи можуть електрони йона Ca^{2+} перебувати на таких орбіталях: а) $3s$; б) $2d$; в) $4p$? Відповідь поясніть.
- 2.43. Серед наведених нижче електронних конфігурацій вказати неможливі і пояснити причину неможливості їх реалізації: а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2s^2$; д) $2d^5$; е) $5d^2$; ж) $3f^{12}$; з) $2p^4$; и) $3p^7$.
- 2.44. Скільки вакантних $3d$ -орбіталей мають збуджені атоми а) Cl; б) V; в) Mn?

- 2.60. Енергії іонізації атомів благородних газів складають (в В): He – 24,6; Ne – 21,6; Ar – 15,8; Kr – 14,0; Xe – 12,1; Rn – 10,8. Поясніть хід зміни енергії іонізації в цій підгрупі.
- 2.61. Значення перших потенціалів іонізації елементів I групи періодичної системи елементів відповідно рівні (в В): Li – 5.4; Cs – 3.9; Cu – 7.7; Ag – 9.2. Вказати: а) у елементів якої підгрупи I групи металеві властивості виражені більш різко; б) чим пояснити різний хід зміни значень потенціалів іонізації в підгрупах.
- 2.62. Чи однакова енергія іонізації атому Цезію і атому Літію, у якого валентний електрон попередньо збуджений на $6s$ -підрівень? Відповідь обґрунтувати.
- 2.63. Як зміниться з ростом порядкового номера значення першого потенціалу іонізації у елементів другого періоду?
- 2.64. У якого з атомів перший потенціал іонізації вище – у Берилію чи у Бору: а) у Be; б) у В?
- 2.65. Скільки електронів і протонів вміщують такі частинки: а) нітрат-йон NO_3^- ; б) катіон Fe^{2+} ; в) молекула NH_3 ?
- 2.66. Скільки електронів і нейтронів вміщують такі частинки: а) перманганат-йон MnO_4^- ; б) катіон NH_4^+ ; в) молекула SO_2 ?
- 2.67. Ядро атому деякого елемента містить 16 нейтронів, а електронна оболонка цього атому – 15 електронів. Назвати елемент, ізотопом якого є даний атом. Привести записи його символу з показом заряду ядра і масового числа.
- 2.68. Масове число атому деякого елемента рівно 181, в електронній оболонці атому міститься 73 електрони. Вказати число протонів і нейтронів в ядрі атому і назву елемента.
- 2.69. Обґрунтуйте, чому Аргон, відносна атомна маса якого 39,9, розміщений у періодичній системі перед Калієм, атомна маса якого менша $A_r(\text{K})=39,1$.
- 2.70. Скільки різних видів молекул оксиду карбону(IV) можна одержати з ізотопу Карбону ^{12}C і трьох ізотопів Оксигену: ^{16}O , ^{17}O і ^{18}O ? Напишіть формули всіх оксидів і обчисліть їхні атомні маси.

Розрахункові задачі:

- 3.1. Який атомний номер і приблизна атомна маса елемента, ядро якого складається з 81 протона і 122 нейтронів? Напишіть повне позначення цього нукліда, вказавши хімічний символ, атомний номер і масове число.
- 3.2. Обчисліть числа протонів і нейтронів у ядрі атома Технецію (ізотоп з атомною масою 99) і в ядрі атома Радію (ізотоп з атомною масою 226).
- 3.3. Один з елементів, передбачених Д.І.Менделєєвим, утворює оксид, масова частка Оксигену в якому становить 0,305. Елемент у цьому оксиді виявляє ступінь окислення, що дорівнює +4. Визначте відносну атомну масу цього елемента і назвіть його.
- 3.4. Елемент утворює найвищий оксид складу EO_3 . З Гідрогеном цей самий елемент утворює летку сполуку, масова частка Гідрогену в якій становить 5,88%. Обчисліть відносну атомну масу елемента і назвіть його.

- 3.5. Обчисліть довжину хвилі де Бройля, яка відповідає електрону з масою $9,1 \cdot 10^{-31}$ кг, що рухається зі швидкістю $6,5 \cdot 10^6$ м/с.
- 3.6. Розрахуйте швидкість, з якою повинна рухатися α -частинка масою $6,64 \cdot 10^{-27}$ кг, якщо їй відповідає довжина хвилі де Бройля $\lambda = 1,42 \cdot 10^{-3}$ нм ($1 \text{ нм} = 10^{-9}$ м).
- 3.7. Обчисліть середню відносну атомну масу Хлору $\text{Ar}(\text{Cl})$, якщо у природньому Хлорі міститься 75,77% (за масою) нукліда ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ і 24,23% нукліда ${}_{17}^{37}\text{Cl}$. / складається система рівнянь з двома невідомими $x =$ мольна частка ${}^{35}\text{Cl}$; $y =$ мольна частка ${}^{37}\text{Cl}$
- 3.8. Обчисліть середню відносну атомну масу елемента Силіцію, знаючи, що у природних сполуках він трапляється з таким ізотопним складом: 92,28% (за масою) ${}^{28}\text{Si}$, 4,67% ${}^{29}\text{Si}$ і 3,05% ${}^{30}\text{Si}$.
- 3.9. Природний Талій є сумішшю ізотопів ${}^{203}\text{Tl}$ і ${}^{205}\text{Tl}$. На підставі відносної атомної маси природного Талію, що дорівнює 204,38, розрахуйте ізотопний склад Талію.
- 3.10. Обчисліть середню відносну атомну масу елемента Купруму, знаючи, що в природньому Купрумі масові частки ізотопів такі: 71,87% ${}^{63}\text{Cu}$ і 28,13 % ${}^{65}\text{Cu}$.
- 3.11. Дайте визначення поняттям енергія зв'язку ядра і дефект маси. Як можна розрахувати цю енергію через дефект маси? Розрахуйте енергію зв'язку, що припадає на один нуклон, в ядрі атома Гелію.
- 3.12. Якщо повинна бути швидкість руху електрона ($m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг), щоб відповідна їй довжина хвилі де Бройля становила $1,03 \cdot 10^{-9}$ м?
- 3.13. Для визначення віку предметів органічного походження часто застосовують метод геохронології. Для цього вимірюють активність β -випромінювання (число розпадів за хвилину) в розрахунку на 1 г Карбону, що міститься у предметі. Період напіврозпаду нукліда ${}^{14}_6\text{C}$ становить 5730 років. Відомо, що жива тканина (наприклад деревина) містить нуклід Карбону ${}^{14}_6\text{C}$, що розпадається зі швидкістю 15,3 атома за хвилину в розрахунку на 1 г Карбону. Встановлено, що деревина дерев, засипаних попелом під час виверження вулкану Ключевська Сопка на Камчатці, дає 8,9 розпадів атомів Карбону-14 за хвилину в розрахунку на 1 г Карбону. Коли відбулося виверження вулкану?
- 3.14. Обчислити масу фотону з довжиною хвилі $6263 \cdot 10^{-10}$ м.
- 3.15. Визначити довжину хвилі де Бройля для електрону, якщо його швидкість дорівнює $2,5 \cdot 10^6$ м/с.
- 3.16. Обчислити енергію, необхідну для переходу електрона з третьої атомної орбіталі на четверту.
- 3.17. Атомна маса Бору 10,81. Бор має два ізотопи: ${}^{10}_5\text{B}$ та ${}^{11}_5\text{B}$. Скільки процентів ${}^{11}_5\text{B}$ міститься в ортоборній кислоті H_3BO_3 ?
- 3.18. Розрахувати довжину хвилі де Бройля для частинки масою 1 г, що рухається з швидкістю 20 м/с.
- 3.19. Розрахувати швидкість руху електрона, якщо відповідна йому довжина хвилі де Бройля рівна $5,6 \cdot 10^{-11}$ м.

- 3.20. Розрахуйте дефект маси нукліда Берилію ${}^9_4\text{Be}$ і енергію зв'язку, що припадає на один нуклон у ядрі Берилію.
- 3.21. Енергія зв'язку, що припадає на один нуклон у ядрі нукліда Хлору ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, дорівнює $8,5 \text{ MeV} \cdot \text{нуклон}^{-1}$. Розрахуйте дефект маси нукліда Хлору-35.
- 3.22. У статті “Хімія”, опублікованій у дев'ятому виданні Британської енциклопедії (вийшла в світ 1878 р), Армстронг пише, що Менделєєв нещодавно запропонував приписати Урану атомну вагу 240 замість старого значення 120, яке було встановлено для Урану Берцеліусом; автор статті надає перевагу величині 180. Менделєєв мав рацію. Точна формула уранової смолки – ураніту, важливої руди Урану, – U_3O_8 . Яку формулу приймали для уранової смолки: а) Берцеліус і б) Армстронг?
- 3.23. Природний Хлор містить два ізотопи: ${}^{35}\text{Cl}$ і ${}^{37}\text{Cl}$. Відносна атомна маса Хлору рівна 35,45. Визначте мольну частку у % кожного ізотопу Хлору.
- 3.24. В природних сполуках Хлор знаходиться у виді ізотопів ${}^{35}\text{Cl}$ (75,5 %мас.) і ${}^{37}\text{Cl}$ (24,5 %мас.). Обчислити середню атомну масу природного Хлору.
- 3.25. Природний Магній складається з ізотопів ${}^{24}\text{Mg}$, ${}^{25}\text{Mg}$ і ${}^{26}\text{Mg}$. Обчислити середню атомну масу природного Магнію, якщо вміст окремих ізотопів в атомних відсотках відповідно дорівнює 78,6; 10,1 і 11,3.
- 3.26. Природний Галій складається з ізотопів ${}^{71}\text{Ga}$ і ${}^{69}\text{Ga}$. В якому кількісному відношенні знаходяться між собою числа атомів цих ізотопів, якщо середня атомна маса Галію дорівнює 69,72?
- 3.27. Визначте відносну атомну масу Бору, якщо відомо, що молярна частка ізотопу ${}^{10}\text{B}$ становить 19,6%, а ізотопу ${}^{11}\text{B}$ – 80,4%.
- 3.28. Купрум має два ізотопи: ${}^{63}\text{Cu}$ і ${}^{65}\text{Cu}$. Молярні частки їх у природному Купруму становлять відповідно 73 і 27%. Визначте середню відносну атомну масу Купруму.
- 3.29. Визначте відносну атомну масу елемента Силіцію, який складається з трьох ізотопів: ${}^{28}\text{Si}$ (молярна частка 92,3%), ${}^{29}\text{Si}$ (4,7%) і ${}^{30}\text{Si}$ (3,0%).
- 3.30. Природний Хлор містить два ізотопи: ${}^{35}\text{Cl}$ і ${}^{37}\text{Cl}$. Відносна атомна маса Хлору дорівнює 35,45. Визначте молярну частку кожного ізотопу Хлору.
- 3.31. Відносна атомна маса Неону дорівнює 20,2. Неон складається з двох ізотопів: ${}^{20}\text{Ne}$ і ${}^{22}\text{Ne}$. Обчисліть молярну частку кожного ізотопу в природному Неоні.
- 3.32. Природний Бром містить два ізотопи. Молярна частка ізотопу ${}^{79}\text{Br}$ дорівнює 55%. Який ще ізотоп входить до складу елемента Броду, якщо його відносна атомна маса дорівнює 79,9%?

Контроль знань на практичному занятті №2

3.ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

Програмні вимоги:

Розвиток уявлень про валентність та хімічний зв'язок. Ковалентний зв'язок. Основні положення методу валентних зв'язків. Направленість та насиченість

ковалентного зв'язку. Полярний зв'язок. Дипольний момент. Полярність молекул. Ефективний заряд на атомах у полярних сполуках. Поняття про гібридизацію орбіталей. Типи гібридизації. Вплив незв'язуючих електронних пар на геометрію ковалентних молекул. Координаційний та дативний зв'язки як форми ковалентного зв'язку. Багатоцентрові зв'язки. Водневий зв'язок. Внутрішньо- та міжмолекулярний водневий зв'язок. Відмінність у фізичних властивостях сполук з іонним та ковалентним зв'язком.

Іонний зв'язок. Електронегативність та ступені окиснення. Розміри позитивно та негативно заряджених іонів. Ненаправленість та ненасиченість електровалентних зв'язків. Залежність кристалічної структури від розміру іонів. Основні кристалічні структури. Поляризація атомів та іонів. Залежність поляризації та поляризуючої дії катіонів та аніонів від їх будови, розміру та заряду. Якісне пояснення характеру зміни властивостей сполук даного складу в ряду елементів-аналогів на основі поляризації.

Основні положення методу молекулярних орбіталей. σ - та π -зв'язки. Кратні зв'язки. Зв'язуючі, незв'язуючі та антизв'язуючі орбіталі. Будова молекул з позиції МО.

Металічний зв'язок. Природа сил Ван-дер-Ваальса. Типи кристалічних ґраток.

Література для самостійної роботи: [1] ч.1 розд.ІІ с.47-101; [5] розд.4; [2] розд.Х с.190-224; [8] т.1 розд.ІІІ с.88-117; [12] ч.2 с.3-30.

Орієнтовний перелік питань, що виносяться на колоквиум:

Теоретичні питання:

- 1.1. Дайте визначення валентності та ступеня окиснення.
- 1.2. Чим відрізняються поняття “ступінь окиснення” та “валентність”? Як визначаються ці величини?
- 1.3. У процесі утворення хімічного зв'язку загальна енергія системи електронів і ядер, що взаємодіють: а) збільшується; б) залишається без змін; в) зменшується.
- 1.4. Вказати основні різновиди хімічного зв'язку.
- 1.5. Які атомні орбіталі називають валентними?
- 1.6. Як обчислюються ефективні (відносні) атомні радіуси?
- 1.7. Як обчислюють іонні радіуси?
- 1.8. Радіус катіона чи аніона менший за радіус відповідного нейтрального атома?
- 1.9. Як обчислюють Ван-дер-Ваальсові радіуси?
- 1.10. Скільки значень справжнього (орбітального) радіуса може мати атом – одне чи декілька?
- 1.11. Що називають ефективним зарядом атому δ ?
- 1.12. Що називають електронегативністю атома?
- 1.13. Що характеризує електронегативність елемента? Вкажіть, який з елементів має найбільшу електронегативність.
- 1.14. Вкажіть основні характеристики хімічного зв'язку.
- 1.15. Що характеризує поняття енергія зв'язку? Яке числове значення енергії хімічного зв'язку?
- 1.16. Чим визначається кратність хімічного зв'язку?
- 1.17. Що називають довжиною зв'язку? Яких значень вона може набувати?

- 1.18. Що називають валентним кутом?
- 1.19. Чим зумовлена полярність зв'язку?
- 1.20. Як оцінюють ступінь зміщення електронної густини?
- 1.21. Що уявляє собою електричний диполь?
- 1.22. Що називають дипольним моментом
- 1.23. Які молекули називають полярними, а які – неполярними?
- 1.24. Сформулювати основні положення методу МО (молекулярних орбіталей).
- 1.25. Як визначити порядок зв'язку для двоатомних молекул з точки зору методів ВЗ (валентного зв'язку) та МО?
- 1.26. Сформулюйте основні положення методу гібридизації. Які орбіталі можуть підлягати гібридизації?
- 1.27. Які типи гібридних зв'язків можливі для атомів, що мають електрони на s - та p -валентних орбіталях? Навести приклади.
- 1.28. Вказати, які типи гібридних орбіталей можливі при наявності в атомах електронів на d -, s - та p -орбіталях. Яка геометрична конфігурація молекул можлива для кожного випадку?
- 1.29. У чому полягає суть донорно-акцепторного механізму утворення ковалентного зв'язку? В яких з наведених нижче сполук є зв'язки, утворені за цим механізмом: CCl_4 , NH_4NO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, AgCl , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, Fe_3O_4 ?
- 1.30. Назвіть умови можливого сполучення атомів елементів з утворенням йонного зв'язку. Наведіть приклади двох сполук з йонним зв'язком.
- 1.31. Пояснити, що мається на увазі під ненасиченістю та ненаправленістю йонного зв'язку.
- 1.32. Назвіть головні характеристики атомів елементів, здатних утворювати металічний зв'язок.
- 1.33. Чи можна шматок металу розглядати як одну велику молекулу?

Тестові завдання:

- 2.1. Наведіть графічні формули: 1) 3-амінобензойної кислоти, 2) гідроксохлориду кальцію і 3) фториду оксигену. Вкажіть валентність і ступені окислення всіх елементів.
- 2.2. Наведіть графічні формули 3-хлорбензойної кислоти та гідроксоброміду магнію. Вкажіть валентності та ступені окиснення всіх елементів.
- 2.3. Напишіть структурні формули йону амонію, молекули пероксиду гідрогену.
- 2.4. Наведіть не менше п'яти прикладів молекул, у яких числові значення ступеня окиснення атома та його валентність не співпадають.
- 2.5. Чому для елементів P, S, і Cl максимальна валентність у їх сполук співпадає з номером групи періодичної системи, а для елементів N, O і F вона менша, ніж номер групи?
- 2.6. Обґрунтуйте, які значення валентності можуть проявляти у своїх сполуках елементи: Флуор, Йод, Телур, Оксиген, Криптон.
- 2.7. Чому Карбон у більшості своїх сполук чотиривалентний?

- 2.8. Визначте валентність і ступінь окиснення Карбону у сполуках: а) CH_3OH , б) НСОН .
- 2.9. Пояснити з точки зору методу МО утворення молекулярного іону H_2^- .
- 2.10. Пояснити з точки зору методу ВЗ характер хімічних зв'язків в молекулах $\text{Fe}(\text{CO})_5$ та $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$.
- 2.11. Пояснити з позицій методу ВС можливість утворення молекули C_2N_2 .
- 2.12. Визначити тип гібридизації орбіталей центрального атому в частинці H_3O^+ . Назвати та зобразити геометричну форму цієї частинки.
- 2.13. Визначити тип гібридизації орбіталей центрального атому в частинці NO_2 . Назвати і зобразити геометричну форму цієї частинки.
- 2.14. Який тип гібридизації орбіталей атома Силіцію передуює утворенню молекул силану і тетрагалогенідів силіцію? Яка їх просторова структура і які значення валентних кутів?
- 2.15. Вуглеводень має структурну формулу: $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}_2$. Вкажіть типи гібридизації атомних орбіталей кожного з атомів Карбону.
- 2.16. Пояснити, який тип хімічного зв'язку в молекулах KCl , H_2O , NH_3 , HCl , SiO_2 , PbO_2 , BaO_2 .
- 2.17. Як змінюється характер хімічного зв'язку в ряду $\text{NaCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{SCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2$?
- 2.18. Пояснити зміну характеру хімічного зв'язку в ряду $\text{Ge} - \text{GaAs} - \text{ZnSe} - \text{CuBr}$.
- 2.19. Як змінюється характер хімічного зв'язку в ряду $\text{Na}_2\text{O}-\text{MgO}-\text{Al}_2\text{O}_3-\text{SiO}_2-\text{P}_2\text{O}_5-\text{SO}_3-\text{Cl}_2\text{O}_7$?
- 2.20. У яких з наведених нижче сполук є йонні зв'язки: RbCl , MgCl_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, BaSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 ? /
- 2.21. Наведіть по два приклади сполук: а) з полярним; б) з неполярним ковалентним зв'язком.
- 2.22. Наведіть приклади чотирьох неполярних сполук, що мають полярні ковалентні зв'язки.
- 2.23. Наведіть приклади трьох сполук, що мають одночасно ковалентний і йонний зв'язок. /
- 2.24. Енергія іонізації атомів Фтору і Хлору складає відповідно 17,4 і 13,0 еВ, а енергія спорідненості до електрону – 3,45 і 3,61 еВ. Для якого з цих елементів більш характерне утворення іонних сполук? Вказати знак заряд іонів галогенів в цих сполуках.
- 2.25. Вказати тип хімічного зв'язку в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Привести схему перекривання електронних хмар.
- 2.26. Який характер мають зв'язки в молекулах NCl_3 , CS_2 , ICl_5 , NF_2 , OF_2 , ClF , CO_2 ? Вказати для кожної з них напрямок зміщення спільної електронної пари.
- 2.27. Скласти валентну схему молекули хлороформу CHCl_3 і вказати: а) який зв'язок найбільш полярний; б) в якому напрямку зміщена електронна хмара цього зв'язку.

- 2.28. Як зміниться міцність зв'язку в ряду: HF – HCl – HBr – HI? Вказати причини цих змін.
- 2.29. Описати з позицій методу ВЗ електронну будову молекули BF_2 і іону BF_4^- .
- 2.30. Порівняти способи утворення ковалентних зв'язків у молекулах CH_4 , NH_3 і в іоні NH_4^+ . Чи можуть існувати іони CH_5^+ і NH_5^{2+} ?
- 2.31. Який атом чи іон служить донором електронної пари при утворенні іону BH_4^- ?
- 2.32. Пояснити з позицій методу ВЗ здатність оксидів NO і NO_2 утворювати димерні молекули.
- 2.33. Описати електронну будову молекул CO і CN з позицій методу ВС і МО. Яка з молекул характеризується більшою кратністю зв'язків?
- 2.34. Розглянути з позицій методу МО можливість утворення молекул B_2 , F_2 , BF . Яка з цих молекул найбільш стійка?
- 2.35. Чому не можуть існувати стійкі молекули Be_2 і Ne_2 ?
- 2.36. Як змінюється довжина зв'язку, енергія дисоціації і магнітні властивості в ряді: O_2^{2-} – O_2^- – O_2 – O_2^+ . Відповідь мотивувати.
- 2.37. Яка з частинок – NO^+ , NO чи NO^- характеризується найменшою довжиною зв'язку?
- 2.38. Пояснити з позицій методу ВС і МО зміну енергії дисоціації (кДж/моль) молекул в ряді: F_2 (155) – O_2 (493) – N_2 (945).
- 2.39. Енергія дисоціації молекул N_2 і CO відповідно дорівнює 945 і 1071 кДж/моль. Пояснити близькість цих значень з позицій методу ВС і МО.
- 2.40. Назвіть елементи, у яких здатність до утворення водневих зв'язків виражена найбільше.
- 2.41. Наведіть не менше п'яти прикладів утворення водневих зв'язків.
- 2.42. Як зміниться полярність в ряді молекул: а) HF, HCl, HBr, HI; б) NH_3 , PH_3 , AsH_3 ?
- 2.43. Яка просторова структура молекул CO_2 і CS_2 , дипольні моменти яких дорівнюють нулю?
- 2.44. Чи можна припустити, що молекула SO_2 має лінійну структуру, враховуючи її полярний характер (дипольний момент молекули дорівнює $5,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м)?
- 2.45. Яка із перелічених нижче сполук є найбільш іонною: NaH, HF, HI, NaF, NaI, Na_2S ?
- 2.46. Дипольні моменти молекул HCl та HI рівні відповідно $3,44 \cdot 10^{-30}$ та $1,27 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. В якій із приведених молекул зв'язок більш іонний?
- 2.47. Чи мають дипольний момент молекули N_2 , O_2 , CH_4 , NF_3 , NO, HCl?
- 2.48. Дипольний момент молекули CO_2 рівний 0, молекули SO_2 – $5,4 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Як це пояснити?
- 2.49. Дипольні моменти CO_2 та CS_2 рівні нулю. Чи буде рівним нулю дипольний момент молекули COS?
- 2.50. Електронегативність Оксигену по Полінгу 3,5, Карбону – 2,5, а в молекулі CO негативний заряд знаходиться на атомі карбону. Пояснити цей факт.

- 2.51. Чому, не дивлячись на велику різницю в електронегативностях атомів Карбону (2,5) та Фтору (4,0), молекула CF_4 неполярна?
- 2.52. Як змінюється поляризуємість іонів: а) F^- , Cl^- , Br^- , I^- ; б) Te^{2-} , Se^{2-} , S^{2-} ?
- 2.53. Як змінюється поляризуюча здатність катіонів у ряду $\text{Na}^+ - \text{Ca}^{2+} - \text{Al}^{3+}$ та аніонів у ряду $\text{Cl}^- - \text{SO}_4^{2-} - \text{PO}_4^{3-}$?
- 2.54. Якими магнітними властивостями володіє молекула O_2 : а) діамагнітна; 2) парамагнітна?
- 2.55. Які з перерахованих частин парамагнітні: а) N_2 ; б) O_2 ; в) NO ; г) CO ; д) CN ?
- 2.56. Чому не може існувати молекула He_2 , але можливе існування молекулярного іону He_2^+ ?
- 2.57. Для якої молекули слід чекати більшого значення енергії зв'язку: N_2 чи NO ?
- 2.58. Чим визначається різниця в енергіях розриву зв'язків в молекулі H_2 і в молекулярному йоні H_2^+ , які дорівнюють відповідно 436 і 258 кДж/моль?
- 2.59. Поясніть різницю у значеннях енергії дисоціації (D) молекули N_2 і молекулярного йона N_2^+ , які становлять відповідно 945 і 840 кДж/моль. Яка кратність зв'язку в кожній з цих сполук?
- 2.60. Поясніть різницю у значеннях енергії дисоціації (D) молекули F_2 і молекулярного йона F_2^+ , які становлять відповідно 151 і 355 кДж/моль. Яка кратність зв'язку в кожній з цих сполук?
- 2.61. Енергія розриву зв'язків у ряду молекул Cl_2 , Br_2 , I_2 зменшується (239,192 і 149 кДж/моль відповідно). Із загальної закономірності випадає значення енергії дисоціації молекули F_2 (151 кДж/моль). Поясніть ці факти.
- 2.62. Визначте, як змінюється міцність сполук у ряду : HF , HCl , HBr , HI
- 2.63. Чим пояснити: а) існує молекулярний йон He_2^+ і не існує молекули He_2 ; б) існує йон NH_4^+ і не існує йон CH_5^+ ?
- 2.64. Чим пояснюється підвищення енергії зв'язку при видаленні одного електрону з молекули F_2 ?
- 2.65. Як відомо, молекула O_2 парамагнітна (містить два неспарених електрони), при цьому кратність зв'язку в ній дорівнює 2. Поясніть ці факти в межах теорії МО.
- 2.66. Опишіть просторову будову молекули тетрахлорометану. Як розподілені валентні електрони в молекулі CCl_4 ? Яке значення валентного кута $\text{Cl}-\text{C}-\text{Cl}$ у цій молекулі ? Який тип гібридизації атомних орбіталей реалізується в атомі Карбону?
- 2.67. Обґрунтуйте просторову структуру таких молекул: AlCl_3 , BeF_2 , PH_3 .
- 2.68. Кути між зв'язками газоподібних гідридів елементів VI групи мають значення: в H_2O 105° ; в H_2S 92° ; в H_2Se 91° ; в H_2Te 89° . Поясніть причини та закономірності їх зміни при переході вниз по підгрупі.
- 2.69. Як і чому змінюється геометрична конфігурація при переході від NH_3 до NH_4^+ ?
- 2.70. Опишіть просторову структуру молекул: BF_3 , NH_3 , H_2S , ZnBr_2 .
- 2.71. Пояснити просторову будову молекули BeCl_2 .
- 2.72. Опишіть просторову будову наступних молекул: AlCl_3 , PH_3 , H_2O , BeF_2 .

- 2.73. Пояснити, чому молекула H_2O кутова, а молекула CO_2 лінійна.
- 2.74. У якій з молекул – H_2O , H_2S чи H_2Se – і чому кут між валентними зв'язками відхиляється від 90° найбільше?
- 2.75. Як і чому змінюється значення кута у вершинах пірамідальних молекул при переході від NH_3 до AsH_3 ?
- 2.76. Чому CaCl_2 плавиться при 770°C , а CdCl_2 – при 560°C , хоча іонні радіуси Ca^{2+} та Cd^{2+} близькі (0,104 та 0,099 нм відповідно)?
- 2.77. Чим можна пояснити той факт, що NaOH та KOH плавляться без розкладу, а AgOH та CuOH – нестійкі при звичайній температурі?
- 2.78. Чому AuI_3 при кімнатній температурі нестійкий, а AuCl_3 – стійкий?
- 2.79. Пояснити, як буде змінюватися температура плавлення в ряду SrF_2 – SrCl_2 – SrBr_2 – SrI_2 .
- 2.80. Алмаз, германій та сіре олово мають однакову кристалічну структуру. Чому алмаз є діелектриком, германій – напівпровідником, а сіре олово – провідником?
- 2.81. Пояснить різне забарвлення сполук CuF_2 (біле), CuCl_2 (жовте), CuBr_2 (чорне).
- 2.82. Пояснити понижену температуру плавлення CuCl (430°C) у порівнянні з NaCl (801°C), не дивлячись на те, що радіуси іонів Na^+ та Cu^+ однакові (0,098 нм).
- 2.83. Пояснити, чому температура кипіння HF вища, ніж HCl (20° та 65° відповідно).
- 2.84. В чому полягає причина різкої відмінності у властивостях : а) оксиду карбону(IV) і оксиду силіцію(IV); б) плавикової кислоти і соляної кислоти; в) води і сірководню? Відповідь обґрунтуйте.
- 2.85. Чи може проходити реакція між HF і SiF_4 : а) може; б) не може?
- 2.86. Чим пояснюється підвищення температури плавлення благородних газів зі зростанням порядкового номера благородного газу?
- 2.87. В якій зі сполук температура плавлення вища : а) Br_2 чи I_2 ; б) NaF чи KF ?
- 2.88. В якій із сполук температура плавлення вища : а) LiCl чи CCl_4 ; б) $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ чи C_4H_{10} ?
- 2.89. Температури кипіння BF_3 , BCl_3 , BBr_3 і BI_3 відповідно дорівнюють 172, 286, 364, і 483 К. Пояснить закономірність, що простежується.
- 2.90. В якій з ізомерних сполук – бутану чи метилпропану – температура кипіння вища?
- 2.91. Температура кипіння в ряду галогеноводнів HF , HCl , HBr , HI відповідно мають значення 293, 188, 206, 222 К. Пояснить наведені факти.
- 2.92. Наведіть приклади речовин немалекулярної будови.
- 2.93. Як зміниться температура плавлення в ряді сполук $\text{CdI}_2 \rightarrow \text{CdBr}_2 \rightarrow \text{CdCl}_2 \rightarrow \text{CdF}_2$, якщо ця зміна зумовлена поляризаційним ефектом?
- 2.94. Пояснить, чому іонні сполуки найбільш стійкі у формі кристалічних ґраток, а не в газуватому стані.
- 2.95. Чим пояснюється підвищення температури плавлення благородних газів зі зростанням порядкового номера благородного газу?
- 2.96. В якій зі сполук температура плавлення вища : а) Br_2 чи I_2 ; б) NaF чи KF ?

- 2.97. В якій із сполук температура плавлення вища : а) LiCl чи CCl_4 ; б) $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ чи C_4H_{10} ?
- 2.98. Температури кипіння BF_3 , BCl_3 , BBr_3 і BI_3 відповідно дорівнюють 172, 286, 364, і 483 К. Поясніть закономірність, що простежується.
- 2.99. В якій з ізомерних сполук – бутану чи метилпропану – температура кипіння вища?
- 2.100. Температура кипіння в ряду галогеноводнів HF , HCl , HBr , HI відповідно мають значення 293, 188, 206, 222 К. Поясніть наведені факти.

Розрахункові задачі:

- 3.1. Сульфур утворює хімічні зв'язки з Калієм, Гідрогеном, Бромом і Карбоном. Які із зв'язків найбільш і найменш полярні? Зазначте, в бік якого атома зміщується електронна густина зв'язку.
- 3.2. Який з хімічних зв'язків H-Cl , H-Br , H-I , H-S , H-P є найбільш полярним? Зазначте, в який бік зміщується електронна густина зв'язку.
- 3.3. У якій із зазначених нижче сполук найбільш і найменш полярний зв'язок: NaI , NaBr , CsI ?
- 3.4. Довжини диполів молекул H_2S і NH_3 дорівнюють відповідно 0,019 і 0,0308 нм. Яка з молекул більш полярна?
- 3.5. Довжина диполя молекули фосфіну дорівнює $1,125 \times 10^{-2}$ нм. Розрахуйте дипольний момент μ молекули PH_3 в Кл·м і в дебаях (Д).
- 3.6. Обчисліть різницю електронегативностей таких пар зв'язаних атомів: H-S , H-N , H-Ge , H-K (див. таблицю електронегативностей). Полярність якого з цих зв'язків найбільша і в бік якого з атомів зміщена електронна хмара зв'язку.
- 3.7. Виходячи із значень електронегативностей елементів, визначте міру йонності (в %) зв'язків у йодидах лужноземельних металів від Берилію до Барію. Який характер зв'язку в кожному з йодидів?
- 3.8. Виходячи із значень електронегативностей елементів, визначте міру йонності (в %) зв'язків у таких оксидах: MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 . Який характер зв'язку в кожному з оксидів?
- 3.9. Обчисліть різниці відносних електронегативностей обох зв'язків у молекулі HOCl і визначте, яка з них характеризується більшим процентом йонності.
- 3.10. Користуючись таблицею відносно електронегативностей, обчислити їх різницю для зв'язків K-Cl , Ca-Cl , Fe-Cl , Ge-Cl . Який із зв'язків характеризується найбільшою ступінню йонності?
- 3.11. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків H-O і O-Г (де $\text{Г} = \text{Cl, Br, I}$) в сполуках HOГ і визначити: а) який із зв'язків в кожній молекулі характеризується більшою ступінню йонності; б) який характер дисоціації молекул у водному розчині.
- 3.12. Обчислити різницю відносних електронегативностей атомів для зв'язків H-O і O-As . Яким із зв'язків більш полярний? До якого класу гідроксидів відноситься As(OH)_3 ?

- 3.13. Дипольний момент молекули HBr дорівнює $2,6 \cdot 10^{-30}$ Кл·м. Розрахуйте довжину диполя молекули бромоводню.
- 3.14. Довжина диполя молекули HCl дорівнює 0,219 нм. Розрахуйте дипольний момент молекули хлороводню.
- 3.15. Чому дорівнює енергія кванта: а) жовтого світла з довжиною хвилі 589 нм; б) фіолетового світла з довжиною хвилі 400 нм? Чи можна за допомогою того чи іншого світла розірвати хімічний зв'язок у молекулі Cl_2 ?
- 3.16. Чи можна за допомогою зеленого світла з довжиною хвилі 500 нм домогтися дисоціації молекулярного йоду в газовій фазі на атоми?
- 3.17. Розрахуйте кратність зв'язку для частинок O_2 , O_2^+ та O_2^- . В якій з цих частинок найбільша і найменша енергія дисоціації?
- 3.18. Розрахуйте кратність зв'язків (K) у молекулі CO і в молекулярному йоні CO^+ . В якій з цих частинок енергія розриву зв'язків більша?
- 3.19. Яка кратність зв'язку в молекулі NO : а) два; б) два з половиною; в) три?
- 3.20. За даними спектроскопічного експерименту між'ядерні відстані в молекулі NF_3 дорівнюють: $r(\text{N-F}) = 0,137$ нм, $r(\text{F-F}) = 0,1213$ нм. З'ясуйте, яку геометричну фігуру утворюють ядра атомів у цій молекулі. Встановіть тип гібридизації центрального атома.
- 3.21. Для визначення структури молекул у газовій фазі широко використовують спектроскопічний метод, який дає змогу знайти між'ядерні відстані за спектрами молекул. За спектроскопічними даними були розраховані між'ядерні відстані в молекулі BI_3 : $r(\text{B-I}) = 0,210$ нм, $r(\text{I-I}) = 0,364$ нм. Визначити, яку геометричну фігуру утворюють ядра атомів у цій молекулі. Який тип гібридизації центрального атома дає змогу описати будову даної молекули?
- 3.22. Відомі між'ядерні відстані в молекулі NCl_3 : $r(\text{N-Cl}) = 1,176$ нм, $r(\text{Cl-Cl}) = 0,283$ нм. З'ясуйте, яку геометричну фігуру утворюють ядра атомів у цій молекулі. Встановіть тип гібридизації центрального атома.
- 3.22. Покажіть кількісний взаємозв'язок між енергією зв'язку та енергією атомізації на прикладі молекул CO_2 , NH_3 , CH_4 .
- 3.23. Визначте, який метал, що виявляє ступінь окислення +4, утворює оксид з масовою часткою Оксигену 40%.

Контроль знань на практичному занятті №3

Модуль II. Енергетика та кінетика хімічних реакцій.

4. ЕНЕРГЕТИКА ТА КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Програмні вимоги:

Енергетика хімічних реакцій та закономірності їх перебігу. Енергетичний ефект хімічної реакції. Класифікація хімічних реакцій за енергетичним ефектом. Внутрішня енергія та ентальпія. Теплоутворення хімічних сполук. Перший закон термодинаміки. Термохімічні рівняння реакцій. Другий закон термодинаміки (закон Гесса). Перший закон термодинаміки. Теплота, робота. Обчислення теплоти реакцій за величинами стандартних теплот утворення та теплот згоряння. Енергія зв'язку та її розрахунок. Енергія кристалічної ґратки. Теплоємність та її залежність від температури. Ентропія. Ентропія як функція стану. Залежність ентропії від температури. Ентропія фазових переходів. Зміна ентропії при хімічних реакціях. Вільна енергія Гіббса та Гельмгольца. Залежність її від температури. Хімічний потенціал та його залежність від концентрації.

Кінетика хімічних реакцій. Каталіз. Кінетика як розділ науки про хімічні процеси. Швидкість гомогенної хімічної реакції та її вплив на неї різних факторів: концентрації, температури, наявності каталізатора. Закон діючих мас. Константа швидкості реакції. Молекулярність та порядок реакції. Механізм простих реакцій. Енергія активації молекул. Ентропія активації. Ланцюгові реакції та їх механізм. Розгалужені та нерозгалужені ланцюги. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Самокаталітичні реакції. Модифікування, промотування та отруєння каталізатора. Зворотні та незворотні реакції. Хімічна рівновага. Термодинамічна характеристика динамічної рівноваги. Залежність константи хімічної рівноваги від температури. Константа хімічної рівноваги та зміна енергії Гіббса. Умови зміщення хімічної рівноваги Принцип Ле-Шательє.

Література для самостійної роботи: [1] ч.1 розд.У с.155-199; [5] гл.5; [4] розд.3; [2] розд.У с.86-102, роз.ХУ с.333-350; [8] т.1 розд.УІІІ с.342-349; [12] ч.1 с.46-60.

Орієнтовний перелік питань, що виносяться на колоквиум:

ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Теоретичні питання:

- 1.1. Поясніть зміст поняття “система”.
- 1.2. Залежно від здатності системи до обміну енергією і речовиною із зовнішнім середовищем розрізняють три типи систем: ізольована, замкнута і відкрита. Поясніть зміст кожної із систем.
- 1.3. Назвіть відомі вам форми енергії.
- 1.4. Сформулюйте перший закон термодинаміки.
- 1.5. Запишіть математичне співвідношення, що визначає перший закон (принцип) термодинаміки.
- 1.6. В яких одиницях виражаються величини, що входять у співвідношення першого принципу термодинаміки?

- 1.7. Дайте визначення теплового ефекту хімічної реакції. В яких одиницях виражають тепловий ефект реакції?
- 1.8. Вкажіть, чим термохімічні рівняння відрізняються від хімічних.
- 1.9. Дайте визначення теплоти утворення і ентальпії утворення хімічної сполуки за стандартних умов.
- 1.10. Чому дорівнюють стандартні теплоти утворення всіх простих речовин, що перебувають за стандартних умов?
- 1.11. Що являє собою внутрішня енергія системи?
- 1.12. Одиницею вимірювання енергії в системі СІ є джоуль. Але й дотепер широко використовується позасистемна одиниця – калорія (кілокалорія). Зверніть увагу, наскільки часто використовується, наприклад, вислів "калорійність продуктів". Як пов'язані між собою джоуль і калорія?
- 1.13. У чому полягає фізичний зміст стехіометричних коефіцієнтів у термохімічних рівняннях?
- 1.14. Наведіть визначення молярних ентальпій плавлення і випаровування.
- 1.15. Сформулюйте емпіричне правило Трутона і виразіть його в математичній формі. Користуючись цим правилом, розрахуйте температуру кипіння тетрахлорметану, якщо відомо, що молярна теплота випаровування CCl_4 складає 30 кДж/моль.
- 1.16. Що таке ентропія? Як змінюється ентропія при перетворенні твердої речовини на рідину; рідини на газ; газу на тверду речовину; при розчиненні твердої речовини у воді та газу у воді?
- 1.17. Що таке енергія Гіббса? Який існує зв'язок цієї величини з ентальпією та ентропією?
- 1.18. Що таке енергія кристалічної ґратки?
- 1.19. Як пояснити той факт, що хімічні реакції переважно проходять з виділенням або поглинанням тепла?
- 1.20. Сформулюйте перший закон термохімії (закон Лавуазьє-Лапласа).
- 1.21. Дайте визначення закону Гесса. Наведіть приклади його пояснення.
- 1.22. Що таке теплота утворення хімічної сполуки?
- 1.23. Що таке ентальпія? В чому подібність і відмінність між ентальпією і тепловим ефектом?
- 1.24. Охарактеризуйте зміну ентальпії при фізичних перетвореннях: випаровуванні, плавленні, сублімації, поліморфних переходах. Дайте відповідні пояснення.
- 1.25. При яких значеннях ентальпії хімічні процеси відбуваються самодовільно?
- 1.26. Що таке енергія зв'язку; енергія атомізації?
- 1.27. Охарактеризуйте зміну ентальпії при фізичних перетвореннях: випаровуванні, плавленні, сублімації, поліморфних перетвореннях. Дайте необхідні пояснення.
- 1.28. Що таке ентальпія? В чому подібність та відмінність між зміною ентальпії під час реакції та тепловим ефектом реакції?

Тестові завдання:

- 2.1. Чи можна в деяких випадках зробити висновок про можливість протікання реакції тільки на основі знаку величини ΔH або величини ΔS ? Відповідь обґрунтуйте.
- 2.2. Що можна сказати про хімічний процес, для якого: а) $\Delta G < 0$; б) $\Delta G > 0$; в) $\Delta G = 0$.
- 2.3. Енергетичні ефекти яких процесів можна вирахувати за допомогою табличних значень ΔH_{298} ?
- 2.4. Чому під час перебігу хімічних реакцій обов'язково виділяється або вбирається енергія?
- 2.5. Чому необхідно порівнювати ентальпії утворення речовин (теплоти утворення) за стандартних умов?
- 2.6. У результаті перебігу хімічної реакції робота виконується над системою. Набуває чи втрачає енергію система в даному випадку?
- 2.7. У результаті перебігу хімічної реакції система в цілому втрачає енергію. Якою буде в цьому випадку зміна внутрішньої енергії системи ΔU (додатною чи від'ємною)?
- 2.8. Відомо, що для хімічних реакцій, у яких беруть участь лише тверді і рідкі речовини, числові значення зміни ентальпії і зміни внутрішньої енергії приблизно однакові ($\Delta H = \Delta U$). Поясніть даний факт.
- 2.9. Чи застосований перший закон термодинаміки і закони Гесса до біологічних систем?
- 2.10. Користуючись довідниками, наведіть по два приклади термохімічних рівнянь екзотермічних та ендотермічних реакцій.
- 2.11. Чи можуть коефіцієнти в термохімічному рівнянні бути дробовими?
- 2.12. Яке з написаних нижче рівнянь реакцій і чому відповідає теплоті утворення NO за стандартних умов (ΔH°_{298}):
 а) $1/2\text{N}_2 + \text{O} = \text{NO}$; б) $\text{N} + 1/2\text{O}_2 = \text{NO}$; в) $1/2\text{N}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{NO}$?
- 2.13. Які з наведених нижче рівнянь є ендотермічними:
 а) $1/2\text{N}_2 + \text{O}_2 = \text{NO}_2$; $\Delta H^\circ_{298} = 33,5$ кДж/моль,
 б) $1/2\text{N}_2 + 3/2\text{H}_2 = \text{NH}_3$; $\Delta H^\circ_{298} = -46$ кДж/моль,
 в) $1/2\text{N}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{NO}$; $\Delta H^\circ_{298} = 90$ кДж/моль,
 г) $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}$; $\Delta H^\circ_{298} = -246$ кДж/моль?
- 2.14. Тепловий ефект якої із наведених нижче реакцій відповідає теплоті утворення SO_3 :
 а) $\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{SO}_2 + 0,5\text{O}_2 = \text{SO}_3$;
 в) $\text{S} + 1,5\text{O}_2 = \text{SO}_3$; г) $\text{SO}_2 + \text{O}_3 = \text{SO}_3 + \text{O}_2$?
- 2.15. Визначити тепловий ефект реакції $2\text{CaO}_{(к)} + \text{P}_2\text{O}_{(к)} + 5\text{H}_2\text{O}_{(р)} = 2[\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]_{(к)}$ при стандартних умовах. Теплота утворення $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ дорівнює -2397 кДж/моль.
- 2.16. Нітрат амонію може розкладатися по двом схемам: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ чи $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Яка реакція буде більш екзотермічною? Відповідь дайте, не проводячи розрахунків.

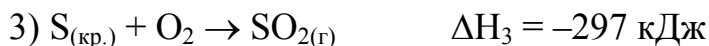
- 2.17. При яких умовах тепловий ефект хімічної реакції чисельно рівний зміні ентальпії?
- 2.18. Чому ентальпія нейтралізації сильних кислот і основ однакова для різних кислот і основ, а ентальпія нейтралізації слабких кислот і основ залежить від природи реагуючих речовин?
- 2.19. Яке співвідношення між величинами теплоти нейтралізації сильних кислот сильними основами і теплоти дисоціації води?
- 2.20. У науковій літературі можна знайти таке твердження: стійкість сполуки тим більша, чим нижча ентальпія її утворення. Прокоментуйте це твердження. Як воно узгоджується з тим, що сульфід алюмінію ($\Delta H^0(\text{Al}_2\text{S}_3) = -724$ кДж/моль) легко розкладається водою, сульфід бісмуту(III) ($\Delta H^0(\text{Bi}_2\text{S}_3) = -155,6$ кДж/моль) нею не розкладається?
- 2.21. В яких випадках стандартна ентальпія утворення простої речовини дорівнює нулю, а в яких — відмінна від нуля? Наведіть приклади.
- 2.22. Визначте знак зміни ентропії в кожній із наведених реакцій:
- 1) $2\text{KClO}_{3(\text{кр.})} = 2\text{KCl}_{(\text{кр.})} + 3\text{O}_{2(\text{газ})}$
 - 2) $\text{N}_{2(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$
 - 3) $3\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_6\text{H}_{6(\text{л})}$
 - 4) $\text{FeO}_{(\text{кр.})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Fe}_{(\text{кр.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 2.23. Не проводячи обчислень, встановити, де можливо, знак ΔS наступних процесів:
- | | |
|--|--|
| а) $2\text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$; | б) $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{COCl}_{2(\text{г})}$ |
| в) $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{рід.})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ | г) $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ |
| д) $2\text{NH}_{3(\text{г})} = \text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$ | е) $\text{AgNO}_{3(\text{р})} + \text{NaCl}_{(\text{г})} = \text{AgCl}_{(\text{крисст.})} + \text{NaNO}_{3(\text{р})}$ |
- 2.24. Чому, на відміну від стандартної ентальпії утворення простої речовини, її ентропія для стандартного стану не дорівнює нулю? Коли ентропія має нульове значення?
- 2.25. Шляхом аналізу рівняння $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ визначити можливість самодовільного проходження реакції при таких умовах:
- а) $\Delta H > 0$; $\Delta S > 0$; б) $\Delta H < 0$; $\Delta S < 0$; в) $\Delta H > 0$; $\Delta S < 0$; г) $\Delta H < 0$; $\Delta S > 0$.
- 2.26. Чи завжди реакція, для якої $\Delta G < 0$, дійсно відбувається? Відповідь обґрунтуйте.
- 2.27. Проаналізуйте такі процеси, що відбуваються самодовільно, з точки зору зміни ентальпії та ентропії: а) вибух суміші водню та хлору; б) випаровування ефіру; в) розкладання дихромату амонію; г) вибух воднево-кисневої суміші.
- 2.28. Які властивості сполук можна характеризувати, маючи у своєму розпорядженні значення їх енергій Гіббса?
- 2.29. Користуючись табличними даними, але не проводячи розрахунків, зробіть висновок про те, яка з двох реакцій найбільш імовірна:
- а) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; б) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.
- 2.30. Що таке енергія зв'язку та енергія атомізації? Проілюструйте кількісний взаємозв'язок між цими величинами на прикладах молекул CO_2 , NH_3 , CH_4 .

Розрахункові задачі:

- 3.1. Всі ми вбираємо енергію у формі їжі та напоїв. Порівняно з цим енергія, що надходить у наші тіла у формі теплоти (коли ми сидимо біля вогню або, наприклад, п'ємо гарячий чай), мізерна. Розрахуйте, яку кількість енергії ми вбираємо, з'їдаючи 100 г білого хліба (в ньому міститься ≈ 50 г вуглеводів, ≈ 8 г білків, ≈ 2 г жирів і близько 40 г води). Калорійність вуглеводів, білків, жирів становить відповідно 3,8; 4,1 і 9,1 ккал/год.
- 3.2. Дівчина, що стежить за своєю фігурою, з'їла шоколаду в 2 рази більше, ніж її щоденна норма (9200 кДж). Скільки часу їй доведеться: а) прати білизну (540); б) їздити на велосипеді (920); в) бігати підтюпцем (2100), щоб компенсувати енергетичний надлишок? У дужках – енергетичні затрати організму $\Delta H^\circ_{\text{згорання}}$ в кДж/год.
- 3.3. За стандартних умов теплота згорання водню в кисні дорівнює 286,2 кДж/моль, а теплота згорання водню в озоні дорівнює 333,9 кДж/моль. Чому дорівнює теплота утворення озону з кисню за стандартних умов?
- 3.4. За стандартних умов теплота повного хлорування графіту дорівнює 103,3 кДж/моль, а теплота повного хлорування алмазу дорівнює 105,6 кДж/моль. Чому дорівнює теплота перетворення графіту в алмаз за стандартних умов?
- 3.5. За стандартних умов теплоти повного бромовання білого фосфору дорівнює 229,1 кДж/моль, а теплоти бромовання червоного фосфору дорівнює 212,3 кДж/моль. Чому дорівнює теплота перетворення червоного фосфору в білий за стандартних умов ?
- 3.6. Теплота згорання ромбічної сірки $\Delta H^\circ_{298(\text{згорання})} = -296,8$ кДж/моль. Розрахуйте: а) кількість теплоти, яка виділиться в результаті згорання 64 г ромбічної сірки; б) об'єм кисню (н.у.), який витратиться в ході горіння сірки, якщо в результаті реакції виділяється 59,36 кДж теплоти.
- 3.7. В результаті згорання 2 моль етилену в кисні виділилось 2822 кДж теплоти. Визначте теплоту утворення етилену, якщо стандартні теплоти утворення CO_2 і H_2O дорівнюють 393 кДж/моль і 286 кДж/моль відповідно.
- 3.8. Дано три рівняння:
 1) $\text{H}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} + 68,3$ ккал,
 2) $\text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} = \text{Ca}^{2+}(\text{водн}) + 2\text{OH}^-(\text{водн}) + 19,5$ ккал,
 3) $\text{Ca}(\text{тв}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) = \text{Ca}^{2+}(\text{водн}) + 2\text{OH}^-(\text{водн}) + \text{H}_2(\text{г}) + 109$ ккал. Визначте тепловий ефект реакції $\text{Ca}(\text{тв}) + 1/2\text{O}_{2(\text{г})} = \text{CaO}(\text{тв}) + Q$.
- 3.9. Скільки енергії потрібно витратити, щоб розкласти 9 г води на водень і кисень за стандартних умов?
- 3.10. Розрахуйте теплоту переходу графіту в алмаз, якщо відомо, що теплота утворення CO_2 з графіту $\Delta H^\circ_{298} = -393,5$ кДж/моль, а з алмазу $\Delta H^\circ_{298} = -395,4$ кДж/моль.
- 3.11. На основі термохімічних рівнянь реакцій
 а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3/2\text{O}_2$; $\Delta H^\circ_{298} = -49,4$ кДж/моль;

б) $\text{KClO}_4 \rightarrow \text{KCl} + 2\text{O}_2$; $\Delta H^\circ_{298} = 33 \text{ кДж/моль}$,
 розрахуйте ΔH°_{298} реакції $4\text{KClO}_3 \rightarrow 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$. // -297 кДж

- 3.12. Як відомо, високотемпературне полум'я ацетиленово-кисневих пальників широко використовується для зварювання і різання металів. Чи можна з аналогічною метою використовувати полум'я метано-кисневого пальника? Розрахуйте, в якому з двох названих типів пальників і у скільки разів виділяється більше теплоти під час згорання однакових об'ємів метану і ацетилену. Теплоти утворення CH_4 , C_2H_2 , CO_2 і H_2O дорівнюють $+75$, -230 , $+393$, $+286 \text{ кДж/моль}$ відповідно.
- 3.13. Тонкоподрібнену суміш алюмінію і залізної окалини (Fe_3O_4), яку часто називають термітом, застосовують для зварювання металічних виробів, оскільки під час підпалювання терміту виділяється велика кількість теплоти і розвивається висока температура. Розрахуйте мінімальну масу термітної суміші, яку необхідно взяти для того, щоб виділилось $665,3 \text{ кДж}$ теплоти у процесі алюмінотермії, якщо теплоти утворення Fe_3O_4 і Al_2O_3 дорівнюють 1117 кДж/моль і 1670 кДж/моль відповідно.
- 3.14. Максимальна механічна робота, яку може виконати людина в результаті окиснення 2 г фруктози киснем, дорівнює 13 кДж (з урахуванням ККД живого організму). В результаті цього виділяється теплота, що дорівнює $19,2 \text{ кДж}$. Яка маса фруктози повинна окиснитись в організмі, щоб людина могла підняти вантаж масою 20 кг на висоту 2 м 25 разів і скільки при цьому вона витратить енергії?
- 3.15. В результаті спалювання парів етилацетату в кисні виділилось $410,9 \text{ кДж}$ теплоти і залишилось $12,2 \text{ л}$ кисню, що не прореагував (виміряно за тиску 105 кПа і температури $35,3^\circ\text{C}$). Розрахуйте масові частки компонентів у вихідній суміші, якщо відомо, що теплоти утворення оксиду карбону(IV), парів води і парів етилацетату становлять $393,5 \text{ кДж/моль}$, $241,8 \text{ кДж/моль}$ і $486,6 \text{ кДж/моль}$ відповідно.
- 3.16. В результаті спалювання парів етаналу в кисні виділялось $441,7 \text{ кДж}$ теплоти і залишилось $14,96 \text{ л}$ кисню, що не прореагував (виміряно за тиску 102 кПа і температури 33°C). Розрахуйте масові частки компонентів у вихідній суміші, якщо відомо, що теплоти утворення оксиду карбону(IV), парів води і парів етаналу становлять $393,5 \text{ кДж/моль}$, $241,8 \text{ кДж/моль}$ і $166,4 \text{ кДж/моль}$ відповідно.
- 3.17. Визначити тепловий ефект реакції $4\text{NO}_{(г)} = 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$, використовуючи такі дані:
- $$1/2\text{N}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)} = \text{NO}_{(г)}; \quad \Delta H = 90,0 \text{ кДж};$$
- $$\text{N}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)} = \text{N}_2\text{O}_{(г)}; \quad \Delta H = 82,0 \text{ кДж}.$$
- 3.18. Стандартна теплота згорання бензолу (до рідкої води) рівна -3270 кДж/моль . Обчислити теплоту утворення бензолу в стандартних умовах, використовуючи стандартні теплоти утворення води та вуглекислого газу:
 $\Delta H_{\text{утв. H}_2\text{O}} = -285,6 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H_{\text{утв. CO}_2} = -393,5 \text{ кДж/моль}$.
- 3.19. Розрахуйте тепловий ефект реакції горіння сірководню:
 $\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(р)} + \text{SO}_{2(г)}$ за наступними даними:



- 3.20. Встановлено, що максимальна механічна робота, яку може виконати людина в результаті окиснення 1 г глюкози киснем, дорівнює 6,5 кДж (з урахуванням ККД живого організму). В результаті цього виділяється теплота, що дорівнює 9,5 кДж. Яка маса глюкози повинна окислитись в організмі, щоб людина змогла підняти вантаж масою $m = 15$ кг на висоту $h = 2$ м 10 разів і скільки при цьому вона втратить енергії.
- 3.21. У результаті згоряння одного моля ацетилену в кисні виділилось 1300 кДж теплоти. Визначте теплоту утворення ацетилену, якщо стандартні теплоти утворення $CO_2(г)$ і $H_2O(р)$ дорівнюють 393,5 кДж/моль і 286 кДж/моль.
- 3.22. Теплота утворення HF складає $\Delta H^\circ_{298} = -268$ кДж/моль. Обчисліть енергію зв'язку HF, якщо відомо, що енергії зв'язку молекул H_2 і F_2 становлять відповідно 436 і 159 кДж/моль.
- 3.23. За стандартних умов теплота повного згоряння білого фосфору дорівнює 760,1 кДж/моль, а теплота повного згоряння чорного фосфору дорівнює 722,1 кДж/моль. Чому дорівнює теплота перетворення чорного фосфору в білий за стандартних умов?
- 3.24. У результаті спалювання етанової кислоти в кисні виділилось 235,9 кДж теплоти і залишилось 10 л кисню, що не прореагував (виміряні за тиску 104,1 кПа і температури 40°C). Розрахуйте масові частки компонентів у вихідній суміші, якщо відомо, що теплоти утворення оксиду карбону(IV), парів води та етанової кислоти становлять 393,5 кДж/моль, 241,8 кДж/моль і 484,2 кДж/моль відповідно.
- 3.25. За термохімічним рівнянням: $S + O_2 = SO_2 + 297$ кДж, обчисліть масу сірки, яка згоряє з виділенням 9,3 кДж теплоти.
- 3.26. Яка маса заліза перетворилась у залізну окалину, якщо при цьому виділилось 112 кДж теплоти, а при утворенні 1 моль окалини виділяється 1118 кДж теплоти?
- 3.27. При взаємодії алюмінію масою 9 г з киснем виділилось 274,44 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння реакції.
- 3.28. Складіть термохімічне рівняння горіння метану, якщо відомо, що при згорянні метану об'ємом 105 л (н.у.) виділилось 4187 кДж теплоти.
- 3.29. При згорянні 1 моль етанолу виділяється 1410 кДж теплоти. Яка кількість теплоти виділиться при спалюванні етанолу, одержаного бродінням 18 г глюкози?
- 3.30. При спалюванні 1 моль ацетилену виділяється 1300 кДж теплоти. Яка кількість теплоти виділиться при спалюванні ацетилену, одержаного з технічного карбиду кальцію масою 147,13 г, що містить 13 % домішок?
- 3.31. При сполученні 21 г заліза з сіркою виділилось 36,54 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.

- 3.32. За термохімічним рівнянням реакції: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 891 \text{ кДж}$, розрахуйте об'єм спаленого метану, якщо при цьому виділилось 1782 кДж теплоти.
- 3.33. Складіть термохімічне рівняння реакції одержання метанолу із синтез-газу, якщо відомо, що витрачається 2,8 кг оксиду карбону(II) і виділяється 10900 кДж теплоти. Обчисліть масу витраченого синтез-газу.
- 3.34. Знаючи, що тепловий ефект реакції горіння етилену 1411,91 кДж, обчисліть кількість теплоти, що виділяється при горінні 140 г етилену.
- 3.35. Знаючи, що тепловий ефект реакції горіння етилену 1411,91 кДж, обчисліть кількість теплоти, що виділиться при горінні 0,2 моль етилену.
- 3.36. При спалюванні глюкози масою 45 г виділилось 730,0 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції.
- 3.37. Знаючи, що тепловий ефект горіння вуглецю дорівнює 393,5 кДж теплоти, обчисліть, чи достатньо спалити 0,2 кг вуглецю, щоб одержати 7000 кДж теплоти.
- 3.38. Обчисліть кількість теплоти та об'єм оксиду карбону(IV), які утворюються при спалюванні етанолу об'ємом 20 см³ (густина 0,8 г/см³). Тепловий ефект реакції 1410 кДж.
- 3.39. Згорання 1 моль бензолу супроводжується виділенням 3301,2 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння реакції і розрахуйте, яка кількість теплоти виділиться при горінні 18 г бензолу.
- 3.40. Згорання 1 моль бензолу супроводжується виділенням 3301,2 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння реакції і розрахуйте масу та об'єм парів бензолу (н.у.), необхідних для виділення 825,3 кДж теплоти.
- 3.41. Розрахуйте теплоту горіння 1 м³ генераторного газу, склад якого: CO – 26 %, N₂ – 70 %, CO₂ – 4 %. Тепловий ефект реакції $\text{CO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 = \text{CO}_2$ рівний 284 кДж.
- 3.42. Які з цих реакцій є екзотермічними, а які – ендотермічними:
 1) $\text{H}_2\text{O} + \text{C} + 132 \text{ кДж} \Leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2$, 2) $\text{CO} + \frac{1}{2}\text{O} \Leftrightarrow \text{CO}_2 + 282 \text{ кДж}$,
 3) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 - 92 \text{ кДж} \Leftrightarrow 2\text{NH}_3$, 4) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \Leftrightarrow 2\text{HI} - 52 \text{ кДж}$.
- 3.43. Для зварювання рейок по методу алюмотермії використовують порошок алюмінію і оксид заліза Fe₃O₄. Складіть термохімічне рівняння реакції, якщо при утворенні 1 кг заліза виділилося 6340 кДж теплоти.
- 3.45. Із даних про окиснення As₂O₃ киснем і озоном обчислити зміну ентальпії при переході 1 моль кисню в озон:
 $3\text{As}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{As}_2\text{O}_5(\text{к}) \quad \Delta H = -270,8 \text{ кДж/моль}$
 $3\text{As}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{O}_3(\text{г}) = 3\text{As}_2\text{O}_5(\text{к}) \quad \Delta H = /1096,3 \text{ кДж/моль}$
- 3.46. Ентальпія розчинення у воді кристалогідрату CuSO₄·5H₂O і безводного сульфату міді рівна відповідно +11,7 кДж/моль і –66,1 кДж/моль. Обчислити ентальпію приєднання 5 молекул води до молекули сульфату міді за реакцією (в розрахунку на 1 моль): $\text{CuSO}_4(\text{к}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{к})$.

- 3.47. Ентальпія розчинення у воді безводної соди і кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ рівні відповідно -25 кДж/моль і $+67$ кДж/моль. Обчислити ентальпію приєднання 10 молекул води до молекули карбонату натрію.
- 3.48. Обчислити стандартні зміни ентальпії в реакціях:
- $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{к}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 - $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$
 - $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
 - $2\text{Mg}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{MgO}(\text{к}) + \text{C}(\text{графіт})$
 - $2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) = 4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
 - $3\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р}) = 4\text{CO}(\text{г}) + 8\text{H}_2(\text{г})$
 - $\text{CaO}(\text{к}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) = \text{Ca}(\text{FeO}_2)_2(\text{к})$
 - $2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + \text{SO}_2(\text{г}) = 3\text{S}(\text{ромб.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$
 - $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р})$
 - $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$
- 3.49. Розрахувати стандартну ентальпію реакції $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$. Вказати екзо- чи ендотермічною буде дана реакція?
- 3.50. Розрахувати значення стандартної ентальпії реакції утворення оксиду заліза(III) із простих речовин по наступним термохімічним рівнянням:
- $2\text{Fe}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{FeO}_{(\text{т})}; \quad \Delta H^0(1) = -532 \text{ кДж};$
 - $4\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})}; \quad \Delta H^0(2) = -584 \text{ кДж}$
- 3.51. Обчисліть стандартну ентальпію утворення безводного хлориду феруму(II), виходячи з термохімічного рівняння $\text{Fe}_{(\text{т})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})} = \text{H}_2(\text{г}) + \text{FeCl}_2(\text{розч.})$; $\Delta H^0 = -88$ кДж та ентальпій розчинення FeCl_2 та HCl , що відповідно дорівнюють $-81,7$ кДж/моль та $-73,3$ кДж/моль. Інші необхідні величини візьміть з таблиць.
- 3.52. Ентальпії згоряння бензолу та ацетилену відповідно дорівнюють -3270 та -1302 кДж/моль. Визначте зміну ентальпії при перетворенні ацетилену на бензол $3\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_6\text{H}_6(\text{р})$.
- 3.53. Користуючись таблицею стандартних ентропій, визначте ΔS^0 для реакцій:
- $\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} = \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{CO}_2(\text{г})$; б) $\text{MgCO}_3(\text{т}) = \text{MgO}_{(\text{т})} + \text{CO}_2(\text{г})$.
- 3.54. Розрахувати стандартну ентропію реакції $2\text{O}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{O}_{3(\text{г})}$. Чи буде дана реакція проходити самодовільно в ізольованій системі при стандартних умовах?
- 3.55. Обчислити стандартну енергію Гіббса аміаку, використавши довідкові дані про значення $\Delta H^0_{\text{утв.}}$ та ΔS^0 . Чи можливий синтез аміаку в стандартних умовах?
- 3.56. Амоній нітрат може розкладатися при нагріванні, зазнаючи окисно-відновних перетворень згідно зі схемами $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftarrow \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{т}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ або з утворенням аміаку і кислоти. За допомогою обчислень визначте, яка з реакцій найбільш імовірна за стандартних умов, наприклад, при ударі, а яка – при підвищеній температурі, наприклад, 600 К. Залежністю ΔH та ΔS від температури знехуйте.
- 3.57. На підставі розрахунків зробіть висновок щодо того, яка сіль є більш термостійкою – карбонат цинку чи карбонат кадмію. Чи можна відповісти на це

питання, враховуючи розрахунки ΔH , а не ΔG ? Дайте необхідні обґрунтування, підтвердіть думку відповідними розрахунками.

- 3.58. За допомогою обчислень знайдіть значення температур, вище яких починається розкладання сульфатів лужноземельних металів за схемою $2\text{MSO}_4(\text{т})=2\text{MO}(\text{т})+2\text{SO}_2(\text{г})+\text{O}_2(\text{г})$. Порівняйте термічну стійкість сполук та зробіть необхідні коментарі.
- 3.59. Виконавши необхідні обчислення, з'ясуйте, яка реакцій – пряма чи зворотна – має відбуватися в системі $2\text{NO}(\text{г})+\text{O}_2(\text{г})\leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ за стандартних умов? Визначте температуру, при якій встановлюється рівновага. Залежністю ентальпії та ентропії від температури знехтуйте.
- 3.60. За допомогою розрахунків визначте, чи можливе відновлення оксиду феруму(III) воднем до металу за стандартних умов. Обчисліть температуру, вище якої починається ця реакція, вважаючи, що ентальпія та ентропія не залежать від температури.
- 3.61. Виходячи із значень стандартних ентальпій утворення та табличних значень ентропій, обчисліть стандартні енергії Гіббса для оксиду карбону(IV), сульфату барію, хлориду амонію, оксиду фосфору(V). Зіставте одержані дані з наведеними у довіднику.
- 3.62. Енергія кристалічної ґратки хлориду амонію дорівнює 683 кДж/моль. Обчисліть енергію спорідненості аміаку до протона, якщо стандартна ентальпія утворення газоподібного іона H^+ дорівнює 1533 кДж/моль, а газоподібного іона Cl^- становить -243 кДж/моль.
- 3.63. Визначте енергію кристалічної ґратки хлориду натрію, виходячи з теплоти утворення сполуки, енергії атомізації хлору, енергії спорідненості атома Хлору до електрона (351 кДж/моль), а також енергії іонізації атома Натрію (496 кДж/моль) та сублимації натрію (108,3 кДж/моль)
- 3.64. Визначте стандартну теплоту утворення газоподібного іона хлору, якщо енергія атомізації хлору дорівнює 243 кДж/моль, а енергія спорідненості атома Хлору до електрона – 351 кДж/моль.
- 3.65. Виходячи із значень енергій зв'язків $\text{N}-\text{H}$ (391 кДж/моль), $\text{N}-\text{Cl}$ (200 кДж/моль), енергій атомізації хлору (243 кДж/моль) та хлороводню (432 кДж/моль), обчисліть зміну ентальпії в реакції $\text{NH}_3(\text{г})+\text{Cl}_2(\text{г})=\text{NH}_2\text{Cl}(\text{р})+\text{HCl}(\text{г})$.
- 3.66. Використавши значення енергій атомізації графіту (718 кДж/моль) та хлору (243 кДж/моль), а також стандартні ентальпії утворення тетрахлориду карбону, визначте енергію зв'язку $\text{C}-\text{Cl}$ в молекулі CCl_4 .
- 3.67. Виходячи з енергії зв'язку $\text{C}=\text{O}$ (640 кДж/моль), енергій атомізації графіту (718 кДж/моль) та кисню (493,6 кДж/моль), обчисліть стандартні ентальпії утворення оксиду карбону(II) та оксиду карбону(IV). Порівняйте одержані значення з табличними. Назвіть можливі причини деякого розходження цих значень.
- 3.68. Обчисліть енергію атомізації оксиду сульфуру(VI), виходячи з теплоти його утворення, енергій атомізації кисню (493,6 кДж/моль) та сірки (277 кДж/моль).

- 3.69. Обчисліть теплоту утворення оксиду нітрогену(II), виходячи з енергій атомізації азоту, кисню та NO, які відповідно дорівнюють 945,3; 493,6 та 631,6 кДж/моль.
- 3.70. Визначити тепловий ефект реакції $C_2H_2(g) + H_2(g) = C_2H_6(g)$, виходячи із значень енергій зв'язків Н–Н (436 кДж/моль), С–С (348 кДж/моль), С=С (615 кДж/моль) та С–Н (416 кДж/моль).
- 3.71. Енергія дисоціації H_2 , Cl_2 і ентальпія утворення HCl відповідно складають 436, 243 і –92 кДж/моль. Розрахуйте енергію зв'язку Н–Cl.

КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. КАТАЛІЗ

Теоретичні питання:

- 1.1. Як називається розділ хімії, що вивчає швидкості і механізми хімічних реакцій?
- 1.2. Швидкість хімічної реакції, як вона визначається і від яких факторів залежить?
- 1.3. Закон діючих мас.
- 1.4. Який фізичний зміст константи швидкості і як вона виражається? Коли числове значення швидкості і константи швидкості збігаються?
- 1.5. В яких одиницях виражається: а) швидкість; б) константа швидкості хімічної реакції?
- 1.6. Яке рівняння називають кінетичним?
- 1.7. Яка розмірність константи швидкості: а) для реакцій першого і б) другого порядку?
- 1.8. Як формулюється основний постулат хімічної кінетики? У чому полягає фізичний зміст константи швидкості реакції?
- 1.9. Порядок та молекулярність хімічних реакцій. У чому полягає відмінність між цими поняттями? Коли вони збігаються?
- 1.10. Чи може порядок реакції бути нульовим, дробовим, від'ємним? Чи можна його передбачити заздалегідь?
- 1.11. Вплив температури та опромінення на швидкість хімічної реакції.
- 1.12. Які експериментальні дані необхідні для визначення порядку реакції?
- 1.13. Як впливає температура на швидкість хімічних реакцій?
- 1.14. Як формулюється правило Вант–Гоффа про температурну залежність швидкості реакції?
- 1.15. Запишіть рівняння Арреніуса і сформулюйте фізичний зміст енергії активації.
- 1.16. Класифікація хімічних реакцій за кінетичними ознаками.
- 1.17. Ланцюгові реакції та їх різновидності. Механізм ланцюгових реакцій (М.М.Семенов, Хіншелвуд).
- 1.18. Фотохімічні реакції та їх різновидності.
- 1.19. Який каталіз називають: а) гомогенним; б) гетерогенним?
- 1.20. Інгібітори іноді розглядають як від'ємні каталізатори. Чи можна стверджувати, що механізм їх дії протилежний до механізму дії каталізаторів?
- 1.21. Ферменти мають цілий ряд специфічних властивостей і характеристик. Назвіть найважливіші з них.

1.22. Запишіть вираз для швидкості реакції $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ через зміни молярних концентрацій кожної з речовин.

Тестові завдання:

- 2.1. Чи може знак швидкості реакції мати від'ємне значення? Що означає знак “мінус” у виразі?
- 2.2. Поясніть термін “молекулярність” реакції. Чи може молекулярність реакції:
а) бути дробовою; б) перевищувати числове значення 3?
- 2.3. Чому для окиснення цукру на повітрі необхідні високі температури, тоді як в організмі людини ця реакція здійснюється при $36,5^\circ\text{C}$?
- 2.5. Коли числове значення швидкості і константи швидкості збігаються?
- 2.6. Швидкість яких реакцій (екзотермічних чи ендотермічних) збільшується із підвищенням температури?
- 2.7. Що з перерахованих факторів приведе до зміни константи швидкості хімічної реакції: а) збільшення енергії активації; б) зростання числа зіткнень реагуючих молекул; в) зміна тиску; г) зміна температури; г) введення в систему каталізатора; д) зміна концентрації реагуючих речовин.
- 2.8. Поясніть механізм хімічних реакцій на прикладі взаємодії водню та бромю.
- 2.9. Що сталося б, якби каталізатор неоднаковою мірою впливав би на швидкість прямої і зворотної реакцій?
- 2.10. Для яких реакцій підвищення температури приводить до сповільнення їх швидкості?
- 2.11. Написати вираз закону діючих мас для реакцій:
а) $2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NOCl}_{(г)}$
б) $\text{CaCO}_{3(кр.)} \rightarrow \text{CaO}_{(кр.)} + \text{CO}_{2(г)}$
- 2.12. В якому випадку швидкість реакції буде залежати від концентрації обох взаємодіючих речовин: а) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$; б) $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$; в) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$.
- 2.13. Записати вираз швидкості реакцій:
а) $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$ б) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = \text{NO}$
в) $\text{CO}_2 + \text{C}_2 = 2\text{CO}$ г) $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$. Як змінюється швидкість реакцій а) і б) при збільшенні концентрації вихідних речовин в два рази?

Розрахункові задачі:

- 3.1. В колбу ємністю 2 л помістили суміш газуватих водню та йоду. В результаті реакції утворення йодоводню кількість речовини йоду зменшилася на $2 \cdot 10^{-3}$ моль за 25 с. Розрахуйте швидкість реакції за змінами концентрацій реагуючих речовин.
- 3.2. Як зміниться швидкість реакції $\text{A}_2 + 2\text{B} \rightarrow 2\text{AB}$, що відбувається безпосередньо між молекулами в закритій посудині, якщо тиск збільшити у 6 разів?
- 3.3. У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 40 до 80°C , якщо прийняти, що температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2?

- 3.4. Розчинення зразка цинку в соляній кислоті за температури 20°C закінчується через 27 хв, а за 40°C такий же зразок металу розчиниться через 3 хв. Протягом якого часу даний зразок цинку розчиниться за 55°C?
- 3.5. Речовина В у розчині з концентрацією 0,4 моль/л бере участь в реакції першого порядку з початковою швидкістю $4 \cdot 10^{-3}$ моль·л⁻¹·с⁻¹. Розрахуйте константу швидкості цієї реакції.
- 3.6. Енергія активації деякої реакції за участю каталізатора дорівнює 76 кДж/моль і за температури 27°C протікає зі швидкістю k_1 . За наявності каталізатора за цієї ж температури швидкість реакції зростає у $3,38 \cdot 10^4$ разів. Визначте енергію активації реакції за наявності каталізатора.
- 3.7. Для реакції між речовинами А і В було проведено чотири вимірювання початкової швидкості реакції за різних вихідних концентрацій реагентів

Дослід	Концентрація, моль·л ⁻¹		Початкова швидкість, моль·л ⁻¹ ·с ⁻¹
	А	В	
1	0,5	1,0	2,0
2	0,5	2,0	8,0
3	1,0	3,0	36
4	2,0	3,0	72

- Який порядок реакції за кожним із реагентів А і В окремо? Напишіть кінетичне рівняння реакції. Розрахуйте константу швидкості.
- 3.8. Речовини D і C беруть участь у реакції другого порядку. Початкова концентрація обох речовин 0,4 моль·л⁻¹. Чому дорівнює константа швидкості цієї реакції, якщо її початкова швидкість $6,4 \cdot 10^{-4}$ моль·л⁻¹·с⁻¹?
- 3.9. За місяць до початку занять у школі лаборант виготовив водний розчин пероксиду гідрогену з концентрацією 0,3 моль/л і залишив колбу з розчином на відкритій полиці. Першого вересня вчитель хімії готував демонстраційний дослід і виявив, що концентрація H₂O₂ у колбі зменшилася вдвічі. Розрахуйте середню швидкість реакції розкладання пероксиду гідрогену.
- 3.10. Як зміниться швидкість утворення оксиду нітрогену(IV), що відбувається за рівнянням: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, якщо тиск у системі збільшити у 3 рази, а температуру залишити без змін?
- 3.11. Кінетичні вимірювання показали, що швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ описується рівнянням: $v = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$. Визначте, в якому молярному співвідношенні необхідно ввести NO і O₂ в реакцію, щоб швидкість реакції була максимальною.
- 3.12. У скільки разів необхідно збільшити тиск, щоб швидкість утворення NO₂ за реакцією $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ зросла у 1000 разів.
- 3.13. Розрахуйте середню швидкість хімічної реакції $\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$, якщо через 80 с після початку реакції молярна концентрація води дорівнювала 0,24 моль/л, а через 2хв 7с стала дорівнювати 0,28 моль/л.

- 3.14. У результаті деякої реакції в одиниці об'єму за одиницю часу утворилось 3,4 г аміаку, а в результаті іншої реакції за тих самих умов утворилось 3,4 г фосфіну. Яка з реакцій відбувається з більшою швидкістю?
- 3.15. У результаті деякої реакції в одиниці об'єму за одиницю часу утворилося 12,15г бромоводню, в результаті іншої реакції за тих самих умов утворилося 12,8 г йодоводню. Яка з реакцій відбувається з більшою швидкістю?
- 3.16. У результаті деякої реакції в одиниці об'єму за одиницю часу утворилось 6,6 г оксиду карбону(II), в результаті іншої реакції за тих самих умов утворилось 8,0 г оксиду сульфуру(IV). Яка з реакцій відбувається з більшою швидкістю?
- 3.17. У результаті деякої реакції в одиниці об'єму за одиницю часу утворилось 5,1 г сірководню, в результаті іншої реакції за тих самих умов утворилось 4,5 г води. Яка з реакцій відбувається з більшою швидкістю?
- 3.18. За реакцією дегідрування бутану, що протікає за рівнянням: $C_4H_{10} \rightarrow C_4H_8 + H_2$ за температури 800 К, стежили за об'ємом реагуючих газів, який вони займають за тиску 101 кПа і 293 К. Місткість реактора 0,2 л, швидкість перебігу реакції дорівнює $1,33 \cdot 10^{-2}$ кПа/с. Розрахуйте, за скільки часу після початку реакції зміна об'єму досягне 0,01 л.
- 3.19. Швидкість деякої реакції зростає у 2,5 рази в результаті підвищення температури реакційної суміші на 10 К. У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 10 до 55°C?
- 3.20. Швидкість деякої реакції зростає у 3,9 рази в результаті підвищення температури реакційної суміші на 10 К. У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 40 до 75°C?
- 3.21. Швидкість деякої реакції зростає у 3 рази в результаті підвищення температури реакційної суміші на 10 К. У скільки разів зросте швидкість в результаті підвищення температури від 50 до 85 °С.
- 3.22. Швидкість деякої реакції зростає у 3,5 рази в результаті підвищення температури реакційної суміші на 10 К. У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 30 до 85 °С.
- 3.23. Швидкість деякої реакції зростає у 3,5 рази в результаті підвищення температури реакційної суміші на 20 К. У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 20 до 85 °С?
- 3.24. У скільки разів зросте швидкість хімічної реакції $H_2 + I_2 = 2HI$ в результаті підвищення температури від 20 до 170°C, якщо було встановлено, що в результаті підвищення температури на кожні 25°C швидкість реакції зростає у 3 рази?
- 3.25. Розчинення зразка карбонату кальцію в соляній кислоті при 18°C закінчується через 1,5 хв, а при 38°C такий самий зразок солі розчиняється за 10 с. За який час даний зразок карбонату кальцію розчиниться при 53°C?
- 3.26. Розчинення зразка алюмінію в розчині гідроксиду калію при 20°C закінчується через 36 хв, а при 40°C такий самий зразок металу розчиняється за 4 хв. За який час даний зразок алюмінію розчиниться при 65°C?

- 3.27. Розчинення зразка сульфїду цинку в соляній кислоті при 18°C закінчується через 2,25 хв, а при 38°C такий самий зразок солі розчиняється за 15 с. За який час даний зразок сульфїду цинку розчиняється при 63°C ?
- 3.28. У результаті підвищення температури від 60 до 60°C константа швидкості зросла у 2 рази. Розрахуйте енергію активації реакції.
- 3.29. У результаті підвищення температури від 0 до 13°C швидкість деякої реакції зросла у 2,97 рази. Чому дорівнює енергія активації цієї реакції?
- 3.30. В якому з двох випадків швидкість реакції зросте в більше число разів: у результаті нагрівання від 0 до 11°C чи в результаті нагрівання від 11 до 22°C ? Відповідь обґрунтуйте за допомогою рівняння Арреніуса.
- 3.31. Енергія активації деякої реакції у 3 рази більша, ніж енергія активації другої реакції. В результаті нагрівання від T_1 до T_2 константа швидкості першої реакції зросла в a разів. У скільки разів зросла константа швидкості першої реакції в результаті нагрівання від T_1 до T_2 ?
- 3.32. Енергія активації деякої реакції в 1,5 рази більша, ніж енергія активації другої реакції. В результаті нагрівання від T_1 до T_2 константа швидкості другої реакції зросла в a разів. У скільки разів зросла константа швидкості першої реакції в результаті нагрівання від T_1 до T_2 ?
- 3.33. Енергія активації деякої реакції у 3 рази більша, ніж енергія активації другої реакції. В результаті нагрівання від T_1 до T_2 константа швидкості другої реакції зросла в a разів. У скільки разів зросла константа швидкості першої реакції в результаті нагрівання від T_1 до T_2 ?
- 3.34. Енергія активації деякої реакції за відсутності каталізатора дорівнює 80 кДж/моль, а за наявності каталізатора енергія активації знижується до значення 53 кДж/моль. У скільки разів зростає швидкість реакції за наявності каталізатора, якщо реакція протікає при 20°C ?
- 3.35. Енергія активації деякої реакції за відсутності каталізатора дорівнює $81,5$ кДж/моль, а за наявності каталізатора енергія активації знижується до значення 50 кДж/моль. У скільки разів зростає швидкість реакції за наявності каталізатора, якщо реакція протікає при 60°C ?
- 3.36. Швидкість деякої реакції, що протікає за 60°C за наявності каталізатора, в 90000 разів вища, ніж швидкість тієї ж реакції за тієї ж температури без каталізатора. Визначте енергію активації реакції, що протікає без каталізатора, якщо для реакції з каталізатором енергія активації дорівнює 50 кДж/моль.
- 3.37. При деяких температурі й тиску в посудині місткістю $0,5$ л знаходиться $0,03$ моль діоксиду азоту. Вирахувати k_1 швидкості прямої реакції, що протікає за рівнянням $2\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$, якщо швидкість реакції при даних умовах рівна $1,08$ моль/(моль·с).
- 3.38. Константа швидкості реакції $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ рівна $2 \cdot 10^{-10}$ л/(моль·с). а) Яка швидкість v_1 реакції в початковий момент, якщо концентрація речовини А рівна концентрації речовини В і складає $0,4$ моль/л? б) Яка буде швидкість v_2 цієї

реакції через деякий час t . Якщо до цього моменту утвориться 0,1 моль /л речовини AB_2 ?

- 3.39. Хімічна реакція проходить відповідно до рівняння $A + 2B = AB_2$. Як зміниться швидкість реакції, якщо концентрацію речовини B збільшити в 3 рази, а концентрацію речовини A зменшити вдвічі.
- 3.40. Аміак у промисловості одержують з H_2 і N_2 . Нехай початкова концентрація $[H_2]_{\text{поч.}} = 1,2$ моль/л, а $[N_2]_{\text{поч.}} = 0,3$ моль/л. Через деякий час концентрація водню знизилася до 0,6 моль/л. Якою на кінець терміну була концентрація азоту $[N_2]_{\text{кінц.}}$?
- 3.41. У скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції $A_2 + 2B = 2AB$ при підвищенні температури з 40 до 70°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції – 3?
- 3.42. Обчислити, як зміниться швидкість реакції $2NO + O_2 = NO_2$ внаслідок збільшення тиску втричі?
- 3.43. На скільки градусів слід підвищити температуру, щоб швидкість реакції $A + 2B = AB_2$ збільшилася у 8 разів (температурний коефіцієнт швидкості реакції – 2)?
- 3.44. Обчислити, як зміниться швидкість реакції $3H_2 + N_2 = 2NH_3$ внаслідок збільшення тиску втричі?
- 3.45. Обчислити, як зміниться швидкість реакції $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ внаслідок зменшення тиску вдвічі?
- 3.46. Обчислити, як зміниться швидкість реакції $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ внаслідок збільшення концентрації кисню втричі?
- 3.47. Як зміняться швидкості прямих і зворотних реакцій:
 а) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ в) $N_2O_4 = 2NO_2$
 б) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$ г) $CO_2 + C = 2CO$, якщо при незмінній температурі в одному випадку зменшити концентрацію кожної речовини в 2 рази, а в другому – збільшити тиск в 3 рази? Записати вираз швидкості реакції і дати числову відповідь.
- 3.48. Як зміниться швидкість реакції $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow 2NOCl_{(г)}$, якщо об'єм реакційної посудини а) зменшити в 3 рази; б) збільшити у 2 рази?
- 3.49. Як зміняться швидкості реакцій в прямому і зворотному напрямках при збільшенні об'єму системи в два рази при сталій температурі:
 а) $N_2 + O_2 = 2NO$ б) $2C + O_2 = 2CO$ в) $CO_2 + C = 2CO$
 Дати відповідь і вказати для кожного випадку, в якому напрямі зміститься рівновага.
- 3.50. У скільки разів збільшиться або зменшиться швидкість реакції:
 $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons 2NOCl_{(г)}$
 а) при збільшенні концентрації NO в 3 рази;
 б) при зменшенні тиску газів в 2 рази.

- 2.21. В реакції $A+B \leftrightarrow D+E$ після встановлення рівноваги концентрація $[A]$ зросла у 2 рази, а $[D]$ – в 4 рази. В якому напрямку зміститься рівновага реакції?
- 2.22. В якому напрямку зміститься рівновага реакції $FeCl_3 + 3KCN \leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3KCl$, якщо концентрація хлориду феруму(III) збільшити з 0,12 до 0,3 моль/л, а концентрацію хлориду калію – з 0,4 до 1,2 моль/л?
- 2.23. В рівноважній газовій системі $A_2 + B_2 \leftrightarrow 2AB$ тиск газової суміші збільшено: а) у 2 рази; б) в 4 рази. Як це вплине на рівновагу системи?
- 2.24. Як буде впливати підвищення температури на стан рівноваги в таких реакціях: а) $H_2 + Cl_2 \leftrightarrow 2HCl + Q$; б) $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI - Q$?
- 2.25. Як буде впливати підвищення температури на стан рівноваги в таких реакціях: а) $H_2 + Br_2 \leftrightarrow 2HBr$; б) $2NO + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$; в) $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$?
- 2.26. Які фактори сприяють зміщенню рівноваги в бік утворення продуктів у реакціях: а) $CO_2(г) + C(тв) \leftrightarrow 2CO - 72,6 \text{ кДж}$; б) $Fe_2O_3(тв) + 3H_2(г) \leftrightarrow 2Fe(тв) + 3H_2O(г) - 89,6 \text{ кДж}$; в) $H_2(г) + S(ж) \leftrightarrow H_2S(г) + 20,9 \text{ кДж}$?
- 2.27. Для яких із вказаних реакцій зменшення об'єму посудини призводить до зміщення рівноваги в тому ж напрямку, що й зниження температури: а) $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO - Q$; б) $CO_2 + C(тв) \leftrightarrow 2CO - Q$; в) $2CO + O_2 \leftrightarrow 2CO_2 + Q$; г) $CO + H_2O(г) \leftrightarrow CO_2 + H_2 + Q$?
- 2.28. Як можна обґрунтувати оптимальні умови промислового синтезу аміаку з високим виходом на основі термохімічного рівняння реакції: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + 91,8 \text{ кДж}$ і з врахуванням того, що за низьких температур швидкість прямої реакції дуже мала?
- 2.29. Відомо, що теплота перетворення графіту в алмаз невелика: $C_{\text{графіт}} \leftrightarrow C_{\text{алмаз}} - 1,9 \text{ кДж}$. Здавалося б, у такому випадку нагріванням легко здійснити синтез штучних алмазів. Однак, на практиці для зміщення рівноваги доводиться проводити процес за дуже високих тисків. Обґрунтуйте ці факти, враховуючи, що густина алмазу ($3,51 \text{ г/см}^3$) суттєво більша, ніж густина графіту ($2,25 \text{ г/см}^3$).

Розрахункові задачі

- 3.1. Вирахувати константу рівноваги K реакції $2HBr \leftrightarrow H_2 + Br_2$, якщо початкова маса броміду водню була рівна 0,809 г, а до моменту рівноваги прореагувало 5 % вихідної речовини.
- 3.2. В посудину місткістю 0,5 л поміщено 0,5 моль азоту. При деякій температурі до моменту рівноваги утворилось 0,02 моль аміаку. Вирахувати константу рівноваги даної системи.
- 3.3. В посудині місткістю 0,5 л протікає реакція $CH_4 + H_2O(\text{пар}) \leftrightarrow CO + 3H_2$. Вирахувати константу рівноваги K даної системи, якщо початкові маси реагуючих речовин в даному об'ємі були наступними: CH_4 – 0,8 г; H_2O – 0,9 г; CO – 1,4 г; H_2 – 0,1 г і якщо до моменту рівноваги прореагувало 50 % метану.
- 3.4. При деякій температурі склад рівноважної суміші в об'ємі 10 л був наступний: CO – 11,2 г; Cl_2 – 14,2 г; $COCl_2$ – 19,8 г. Вирахувати константу рівноваги K реакції $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ при даних умовах.

- 3.5. Вирахувати константу рівноваги реакції $N_2+3H_2\rightleftharpoons 2NH_3$, якщо при деяких температурі і тиску в посудину місткістю 10 л введено 1,4 г азоту і 1 г водню. До моменту рівноваги утворилось 0,85 г аміаку.
- 3.6. Константа рівноваги K реакції $2NO_2\rightleftharpoons N_2O_4$ при деякій температурі рівна 0,3. Вирахувати концентрації компонентів системи при досягненні рівноваги, якщо початкова концентрація NO_2 рівна 9,2 г/л.
- 3.7. Визначити вихідні концентрації азоту і водню в моль/л і в г/л, якщо при досягненні рівноваги в системі $N_2+3H_2\rightleftharpoons 2NH_3$ концентрації речовин були (в моль/л): $N_2 - 0,5$; $H_2 - 0,3$; $NH_3 - 2$.
- 3.8. При деякій температурі в закритій посудині були змішані 21,2 моль водню і 5,23 моль йоду. Визначити склад рівноважної суміші (в моль/л), якщо константа рівноваги реакції $H_2+I_2\rightleftharpoons 2HI$ при даних умовах рівна 50.
- 3.9. Константа рівноваги реакції $CH_3COOH+C_2H_5OH\rightleftharpoons C_2H_5COOC_2H_5+H_2O$ рівна 4. Вирахувати концентрації всіх компонентів системи при досягненні рівноваги, якщо початкові концентрації були: 2 моль/л оцтової кислоти і 1 моль/л спирту.
- 3.10. Визначити об'ємний відсотковий вміст рівноважної суміші газів в реакції $C+O_2\rightleftharpoons CO_2$, якщо при деякій температурі константа рівноваги реакції рівна 0,289.
- 3.11. При деякій температурі в системі $CO+H_2O(\text{пара})\rightleftharpoons CO_2+H_2$ встановилась рівновага; кількості реагуючих речовин (в моль) стали наступними: $CO - 0,8$; $H_2O (\text{ пара }) - 7,2$; $CO_2 = H_2 - 2,4$. Визначити масу кожного компонента в системі, якщо при тій самій температурі в дану посудину ввели додатково 2 моль CO .
- 3.12. Визначити константу рівноваги реакції $CO_2+H_2\rightleftharpoons CO+H_2O(\text{пара})$, якщо при температурі близько $500^\circ C$ рівноважна суміш містить: $CO_2 - 4\%$; $H_2 - 64\%$; $H_2O - 16\%$; $CO - 16\%$. Вирахувати початкові концентрації діоксиду вуглецю і водню в %. // $K = 1$; $CO_2 - 20\%$; $H_2 - 80\%$.
- 3.13. При настанні рівноваги в реакції $CO_2+H_2\rightleftharpoons CO+H_2O(\text{пара})$ концентрації речовин були (в моль/л): $CO_2 - 0,004$; $H_2 - 0,001$; $CO - 0,02$ і $H_2O - 0,02$. Вирахувати константу рівноваги і початкові концентрації діоксиду карбону і водню. Концентрації оксиду карбону і води в початковий момент рівні 0.
- 3.14. При настанні рівноваги реакції $4HCl+O_2\rightleftharpoons 2Cl_2+2H_2O$ при деяких температурі і тиску в об'ємі 0,5 л містилось (в г): $HCl - 3,65$; $O_2 - 3,2$; $Cl_2 - 7,1$; $H_2O - 1,8$. Вирахувати константу рівноваги даної реакції і початкову концентрацію вихідних речовин в моль/л і в г/л. Початкові концентрації хлору і водню рівні 0.
- 3.15. Константа рівноваги реакції $H_2+I_2\rightleftharpoons 2HI$ при певній температурі дорівнює 36, а початкові концентрації водню та йоду становлять 0,02 моль/л. Обчислити рівноважні концентрації йоду, водню та йодистого водню.
- 3.16. Розрахувати константу рівноваги реакції $H_{2(g)}+I_{2(g)}\rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ при деякій температурі, якщо вихідна суміш містила двократний надлишок водню, а ступінь перетворення йоду при досягненні рівноваги складала 25 %.
- 3.17. У системі $CO_{(r)}+Cl_{2(r)}\rightleftharpoons COCl_{2(r)}$ вихідні концентрації CO і Cl_2 становили 0,28 та 0,09 моль/л., рівноважна концентрація $CO - 0,20$ моль/л. Розрахувати константу рівноваги.

- 3.18. В системі $A_{(r)} + 2B_{(r)} \rightleftharpoons C_{(r)}$ рівноважні концентрації складають $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і вихідні концентрації речовин А і В.
- 3.19. Розрахуйте рівноважні концентрації водню і йоду за умови, що їх початкові концентрації становили 0,02 моль/л, а рівноважна концентрація HI – 0,03 моль/л. Розрахуйте константу рівноваги.
- 3.20. Оборотна реакція описується рівнянням: $A + B \rightleftharpoons C + D$. Змішали по одному молю всіх речовин. Після встановлення рівноваги в суміші виявлено 1,5 моль речовини С. Знайдіть константу рівноваги.
- 3.21. Один моль суміші пропену з воднем, густина якої за воднем 15, нагріли в закритій посудині з платиновим каталізатором до 320°C , в результаті цього тиск у посудині зменшився на 25%. 1) Розрахуйте вихід реакції у % від теоретичного. 2) На скільки процентів зменшиться тиск у посудині, якщо для проведення експерименту за тих самих умов використати 1 моль суміші тих самих газів, густина якої за воднем 16?
- 3.22. Пару етанолу змішали з воднем у молярному співвідношенні 1:2 за тиску 300 кПа і температури 400°C в закритому реакторі, призначеному для синтезу етанолу. Після завершення процесу тиск газів у реакторі за сталої температури зменшився на 20%. Визначте об'ємну частку пари етанолу в реакційній суміші і частку (%) перетворення оцтового альдегіду в етанол.
- 3.23. В реакції між розжареним залізом і парою $3\text{Fe}_{(тв)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4_{(тв)} + 4\text{H}_2_{(г)}$ у стані рівноваги парціальні тиски водню і водяної пари дорівнюють 3,2 і 2,4 кПа відповідно. Розрахуйте константу рівноваги.
- 3.24. Розрахуйте рівноважну кількість етилацетату, що утворюється в результаті взаємодії 1 моль оцтової кислоти з 1 моль етанолу за кімнатної температури, якщо константа рівноваги за таких умов дорівнює 4,0.
- 3.25. Бромбензол можна добути за реакцією бензолу з надлишковою кількістю бром у присутності хлориду феруму(III). В одному з експериментів 23,0 г бромбензолу добули з 20,0 г бензолу. Розрахуйте вихід реакції.
- 3.26. Розрахуйте константу рівноваги за деякої заданої температури для оборотної реакції $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, враховуючи, що в стані рівноваги концентрації реагуючих речовин дорівнювали: $[\text{CO}] = 0,16$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,32$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,32$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,32$ моль/л.
- 3.27. Рівновага реакції $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ встановлюється при таких концентраціях реагуючих речовин: $[\text{N}_2] = 0,01$ моль/л, $[\text{H}_2] = 2,0$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,4$ моль/л. Обчисліть константу рівноваги і вихідні концентрації азоту і водню.
- 3.28. В 0,2 М розчині фосфатної кислоти H_3PO_3 концентрація йонів H^+ дорівнює 0,05 М. Обчисліть константу дисоціації H_3PO_3 , допускаючи, що другий протон не відщеплюється.
- 3.29. Оборотна реакція описується рівнянням: $A + B \rightleftharpoons 2C$. Змішали по 1 моль усіх речовин. Після встановлення стану рівноваги в суміші виявлено 1,5 моль речовини С. Знайдіть константу рівноваги.
- 3.30. Розрахуйте рівноважні концентрації речовин, що беруть участь в реакції $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, якщо вихідні концентрації речовин дорівнюють: $[\text{CO}] = 0,1$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$ моль/л, а константа рівноваги за даної температури дорівнює 1.

- 3.31. Концентрація аміаку в закритій посудині за 0 °С дорівнює 1 моль/л. В результаті нагрівання посудини до 546 °С тиск всередині зріс у 3,3 рази. Визначте константу рівноваги для реакції розкладання аміаку за 546 °С.
- 3.32. Змішали по 3 моль речовин А, В, С. Після встановлення рівноваги $A+B \leftrightarrow 2C$ в системі виявили 5 моль речовини С. Розрахуйте константу рівноваги. Визначте рівноважний склад суміші (мольні частки речовин, %), добутої змішуванням речовин А, В, С в мольному співвідношенні 3:2:1 за тієї ж температури.
- 3.33. Змішали по 3 моль речовин А, В, С. Після встановлення рівноваги $A+B \leftrightarrow 2C$ в системі виявили 4,5 моль речовини С. Розрахуйте константу рівноваги. Визначте рівноважний склад суміші (мольні частки речовин, %), добутої змішуванням речовин А, В, С в мольному співвідношенні 2:3:1 за тієї ж температури.
- 3.34. Змішали по 3 моль речовин А, В, С. Після встановлення рівноваги $2A \leftrightarrow B+C$ в системі виявили 4 моль речовини С. Розрахуйте константу рівноваги. Визначте рівноважний склад суміші (мольні частки речовин, %), добутої змішуванням речовин А, В, С в мольному співвідношенні 4:3:1 за тієї ж температури.
- 3.35. Змішали по 3 моль речовин А, В, С. Після встановлення рівноваги $2A \leftrightarrow B+C$ в системі виявили 3,5 моль речовини С. Розрахуйте константу рівноваги. Визначте рівноважний склад суміші (мольні частки речовин, %), добутої змішуванням речовин А, В, С в мольному співвідношенні 4:2:1 за тієї ж температури.
- 3.36. Для реакції $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \leftrightarrow 2HBr_{(g)}$ константа рівноваги за деякої температури дорівнює 1. Визначте склад рівноважної суміші (в об'ємних частках), якщо вихідна суміш вміщувала 2 моль Br_2 і 3 моль H_2 .
- 3.37. В результаті нагрівання до деякої температури 36 г оцтової кислоти і 7,36 г 100 %-ого етанолу у присутності сульфатної кислоти добули рівноважну суміш. Якщо на цю суміш діяти надлишком розчину хлориду барію, то утвориться 4,66 г осаду, а якщо діяти надлишком розчину гідрогенкарбонату калію, то виділиться 12,1 л оксиду карбону(IV) (за н. у.). Знайдіть кількість речовини естеру (в молях) у рівноважній суміші, яка утворюється внаслідок нагрівання до тієї ж температури 150 г оцтової кислоти і 200 мл 90 %-ного етанолу (густина 0,82 г/мл) у присутності сульфатної кислоти як каталізатора.
- 3.38. 1 моль суміші етилену з воднем, густина якої за воднем 9, нагріли в закритій посудині з платиновим каталізатором за 350 °С, внаслідок цього тиск у посудині зменшився на 20 %. Розрахуйте вихід реакції у % від теоретичного. На скільки процентів зменшиться тиск у посудині, якщо для проведення експерименту за тих самих умов використовувати 1 моль суміші тих самих газів, густина якої за воднем 10?
- 3.39. Вихідні концентрації хлориду натрію і сульфатної кислоти в реакції $NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$ дорівнюють відповідно 1 і 2,5 моль/л. Після встановлення рівноваги концентрація хлороводню стала 0,75 моль/л. Чому дорівнює константа рівноваги?
- 3.40. Рівновага реакції $CO + Cl_2 \leftrightarrow COCl_2$ встановлюється за концентрацій (у моль/л): $[CO]=0,55$; $[Cl_2]=0,05$; $[COCl_2]=0,95$. Визначте вихідні концентрації оксиду карбону(II) і хлору.
- 3.41. Оксид карбону(II) змішали з воднем у мольному співвідношенні 1:4 за тиску 10 МПа і температури 327 °С в закритому реакторі, призначеному для синтезу метанолу. Після завершення процесу тиск у реакторі за незмінної температури

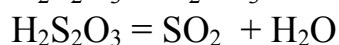
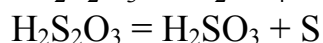
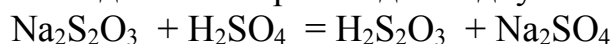
- зменшився на 10 %. Визначте об'ємну частку парів метанолу в реакційній суміші і частку у % перетворення оксиду карбону(II) в метанол.
- 3.42. Оксид карбону(II) можна перетворити в оксид карбону(IV) дією водяної пари за температури 550°C і тиску 10^5 Н/м². За таких умов константа рівноваги дорівнює 5. Обчисліть, яку кількість води необхідно додати до 100 м³ газової суміші, склад якої 35 % CO, 5 % CO₂, 35 % H₂, 20 % N₂ і 5 % H₂O (в % до об'єму), щоб після конверсії вміст CO в осушеному газі складав 3 %.
- 3.43. Густина за пропаном газової суміші, що складається з етилену і парів води, до пропускання через контактний апарат для синтезу етанолу дорівнювала 0,5, а після пропускання стала рівною 0,6. Визначте об'ємну частку парів етанолу в реакційній суміші і частку (%) перетворення етилену в етанол.
- 3.44. Суміш формальдегіду і водню має густину за гелієм 2,6. Після пропускання цієї суміші над нагрітим каталізатором і охолодження газової суміші її густина за гелієм склала 1,2. Розрахуйте вихід продукту реакції.
- 3.45. Суміш аміаку і метиламіну, в якій на 1 атом Нітрогену припадає 4 атоми Оксигену, вмістили в реактор з 9-кратним об'ємом кисню. Герметично закритий реактор нагріли, після повного завершення реакції горіння реактор охолодили до початкової температури. Як зміниться тиск у реакторі.
- 3.46. Суміш оцтового альдегіду і водню відносною густиною за повітрям 0,475 пропустили над нагрітим нікелевим каталізатором. Реакція пройшла з виходом 47,5 %. Обчисліть густину за воднем газової суміші на виході з реактора.
- 3.47. У сталевому резервуарі міститься карбонат кальцію і повітря за тиску 1 атм і температури 27°C. Резервуар нагріли до температури 800°C і дочекалися встановлення рівноваги. Обчисліть константу рівноваги K_p реакції $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ за 800°C, якщо відомо, що рівноважний тиск газу в резервуарі за цієї температури дорівнює 3,82 атм, а за 27°C CaCO₃ не розкладається.
- 3.48. Іонний добуток води за 25°C дорівнює 10^{-14} , а за температури кипіння води зростає до 10^{-12} . Обчисліть рН води за температури кипіння.

Опис дослідів до лабораторних робіт:

Лабораторна робота №5.

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин вивчають на прикладі самодовільного розкладу тиосірчаної кислоти H₂S₂O₃ при різних її концентраціях, але при сталій температурі. Одержання тиосірчаної кислоти з наступним самодовільним розкладом відбувається згідно рівнянь реакцій:



Швидкість всього процесу визначається швидкістю найбільш повільної, в даному випадку другої реакції. Постановка дослідів ґрунтується на тому, що розклад тиосірчаної кислоти супроводжується виділенням еквівалентної кількості колоїдної сірки і по густині її суспензії можна судити про кількість розкладеної тиосірчаної кислоти. Судити про густину суспензії можна з допомогою простого прийому:

розглядаючи через розчин смужку кольорового паперу. При достатній густині суспензії кольорова смужка паперу стає майже невидимою. Дослід проводиться наступним чином: в пробірку наливають розчин тіосульфату натрію, при цьому позаду пробірки тримають смужку кольорового паперу, потім доливають розчин сірчаної кислоти і відмічають проміжок часу від моменту зливання розчинів (початок реакції) до початку видимого зникнення кольорової смужки, що розглядається через шар рідини (кінець досліду).

Необхідне обладнання та реактиви: склянка з 0,15 М розчином тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та піпеткою (3 мл); склянка з 0,15 М розчином сірчаної кислоти та піпеткою (3 мл); склянка з дистильованою водою та піпеткою (3 мл); 4 чисті сухі пробірки, розміщені в штативі; смужка кольорового паперу.

Методика виконання досліду:

- З допомогою піпетки влийте в суху пробірку (№1) (розташовану на фоні кольорової смужки паперу) 3 мл розчину тіосульфату натрію, влийте туди ж 3 мл розчину сірчаної кислоти, одразу ж почавши відлік часу по секундоміру. В момент початку зникання смужки зупиніть секундомір. Число секунд запишіть в журнал.
- В три чисті і сухі пробірки влийте розчин тіосульфату натрію: в першу (№2) – 1,5 мл, в другу (№3) – 1 мл, в третю (№4) – 0,75 мл і долийте в них дистильованої води: в першу – 1,5 мл, в другу – 2 мл, в третю – 2,25 мл. Вміст пробірок перемішайте обережним струшуванням. В кожну з пробірок почергово долийте по 3 мл розчину сірчаної кислоти, відмічаючи по секундоміру час, який пройшов від моменту зливання розчинів до моменту зникнення кольору смужки паперу.

Відмітимо, що в дослідах 1 і 2 відмічався час, необхідний для розкладу однієї й тієї ж кількості $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (при цьому густина суспензії сірки однакова), отже, зміна концентрації в цих дослідах була однаковою, а час різний. Він тим більший, чим менша концентрація $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Величини, обернені до цього часу, пропорційні швидкостям відповідних реакцій. Використовуючи результати вимірів, розрахуйте ці величини.

Результати приведіть в таблиці та побудуйте графік залежності швидкості реакції від концентрації: На міліметровому папері побудуйте графік, відкладаючи на осі ординат величину, обернену часу ($1/t$), а на осі абсцис – концентрацію (C). Дані для графіка беріть з попередньо складеної таблиці 1.

Таблиця 1. Залежність швидкості розкладу $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ від концентрації

№ пр обі р- ки	Об'єми розчинів в пробірці:	Об'єм долитого розчину H_2SO_4	Концентрація C $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в пробірці, моль/л	Час t до початку зникнення смужки, сек	Величина, обернена до часу, $1/t$
1	3 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0 мл H_2O	3 мл			
2	1,5 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 1,5 мл H_2O	3 мл			
3	1,0 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 2,0 мл H_2O	3 мл			
4	0,75 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 2,25 мл H_2O	3 мл			

Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури.

Вивчення залежності швидкості реакції від температури проводиться теж на прикладі самодовільного розкладу тиосірчаної кислоти при одній і тій самій концентрації реагуючих речовин ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4), але при різній температурі.

Необхідне обладнання та реактиви: склянка з 0,15 М розчином тиосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та піпеткою (3 мл); склянка з 0,15 М розчином сірчаної кислоти та піпеткою (3 мл); термостат, що уявляє собою стакан, закритий пробкою, в якій є спеціальні отвори для утримування пробірок і термометра; відповідні сухі пробірки; термометр; смужка кольорового паперу; електроплитка.

Методика виконання досліду:

В одну пробірку наливають розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другу – розчин H_2SO_4 , пробірки вставляють в отвори в пробці, що закриває стакан, наповнений водою. Воду в стакані нагрівають з допомогою електроплитки, температуру води фіксують термометром. При досягненні необхідної температури вміст пробірок зливають і фіксують час, який проходить від моменту злиття вмісту пробірок до зникнення кольорової смужки (t).

Вивчення залежності проводьте при температурах 20, 30, 40, 50°C. Для проведення дослідів щоразу беріть по 3 мл кожного розчину, тоді концентрація тиосірчаної кислоти в кожному досліді буде однакою. На основі результатів досліду вирахуйте значення $1/t$ для кожної температури., а також

Результати приведіть в таблиці 2 та графічно, відкладаючи на осі ординат $1/t$, а на осі абсцис – температуру; розрахуйте значення температурного коефіцієнту швидкості по формулі $\gamma = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}$ (різниця температур $t_2 - t_1 = 10$).

Таблиця 2. Залежність швидкості розкладу $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ від температури

№ пробірки	Температура, °C	Проміжок часу t від початку відліку до зникнення кольорової смужки, сек	Величина $1/t$

Дослід 3. Вплив каталізатору на швидкість хімічної реакції.

В якості каталізатору розкладу тиосірчаної кислоти використовується 0,5 н розчин мідного купоросу. З раніше пророблених дослідів уже відомий час, необхідний для розкладу тиосірчаної кислоти при кімнатній температурі. Проведіть аналогічні досліді, коли до 3 мл розчину тиосульфату натрію доливається 3 мл розчину сірчаної кислоти, але після відмірювання 3 мл кислоти в неї додають необхідну кількість крапель розчину мідного купоросу. Відмічайте час, який проходить від моменту зливання розчинів до зникнення забарвленої смужки паперу. Проведіть три досліді: з 1, 2 і 3 краплями мідного купоросу. Результати вимірювань занесіть в таблицю.

Таблиця 3. Залежність швидкості реакції від каталізатору

№ дослідю	Розчин Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Розчин H ₂ SO ₄ , мл	Кількість крапель CuSO ₄	Час, сек
1	3	3	0	
2	3	3	1	
3	3	3	2	
4	3	3	3	

Написати рівняння реакцій. Зробіть висновки про залежність швидкості хімічної реакції від концентрації каталізатору – іону Cu²⁺.

Дослід 4. Вплив величини поверхні реагентів на швидкість хімічної реакції.

а) взаємодія плюмбум(II) нітрату з калій йодидом: Декілька кристаликів сухої солі плюмбум(II) нітрату і калій йодиду помістити в одну пробірку, а в другу помістити приблизно таку ж кількість цих речовин у вигляді дрібного порошку. Енергійно стряхнути обидві пробірки одночасно. Спостерігати появу забарвлення в результаті утворення плюмбум(II) йодиду. Впливом якого фактору можна пояснити різну швидкість проходження реакції? Написати рівняння реакції.

б) розчинення карбонату кальцію в хлоридній кислоті: В конічні пробірки помістити рівні по масі (0,2-0,3 г): в одну – порошок, в другу – шматочок крейди. В кожну долейте 10-15 крапель розчину соляної кислоти і з допомогою секундоміра визначте час проходження реакції в першій і в другій пробірках. Написати рівняння реакцій. Зробити висновки з спостережень.

Дослід 5. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин. В пробірці приготуйте суміш дуже розбавлених розчинів з 4 крапель FeCl₃ і 4 крапель KCNS. При цьому утворюється Fe(CNS)₃ згідно рівняння FeCl₃+3KCNS = Fe(CNS)₃+3KCl і розчин з майже безбарвного стає червоним. Утворений розчин перемішайте скляною паличкою, а потім 4 краплі цього розчину помістите на крапельну пластинку на відстані 7-10 мм одна від другої. Поряд з краплями помістите краплі концентрованих розчинів: біля першої – FeCl₃, біля другої – KCNS, біля третьої – краплю вихідного розчину, біля четвертої – насиченого розчину KCl. Потім скляною паличкою змішайте поруч розташовані краплі, кожного разу полощучи і протираючи фільтрувальним папером скляну паличку.

Відмітьте зміни в інтенсивності забарвлення. Дайте їм пояснення, використовуючи вираз константи хімічної рівноваги і принцип Ле-Шательє: $k = \frac{[\text{Fe}(\text{CNS})_3] \cdot [\text{KCl}]^3}{[\text{FeCl}_3] \cdot [\text{KCNS}]^3}$

Дослід 6. Вплив температури на зміщення хімічної рівноваги. Для дослідю використовують дві сполучені колби, заповнені оксидом нітрогену(IV) – газом темно-бурого кольору. При охолодженні оксид нітрогену(IV) димеризується, і в результаті зворотної реакції встановлюється рівновага: 2NO₂ ↔ N₂O₄ + 54,39 кДж (N₂O₄ - газ блідо жовтий, майже безбарвний).

Приготувати два стаканчики: один - з гарячою, другий - з холодною водою з льодом. Обережно занурити обидві колби в стакани з водою. Спостерігати зміну кольору газової суміші в колбах. В який бік змістилася рівновага у кожній із колб? Дати пояснення, виходячи із принципу Ле Шательє.

Контроль знань на лабораторному занятті № 5 та практичних заняттях №4,5