

**Міністерство освіти і науки України
Чорноморський національний університет імені Петра Могили**

О. Г. Невинський

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ
ІЗ ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

Частина I. Загальна хімія

Випуск 325



Миколаїв – 2021

УДК 54+546](076)
Н 40

Рекомендовано до друку вченою радою Чорноморського національного університету імені Петра Могили (протокол № 12 від 24 грудня 2020 року).

Рецензенти:

Клименко М. О. – доктор медичних наук, професор, проректор з науково-педагогічної роботи та питань розвитку ЧНУ ім. Петра Могили.

Прозорова Г. О. – кандидат біологічних наук, доцент кафедри фармації ПВНЗ «Міжнародний класичний університет ім. Пилипа Орлика».

Н 40

Невинський О. Г. Методичні вказівки для підготовки до практичних занять із загальної та неорганічної хімії. Частина I. Загальна хімія. / О. Г. Невинський. – Миколаїв : Вид-во ЧНУ ім. Петра Могили, 2021. – 116 с. (Методична серія ; вип. 325).

«Методичні вказівки для підготовки до практичних занять із загальної та неорганічної хімії. Частина I. Загальна хімія» містять методики підготовки та проведення практичних занять: алгоритми лабораторних дослідів, що виконуються на кожному занятті практикуму; задачі, вправи і запитання для самостійної роботи різної складності. Для полегшення самостійної роботи студентів на початку кожної роботи наведено короткий виклад найважливіших питань теорії. Призначені для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти спеціальності 226 «Фармація. Промислова фармація».

УДК 54+546](076)

ISSN 1811-492X

© Невинський О. Г., 2021
© ЧНУ ім. Петра Могили, 2021

Зміст

Передмова	4
I. Охорона праці та техніка безпеки під час роботи в хімічній навчальній лабораторії	5
Практичне заняття № 1. Вступ до практикуму. Атомно-молекулярне вчення. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук	10
Практичне заняття № 2. Основні закони хімії	20
Практичне заняття № 3. Поняття еквівалента речовин	26
Практичне заняття № 4. Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва	33
Практичне заняття № 5. Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук.....	39
Практичне заняття № 6. Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія.....	43
Практичне заняття № 7. Направленість хімічних процесів	49
Практичне заняття № 8. Швидкість та механізми хімічних реакцій. Хімічна рівновага	54
Практичне заняття № 9. Способи вираження складу розчинів.....	61
Практичне заняття № 10. Приготування розчинів заданої концентрації.....	67
Практичне заняття № 11. Колігативні властивості розчинів	73
Практичне заняття № 12. Теорія сильних і слабких електролітів. Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів	79
Практичне заняття № 13. Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН.....	86
Практичне заняття № 14. Гідроліз солей.....	92
Практичне заняття № 15. Координаційні сполуки. Реакції комплексоутворення.....	97
Практичне заняття № 16. Окисно-відновні реакції.....	104
Додаток.....	112
Список рекомендованої літератури	114

Передмова

Загальна та неорганічна хімія – одна з фундаментальних природничих дисциплін у системі вищої фармацевтичної освіти, знання якої необхідні для плідної, творчої діяльності фахівців у галузі фармації.

Навчальна дисципліна «Загальна та неорганічна хімія» викладається для студентів першого курсу денної форми навчання спеціальності 226 «Фармація. Промислова фармація» протягом двох семестрів. Програма дисципліни структурована на два блоки: I. Загальна хімія та II. Неорганічна хімія.

Знання з неорганічної хімії дозволять майбутньому фахівцю оволодіти найсуттєвішими навичками якісного і кількісного прогнозування можливості перебігу хімічних реакцій та встановлення механізмів взаємодії неорганічних речовин, що використовуються в медичній та фармацевтичній галузях, а також їх біотрансформації в організмі людини.

Метою викладання навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є формування наукового світогляду студентів, розвиток у них сучасних форм теоретичного мислення та здатності аналізувати явища, формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності, грамотне використання хімічних речовин та матеріалів у фармацевтичній практиці.

Основним завданням практичних занять з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» є поглиблення і засвоєння теоретичного матеріалу курсу та формування навичок самостійної експериментальної роботи.

З вищенаведеного зрозуміло, яке важливе значення у вивченні курсу має хімічний експеримент. Він є джерелом набуття практичних знань, слугує основою для висування і перевірки гіпотез, засобом удосконалення компетенцій, одним із способів контролю рівня навчальних досягнень студента, тобто дає змогу визначати рівень загально-предметних компетентностей студентів. Тому до кожного практичного заняття підібрано і докладно описано алгоритм дослідів, виконання яких дозволяє простежити закономірності хімічних процесів, вплив різних факторів на ті чи інші явища, запам'ятати властивості речовин.

Матеріал методичних вказівок викладено таким чином, щоб у процесі навчання у студентів розвивався творчий підхід до практичних занять і самостійної роботи, що є запорукою формування вихідного рівня знань, необхідного для успішного опанування подальших хімічних та спеціальних дисциплін.

I. Охорона праці та техніка безпеки під час роботи в хімічній навчальній лабораторії

1. Вимоги безпеки перед початком роботи

1.1. Студент може бути допущений до виконання практичних робіт тільки після того, як ознайомиться з правилами роботи для тих, хто працює у лабораторії, пройде інструктаж з охорони праці та техніки безпеки (засвідчується підписом у журналі з ОП та ТБ) і отримує дозвіл викладача.

1.2. Заходити в навчальну хімічну лабораторію (лабораторію) тільки з дозволу викладача (завідувача лабораторії).

1.3. Під час практичних занять у лабораторії студент має бути у халаті стандартної довжини, застігнутому на всі гудзики.

1.4. Довге волосся має бути сховане під головним убором чи зібране в зачіску.

1.5. Перш ніж приступати до виконання практикуму, студент має бути обізнаний з принципом методу та покроковим алгоритмом методики виконання дослідів, призначених до виконання.

1.6. Необхідні попередні нотатки мають бути внесені у зошит завчасно і є необхідною умовою отримання студентом дозволу викладача приступати до виконання роботи.

1.7. До початку заняття черговий студент перевіряє наявність реактивів, хімічного посуду, отримує лабораторне приладдя, яке повинен здати лаборанту наприкінці заняття.

1.8. Студент має бути обізнаний щодо основних шкідливих факторів та небезпечних ситуацій, які можуть виникнути під час проведення практичних робіт.

1.9. Кожний працюючий повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту та аптечка.

2. Вимоги безпеки під час роботи

2.1. Під час практичного заняття необхідно дотримуватись чистоти, тиші, порядку та положень цієї Інструкції.

2.2. Студент повинен мати закріплене робоче місце. Робоче місце слід тримати в чистоті, не захарашувати його сторонніми предметами, які не потрібні для цієї роботи, дотримуватись правила **«Моє робоче місце завжди чисте!»**.

2.3. Під час виконання робіт слід обов'язково дотримуватись вказівок щодо використання всіх необхідних засобів захисту. Досліди

виконувати виключно на робочому столі, під час роботи дотримуватися тиші.

2.4. Розпочинати виконання лабораторного практикуму дозволяється лише після попередньої теоретичної підготовки, засвоєння матеріалу теми з використанням рекомендованих джерел. Контроль підготовки до заняття викладач проводить на початку практичного заняття.

2.5. Студент виконує практичну роботу ретельно дотримуючись методичних вказівок за присутності викладача та повідомляє йому про результати дослідження.

2.6. Потрібні для роботи реактиви, хімічний посуд мають знаходитися на лабораторних столах.

2.7. Куштувати реактиви на смак категорично забороняється!

2.8. Забороняється використовувати реактиви зі склянок, на яких відсутні етикетки.

2.9. У лабораторії забороняється їсти, пити воду з хімічного посуду, палити.

2.10. Не дозволяється нахилитись над посудом, що містить речовину, яка нагрівається, спрямовувати отвір цього посуду на себе чи інших осіб у лабораторії. Під час нагрівання речовин в пробірках слід направляти їх отвір бік від себе та усіх навколо.

2.11. Для визначення запаху потрібно легким рухом долоні спрямувати потік повітря від отвору посуду до себе й обережно понюхати.

2.12. Категорично забороняється виконувати досліди, які не передбачені методичними вказівками для цієї роботи.

2.13. Усі електроприлади в лабораторії мають бути заземлені. Працювати тільки зі справними приладами.

2.14. Досліди потрібно проводити тільки в чистому посуді. Після закінчення роботи посуд відразу вимити і поставити на просушку.

2.15. Досліди з легкозаймистими речовинами проводити якомога далі від полум'я та електроприладів.

2.16. Слід пам'ятати, що більшість реакцій відбувається лише у разі створення певних умов. У зв'язку з цим, як правило, реактив слід додавати лише тоді, коли для цієї мети підготовлено досліджуваний об'єкт (створено відповідне середовище, досягнуто необхідної температури тощо).

2.17. Не слід класти піпетки на поверхню робочого столу, їх слід ставити у спеціальні штативи.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

2.18. Під час нагрівання та кип'ятіння розчинів у пробірці користуються пробіркотримачем, періодично струшуючи розчин, отвір пробірки має бути спрямований у протилежний бік від тих, хто працює поруч.

2.19. Під час роботи з концентрованими розчинами кислот і лугів слід користуватися захисними окулярами та гумовими рукавичками.

2.20. У процесі роботи необхідно пильнувати, щоб речовини не потрапляли на шкіру рук та обличчя, особливо в очі.

3. Правила поводження з реактивами

3.1. Реактиви зберігають у закритих корком хімічних склянках для запобігання їх забрудненню.

3.2. Насичені розчини кислот та лугів, леткі речовини слід зберігати у витяжній шафі окремо один від одного, де з ними і працюють. Виносити їх з шафи на робочий стіл забороняється.

3.3. На всіх склянках, контейнерах та іншому посуді, де зберігаються реактиви, повинні бути назви реактивів. Не можна користуватись реактивами зі склянок без етикеток.

3.4. Перед застосуванням реактиву слід уважно прочитати етикетку на хімічній склянці.

3.5. Наливаючи рідину в посудину (пробірку), реактив беруть так, щоб етикетка була зверху.

3.6. Для проведення досліду досліджувані розчини та тверді речовини, інші реагенти беруть у кількостях, які визначені методикою експерименту. Для виконання більшості дослідів потрібно брати від кількох крапель до 0,5 мл досліджуваного розчину.

3.7. Тверді реактиви обережно відбирають шпателем (ложечкою), не слід брати одним шпателем без спеціального очищення кілька реактивів.

3.8. Рідкі реактиви, що знаходяться в крапельницях, відміряють краплями.

3.9. Невикористаний реактив забороняється виливати або висипати назад у хімічну склянку, з якого його було взято, щоб запобігти забрудненню реактиву.

3.10. Корки від посуду з реактивами слід класти на робоче місце столу так, щоб вони не торкалися поверхні столу своєю внутрішньою поверхнею. Категорично забороняється закривати посуд корками від іншого посуду.

3.11. Забороняється виносити реактиви з приміщення лабораторії.

3.12. Відпрацьовані безпечні розчини обережно виливають у раковину. Відпрацьовані розчини кислот, лугів, органічних розчинників, сполук дорогих металів слід зливати у спеціальний посуд з відповідними написами «Злив реагенту...», який щільно закривається, не б'ється і зберігається у витяжній шафі.

4. Вимоги безпеки після закінчення роботи

4.1. Після закінчення роботи слід:

- вимкнути прилади, особливо нагрівні, зайве електричне освітлення;
- помити і поставити сушити посуд;
- розставити хімічні склянки з реактивами по місцях на робочому столі або здати їх разом з приладами, якими користувались, черговому;
- прибрати своє робоче місце, вимити руки.

4.2. З дозволу викладача покинути лабораторне приміщення.

4.3. Слід пам'ятати, що **точність, економність, охайність – гарантія успішного виконання практичної роботи.**

5. Вимоги безпеки в аварійних ситуаціях

5.1. Правила надання першої допомоги

1. Під час роботи в лабораторії слід дотримуватись усіх заходів безпеки згідно з правилами та цією Інструкцією.

2. У разі термічних опіків слід зробити примочки розчином калій перманганату. У випадку порізів рану слід обробити спиртовим розчином йоду та перев'язати.

3. Якщо опіки шкіри, слизових оболонок чи очей кислотами – спочатку промити уражене місце водою впродовж 10...15 хв, потім 2% розчином натрій гідрокарбонату і знову водою.

4. У разі опіків їдкими лугами уражену ділянку ретельно промити водою, а потім 1% розчином оцтової чи лимонної кислоти.

5. У випадку сильних опіків, поранень чи отруєнь слід негайно викликати «Швидку допомогу» і потерпілого відправити у лікарню. До її приїзду слід надати першу допомогу.

5.2. Правила поведінки в разі виникнення пожежі в лабораторії

1. У разі виникнення пожежі в лабораторії студенти повинні негайно сповістити про це викладачу (лаборанту) і далі терміново, без паніки, організовано, допомагаючи один одному, покинути її. За межами лабораторії згідно з планом евакуації покинути навчальний корпус.

***Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії***

2. У тому разі, якщо загорівся одяг, не можна бігти, необхідно накинути на місце загорання на постраждалому спеціальну протипожежну ковдру, що знаходяться у доступному місці. За її відсутності з цією метою можна застосувати халат (тільки не синтетичний). Ковдру не слід знімати до повного згасання полум'я. За обтяжливих обставин також можна використовувати вогнегасник, але не слід направляти потік речовини в обличчя постраждалому.

3. Персоналу кафедри потрібно терміново вимкнути всі електричні прилади, витяжну вентиляцію, прибрати в безпечне місце горючі речовини.

4. Персоналу кафедри необхідно взяти термінових заходів щодо ліквідації загорання або, принаймні, його локалізації, використовуючи вогнегасники, пісок, протипожежну ковдру. За необхідності повідомити пожежну команду за номером телефону 101.

Практичне заняття № 1

Вступ до практикуму. Атомно-молекулярне вчення. Класифікація та номенклатура неорганічних сполук

Навчальна мета: формування наукового світогляду студентів, розвиток у них сучасних форм теоретичного мислення та здатності аналізувати явища, формування умінь і навичок для застосування хімічних законів і процесів у майбутній практичній діяльності, грамотне використання хімічних речовин та матеріалів у фармацевтичній галузі.

Знати: фундаментальні закони хімії, класифікацію неорганічних сполук, їх добування, властивості, номенклатуру, застосування у фармації та медицині.

Вміти: складати формули сполук згідно з їх валентністю, складати рівняння хімічних реакцій, виконувати вправи на генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук, виконувати розрахунки за хімічними рівняннями із застосуванням поняття моль, молярна маса та молярний об'єм, вміти проводити нескладний хімічний експеримент з неорганічними сполуками.

I. Охорона праці та техніка безпеки під час роботи в хімічній лабораторії

Опрацювати інструкцію з охорони праці та техніки безпеки під час практичних занять в навчальній хімічній лабораторії (аудиторії 4–214, 4–210) кафедри фармації.

II. Короткі теоретичні відомості

1. Основні кількісні поняття в хімії

Відносна молекулярна маса – це величина, що визначається відношенням маси молекули до величини 1 а.о.м. Відносна молекулярна маса розраховується за хімічною формулою і дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, які входять до складу молекули.

$$M_r(A_nB_m) = a \cdot A_r(A) + b \cdot A_r(B)$$

Наприклад, $M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 15,99 = 17,9916 \approx 18$.

Кількість речовини (ν) визначається числом частинок – структурних одиниць речовини, з яких вона складається: молекул, атомів, іонів, електронів, протонів тощо. Одиницею вимірювання кількості речовини є **моль**.

Моль – кількість речовини, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок цієї речовини. Ця величина називається сталою Авогадро, позначається N_A і має розмірність моль⁻¹. Наприклад, 1 моль води H₂O містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, 1 моль хлориду натрію NaCl містить $6,02 \cdot 10^{23}$ формульних одиниць, 1 моль іонів міді Cu²⁺ містить $6,02 \cdot 10^{23}$ іонів міді.

$$\nu = m/M; \nu = N/N_A; \nu = V/V_m,$$

де m – маса речовини, г; M – молярна маса речовини, г/моль; N – число часток речовини, N_A – число Авогадро, моль⁻¹; V – об'єм речовини, л; V_m – молярний об'єм речовини, л/моль.

Молярна маса – це маса одного моля речовини, позначається через M і має розмірність г/моль (кг/моль, кг × моль⁻¹). У г/моль вона чисельно дорівнює відносній молекулярній масі.

Молярний об'єм – об'єм газоподібної речовини або суміші газів, в якому міститься один моль речовини ($6,02 \cdot 10^{23}$ молекул). На відміну від молярної маси, молярний об'єм газу залежить від умов – тиску і температури. В хімії найчастіше використовують молярний об'єм газу за нормальних умов ($T^\circ = 273 \text{ K}$, $P^\circ = 101,325 \text{ кПа}$), $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$.

2. Класи неорганічних сполук

Класифікація неорганічних сполук складена за класифікацією елементів згідно з Періодичним законом Д. І. Менделєєва і враховує властивості утворених ними сполук. Важливими класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти і солі.

2.1. Оксиди

Оксидами називаються сполуки елементів з Оксигеном. Наприклад: Na₂O – натрій оксид, Al₂O₃ – алюміній оксид, ZnO – цинк оксид. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то після назви вказується його ступінь окиснення: FeO – ферум (II) оксид, Fe₂O₃ – ферум (III) оксид, Cl₂O₇ – хлор (VII) оксид.

Оксиди поділяються на основні, кислотні і амфотерні.

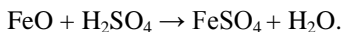
Основними називаються оксиди, що утворюють солі під час взаємодії з кислотами або кислотними оксидами. Їм відповідають основи: CaO – Ca(OH)₂, FeO – Fe(OH)₂, K₂O – KOH. Основними можуть бути тільки оксиди металів.

Кислотними називаються оксиди, що утворюють солі взаємодією з основами або основними оксидами. Їм відповідають кислоти SO₂ – H₂SO₃, P₂O₅ – H₃PO₄, N₂O₅ – HNO₃. Кислотні оксиди утворюються неметалами.

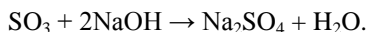
Амфотерними називаються оксиди, що утворюють солі як з кислотами, так і з основами, наприклад: ZnO; Al₂O₃; PbO; Cr₂O₃.

Хімічні властивості оксидів

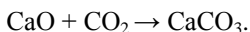
1. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води:



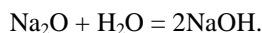
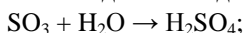
2. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солі і води:



3. Під час взаємодії кислотних і основних оксидів утворюється сіль:



4. Більшість кислотних оксидів і оксиди лужних і лужно-земельних металів взаємодіють з водою:



5. Амфотерні оксиди реагують як з кислотами, так і з основами:



2.2. Кислоти

Кислотами називаються речовини, які під час електролітичної дисоціації з катіонів утворюють тільки катіони Гідрогену. Наприклад:



Кислоти поділяються за кількістю утворених іонів Гідрогену під час дисоціації; наявності у їх складі Оксигену, силі кислот (їх ступені дисоціації) та їх окиснювальними властивостями.

Основність кислоти визначається числом утворених у процесі дисоціації іонів Гідрогену. Поділяють кислоти на одноосновні (HCl, HNO₃), двоосновні (H₂SO₄, H₂S), триосновні (H₃PO₄).

Розрізняють кислоти оксигеновмісні (HNO₃; H₂SO₄; H₃PO₄), які є гідратами відповідних оксидів, і безоксигенові (HCl; H₂S; HCN).

За кількістю іонів Гідрогену, утворених під час дисоціації (ступеня дисоціації кислоти – α), розрізняють сильні кислоти – HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄ ($\alpha > 30\%$), слабкі кислоти – H₂CO₃, H₂SO₃, H₂S, H₂SiO₃, HNO₂ ($\alpha < 3\%$) і кислоти середньої сили – H₃PO₄.

Назви кислот

Назви деяких аніонів: SO₄²⁻ – сульфат, SO₃²⁻ – сульфит, PO₄³⁻ – фосфат, NO₃⁻ – нітрат, NO₂⁻ – нітрит, ClO₂⁻ – хлорит, Cl⁻ – хлорид, Br⁻ – бромід, F⁻ – флуорид, CN⁻ – ціанід.

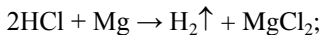
Назву кислоти можна будувати, використовуючи назву аніона замість прикметника, додаючи до нього іменник «кислота», наприклад: H₂SO₄ – сульфатна кислота, HNO₃ – нітратна, HCl – хлоридна кислота, HCN – ціанідна кислота, HI – іодидна кислота, H₂Se – селенідна кислота.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

Хімічні властивості кислот

1. Взаємодія з металами:

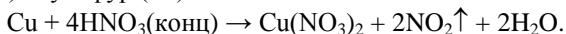
а) метали, розміщені в ряду напруг до водню, реагують з розчинами звичайних кислот (HCl , H_2SO_4 розб., H_2S) із видаленням водню:



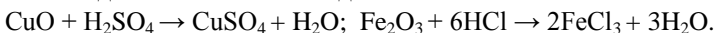
б) метали, розміщені у ряду напруг після водню із звичайними кислотами не реагують:



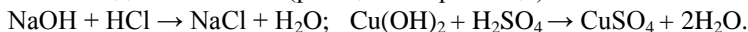
в) кислоти-окиснювачі (HNO_3 та концентрована H_2SO_4) реагують з більшістю металів без видалення водню, при цьому відновлюються нітроген (V) і сульфур (VI):



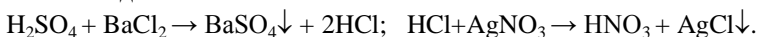
2. Взаємодія з основними оксидами:



3. Взаємодія з основами (реакція нейтралізації):



4. Взаємодія із солями:



2.3. Основи

Основами називають речовини, під час електролітичної дисоціації яких утворюються аніони у вигляді гідроксид-іонів. Основами є гідрати основних оксидів. Загальна формула основ – $\text{Me}(\text{OH})_n$. Кількість гідроксильних груп дорівнює ступеню окиснення металу і визначає кислотність основи. Так NaOH – однокислотна, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двокислотна основа.

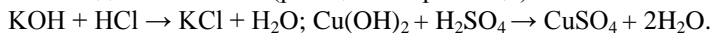
Назва основ. Назва складається з назви катіона і слова «гідроксид».

Наприклад: KOH – калій гідроксид. Якщо елемент утворює декілька основ, то вказують ступінь його окиснення: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум (II) гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – ферум (III) гідроксид.

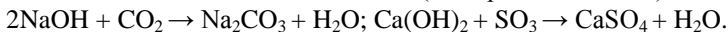
Основи, розчинні у воді, називають лугами. Це гідроксиди лужних і лужно-земельних металів: LiOH ; NaOH ; KOH ; RbOH ; CsOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (три останні сполуки малорозчинні).

Хімічні властивості основ

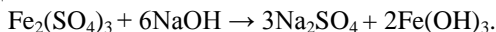
1. Взаємодія з кислотою (реакція нейтралізації):



2. Взаємодія з кислотними оксидами (ангідридами кислот):

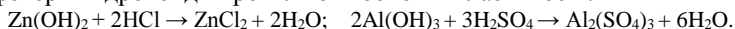


3. Взаємодія з солями:



Амфотерні гідроксиди

Гідрати амфотерних оксидів $\text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_2$ та ін. мають амфотерні властивості. Під час взаємодії з кислотами амфотерні гідроксиди проявляють основні властивості:



У разі взаємодії з основами вони проявляють кислотні властивості:

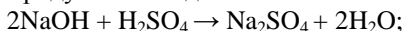


2.4. Солі

Сілью називають продукт заміщення атомів водню в кислоті на метал. У водних розчинах солі дисоціюють на катіон металу і аніон кислотного залишку:

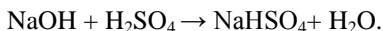


Розрізняють середні, кислі, основні, подвійні солі. Будь-яку сіль можна вважати як продукт взаємодії основи з кислотою:

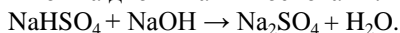


Na_2SO_4 – середня сіль – продукт повної нейтралізації.

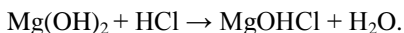
У разі недостатньої для повної нейтралізації кількості лугу утворюється кисла сіль:



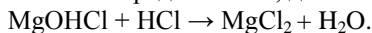
Кислі солі утворюються багатоосновними кислотами. Перевести кислі солі в основні можна діючи на них основами:



Основні солі можна представити як продукт неповного заміщення гідроксогруп основи на кислотні залишки. Вони утворюються з багатокислотних основ:



Перевести основні солі в середні можна, діючи на них кислотою:



Назви солей

Назви середніх солей утворюються з назви катіону металу і назви кислотного залишку. Якщо іон металу може мати різні ступені окислення, вказується ступінь окислення металу: Na_2CO_3 – натрій карбонат, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – алюміній сульфат, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ – ферум (II) нітрат.

Назва кислих солей утворюється додаванням до аніону префікса гідроген, а якщо необхідно, то з відповідним числівником: NaHSO_4 – натрій гідрогенсульфат; KH_2PO_4 – калій дігідрогенфосфат.

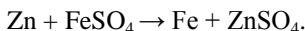
Методичні вказівки для підготовки до практичних занять із загальної та неорганічної хімії

Назви основних солей утворюють, додаючи до назви катіону слово «гідроксид»: $\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – алюміній гідроксид дихлорид, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – ферум (III) дигідроксид нітрат.

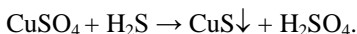
Подвійні солі складаються з іонів двох різних металів і кислотного залишку: $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – калій алюміній сульфат; $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – аммоній ферум(III) сульфат.

Хімічні властивості солей

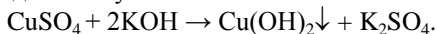
1. Метали, які більш активними витісняють із солі менш активний метал:



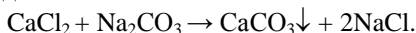
2. Солі взаємодіють з кислотами:



3. Солі взаємодіють з лугами:



4. Солі взаємодіють між собою:



Три останні типи взаємодій відбуваються у випадку, коли утворюються нерозчинні речовини ($\text{Cu}(\text{OH})_2$, CaCO_3) або газу (наприклад, SO_2 , CO_2).

III. Практична частина

1. Розв'язання завдань на тему «Основні кількісні поняття в хімії»

Приклад 1. Визначити молярну масу фосфатної кислоти.

Розв'язання

1. $M(\text{H}_3\text{PO}_4)$ – ?

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{P}) + 4 \cdot \text{Ar}(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}$.

Приклад 2. Знайти кількість речовини кальцію карбонату, маса якого становить 40 г.

Розв'язання

1. $\nu(\text{CaCO}_3)$ – ?

$$\nu(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) / M(\text{CaCO}_3) = 40 \text{ г} / 100 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ моль}.$$

Відповідь: $\nu(\text{CaCO}_3) = 0,4 \text{ моль}$.

Приклад 3. Визначити масу ферум (III) оксиду кількістю речовини 1,2 моль.

Розв'язання

1. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ – ?

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,2 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 192 \text{ г}.$$

Відповідь: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 192 \text{ г}$.

Задачі для самостійного розв'язання

1. Визначити молярну масу речовин:

Варіант 1: H_2SO_3 ; Na_2CO_3 ; FeO .

Варіант 2: HNO_3 ; CaCl_2 ; Al_2O_3 .

Варіант 3: K_3PO_4 ; NaNO_2 ; SO_3 .

2. Знайти кількість речовини:

Варіант 1: натрію карбонату, маса якого становить 120 г.

Варіант 2: кальцію хлориду, маса якого становить 214 г.

Варіант 3: натрію нітриту, маса якого становить 96 г.

3. Визначити масу:

Варіант 1: ферум (II) оксиду кількістю речовини 2,1 моль.

Варіант 2: алюміній оксиду кількістю речовини 0,8 моль.

Варіант 3: сульфур (III) оксиду кількістю речовини 3,2 моль.

2. Розв'язання завдань на тему «Класи неорганічних сполук»

Приклад 1. Вкажіть, до якого класу неорганічних сполук належать такі речовини: CuO ; NaOH ; FeS ; AlCl_3 ; SnOHCl ; SO_2 ; NaHCO_3 ; H_2CO_3 ; $\text{Cr}(\text{OH})_3$; HF ; V_2O_3 . Дайте їм назви.

Розв'язання

1. Оксиди: *основні* – CuO (II) – купрум оксид; V_2O_3 – ванадій (III) оксид; *кислотні* – SO_2 – сульфур (IV) оксид.

2. Основи: NaOH – натрій гідроксид; $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – хром (III) гідроксид.

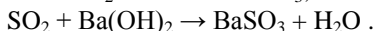
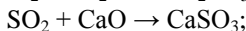
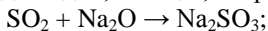
3. Кислоти: H_2CO_3 ; HF .

4. Солі: FeS ферум (II) сульфід; AlCl_3 алюміній хлорид; SnOHCl станум гідроксид хлорид; NaHCO_3 натрій гідроген карбонат.

Приклад 2. З якими із зазначених речовин може реагувати сульфур (IV) оксид: CaO , H_2S , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , KCl , Na_2O , HCl . Написати рівняння реакцій і назвати речовини, що утворюються.

Розв'язання

Сульфур (IV) оксид є кислотним оксидом, тому із зазначених він буде реагувати тільки з основними оксидами CaO , Na_2O та основою $\text{Ba}(\text{OH})_2$, утворюючи, відповідно, кальцій, натрій та барій сульфіти:



Приклад 3. Визначити масу ферум (III) оксиду кількістю речовини 1,2 моль.

Розв'язання

1. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = ?$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1,2 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 192 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 192 \text{ г.}$

Задачі для самостійного розв'язання

1. Вкажіть, до якого класу неорганічних сполук належать речовини і надайте їм назви:

Варіант 1: H_2SO_3 ; CaO ; HgSO_4 ; CaCl_2 ; AlOHCl_2 ; SO_3 ; MgF_2 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; H_3PO_4 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; HJ .

Варіант 2: Al_2O_3 ; HgS ; Na_2CO_3 ; ZnOHCl ; P_2O_5 ; AlF_3 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; HNO_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; HBr ; MgO .

2. З якими із зазначених речовин CaO , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , KCl , Na_2O , HCl може реагувати:

Варіант 1: ферум (II) оксид. Написати рівняння реакцій і назвати речовини, що утворюються.

Варіант 2: кальцій оксид. Написати рівняння реакцій і назвати речовини, що утворюються.

3. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

Варіант 1: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$.

Варіант 2: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{HPO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

IV. Алгоритм лабораторної роботи

Експериментальне дослідження властивостей оксидів, кислот, основ та солей

Прилади та реактиви: штатив з пробірками, магній (ошурки), цинк (гранули) і мідь (шматочки нарізаного дроту), кристалічні кальцій та ферум (III) оксиди, мармур, розчин фенолфталеїну, децимолярні розчини: хлоридної, сульфатної та ацетатної кислот, натрій гідроксидуду, купрум (II) сульфату, барій хлориду, натрій карбонату, натрій ацетату, калій фосфату, феруму (III) сульфату та цинк сульфату, насичені HNO_3 та NaOH .

1. Хімічні властивості оксидів

Дослід № 1.1. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води

Шпателем взяти невеличку кількість кристалічного кальцію оксиду, внести його до пробірки. В пробірку додати краплями розбавлений розчин хлоридної кислоти до повного розчинення осаду.

Дослід № 1.2. Більшість кислотних оксидів і оксиди лужних і лужноземельних металів взаємодіють з водою

Шпателем взяти невеличку кількість кристалічного кальцію оксиду, внести його до пробірки. В пробірку додати краплями дистильовану воду. Відчутти тепловий ефект реакції.

Дослід № 1.3. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солі і води

У приладі для отримання газів добуваємо карбон (VI) оксид, діючи розчином хлоридної кислоти на мармур. Пропускаємо CO_2 по чергово через розчин натрій гідроксиду, забарвлений фенолфталеїном, та вапняну воду, яку отримали в попередньому досліді.

Записати спостереження, зробити висновки та скласти рівняння до всіх дослідів.

2. Хімічні властивості кислот

Дослід № 2.1. Взаємодія з металами

У три пробірки помістити такі метали: магній (ошурки), цинк (гранула) і мідь (шматочки нарізаного дроту). До кожної додати по 0,5 мл розбавленого розчину сульфатної кислоти. Записати спостереження, зробити висновки та скласти рівняння реакцій.

Для порівняння, в окрему пробірку до міді додаємо декілька крапель насиченої нітратної кислоти (*Дослід виконуємо під тягою!*).

Дослід № 2.2. Взаємодія з основними оксидами

Шпателем взяти невеличку кількість кристалічного ферум (III) оксиду, внести його до пробірки. В пробірку додати краплями розбавлений розчин сульфатної кислоти до повного розчинення осаду.

Дослід № 2.3. Взаємодія з основами (реакція нейтралізації)

До 0,5 мл розчину NaOH додати 1–2 краплі фенолфталеїну. До цього розчину додати краплями розбавлений розчин сульфатної кислоти до повного знебарвлення.

До 0,5 мл розчину солі цинку додати краплями розбавлений розчин NaOH до утворення осаду гідроксиду цинку. До осаду долити надлишок розчину сульфатної кислоти.

Дослід № 2.4. Взаємодія з солями

У три пробірки помістити по 0,5 мл розчинів BaCl_2 , Na_2CO_3 та CH_3COONa . До кожної додати по краплям розбавленого розчину сульфатної кислоти.

Записати спостереження, зробити висновки та скласти рівняння до всіх дослідів.

3. Хімічні властивості основ

Дослід № 3.1. Взаємодія з кислотою (реакція нейтралізації)

До 0,5 мл розчину розбавленої ацетатної кислоти додати 1–2 краплі фенолфталеїну. До цього розчину додати краплями розбавлений розчин натрій гідроксиду.

Дослід № 3.2. Взаємодія з солями

До 0,5 мл розчину купрум сульфату додати краплями розбавлений розчин NaOH до утворення осаду гідроксиду.

4. Хімічні властивості солей

Дослід № 4.1. *Метали, які більш активними витісняють із солі менш активний метал*

До 0,5 мл розчину купрум сульфату додати гранулу цинку. Через 2–3 хв спостерігати зміну стану поверхні гранули.

Дослід № 4.2. *Солі взаємодіють з кислотами*

До 0,5 мл розчину аргентум нітрату додати краплями розчин хлоридної кислоти.

Дослід № 4.3. *Солі взаємодіють між собою*

За допомогою таблиці розчинності визначити, які сполуки можливо використати для осадження іонів Ba^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{3+} . У три пробірки помістити по 0,5 мл розчинів цих солей. Провести реакції утворення осадів з розчином Na_2CO_3 та K_3PO_4 і вказати колір осадів.

Записати спостереження, зробити висновки та скласти рівняння до всіх дослідів.

V. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0. (Кл. н. сп.)

1. З якими із зазначених речовин може реагувати сульфур (IV) оксид: CaO , H_2O , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , KOH , Na_2O , HCl . Написати рівняння реакцій і назвати речовини, що утворюються.

2. Закінчити реакції, враховуючи коефіцієнти реагуючих речовин:



3. Написати рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



4. Визначити об'єм вуглекислого газу (н. у.), який виділиться під час спалювання 500 кг вугілля, що містить 8 % негорючих домішок.

Практичне заняття № 2

Основні закони хімії

Навчальна мета: формування у студентів знань про основні закони хімії, розуміння їх фізико-хімічних закономірностей, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини. Ознайомитися з методами розрахунку параметрів газоватих систем. Розглянути приклади застосування розрахунків стехіометричних законів в медичній практиці.

Знати: газові закони Дальтона, Авогадро, Менделєєва – Клапейрона, поняття про універсальну газову сталу, молярний об'єм газів та визначення молярної маси газових речовин.

Вміти: здійснювати розрахунки фізико-хімічних систем за основними законами хімії; зокрема, розраховувати молярну масу газів за отриманими експериментальними даними різними способами.

I. Короткі теоретичні відомості

1. Стехіометричні закони

Стехіометричні закони визначають кількісні співвідношення реагуючих речовин і базуються на атомно-молекулярному вченні.

Закон сталості складу. *Склад молекулярної сполуки не залежить від способу її добування.* Наприклад, склад амоніаку не залежить від способу добування $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$ або $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$.

Закон кратних відношень. *Якщо два елементи утворюють між собою декілька молекулярних сполук, то масові кількості одного елемента, які припадають на одну й ту ж масову кількість другого елемента, відносяться між собою як невеликі цілі числа.* Наприклад, для оксигеновмісних сполук Карбону CO_2 та CO співвідношення масових кількостей Оксигену дорівнює 2:1.

Закон еквівалентів. *Кількості компонентів реакції пропорційні їх еквівалентам; маси компонентів реакції пропорційні молярним масам їх еквівалентів.*

Хімічним еквівалентом (еквівалентом) речовини (E) називають таку її кількість, яка поєднується з одним молем атомів Гідрогену, або заміщує таку ж кількість атомів Гідрогену у хімічних реакціях. Розмірність еквівалента – моль. Наприклад, $E(\text{O}) = 0,5$ моля, оскільки Оксиген у бінарній сполуці H_2O поєднується з двома молями атомів Гідрогену.

2. Газові закони

Стан газової фази характеризується її параметрами: тиском, температурою і об'ємом (відповідно P , T і V).

Об'єднаний закон ідеальних газів:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

Закон Авогадро: в рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиску і температури) міститься однакова кількість молекул.

Закон Авогадро має два наслідки:

Перший наслідок. Один моль будь-якого газу за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Цей об'єм називають **молярним об'ємом газу** (V_m).

Нормальні умови (0) – це $T_0 = 273$ К, $P_0 = 101325$ Па або 760 мм рт. ст.

Другий наслідок. Маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов відносяться як їхні молярні маси:

$$m_1 / m_2 = \nu M_1 / \nu M_2 = M_1 / M_2.$$

Ці відношення називають відносною густиною першого газу за другим. Відносною густиною першого газу за другим $D_2(1)$ називається відношення мас однакових об'ємів першого газу і другого газу за однакових умов, тобто

$$D_2(1) = m_1/m_2 = M_1/M_2;$$

Звідси: молярна маса газу або пари дорівнює добутку відносної густини цього газу за іншим та молярної маси іншого газу $M_1 = D_2(1) \cdot M_2$.

Найчастіше відносна густина визначається за воднем або за повітрям:

$M_1 = D_{H_2}(1) \cdot M(H_2) = 2D_{H_2}(1)$; $M_1 = D_{пов}(1) \cdot M(пов) = 29D_{пов}(1)$;
(тому, що $M(пов) = 29$ г/моль).

Параметри стану газу P , V , T пов'язані з його масою m і молярною масою M рівнянням стану ідеального газу Менделєєва – Клапейрона:

$$PV = (m/M) RT,$$

де R – універсальна газова стала, яка дорівнює залежно від використаних одиниць 8,31 Дж/(моль·К) (Система Інтернаціональна – СІ); або 0,0821 л·атм/(моль·К); або 62360 мл·мм рт. ст./(моль·К); 1,987 кал/(моль·К).

Приклад 1. Визначити густину метану за повітрям.

Дано:

1. CH_4

$D_{пов}(CH_4) - ?$

Розв'язання

1. $D_{\text{пов}}(\text{CH}_4) - ?$

$$D_{\text{пов}}(\text{CH}_4) = M(\text{CH}_4)/M(\text{пов.}) = 16 : 29 = 0,55.$$

Відповідь: густина метану за повітрям дорівнює 0,55.

Приклад 2. Визначити молярну масу газоподібної речовини, якщо за н. у. 600 мл її мають масу 1,714 г.

Розв'язання

1. $M(\text{газ}) - ?$

Використовуючи наслідок з закону Авогадро, складаємо пропорцію:

$$\begin{aligned} 1,714 \text{ г газу займають } 600 \text{ мл;} \\ x \text{ г газу} - 22400 \text{ мл;} \\ x = (22400 \cdot 1,714) / 600 = 63,9 \text{ г.} \end{aligned}$$

1. $M(\text{газ}) - ?$

Оскільки 22400 мл, або 22,4 л є мольним об'ємом газу, тоді $M(\text{газ}) = 63,9 \text{ г/моль}$.

Відповідь: $M(\text{газ}) = 63,9 \text{ г/моль}$.

Приклад 3. Визначити молярну масу бензену, якщо маса 600 мл його пари при 87 °С і тиску 83,2 кПа дорівнює 1,30 г.

Розв'язання

Виразимо всі дані в одиницях СІ:

$$P = 8,32 \cdot 10^4 \text{ Па}; T = 273 + 87 = 360 \text{ К}; V = 6 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3; m = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ кг.}$$

1. $M(\text{C}_6\text{H}_6) - ?$

Використовуємо закон Менделєєва – Клапейрона: $PV = (m/M)RT$, звідки

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = \frac{78}{10^{-3}} = 78 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса бензену дорівнює 78 г/моль.

II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Основні закони хімії»

1. Визначити відношення між еквівалентами Сульфуру в таких сполуках: SO_2 , SO_3 , H_2S .

2. Скільки літрів водню при 12 °С і 102,6 кПа виділиться під час взаємодії 1 кг цинку з хлоридною кислотою?

3. Маса 87 мл пари за температури 62 °С і тиску 758 мм рт. ст. дорівнює 0,24 г. Визначити молярну масу речовини.

4. Густина газу за повітрям дорівнює 5,21. Визначити масу 10 л газу.

5. У скільки разів молекула карбон (IV) оксиду важча за молекулу водню, а молекула сульфур (IV) оксиду важча за молекулу карбон (IV) оксиду?

6. Розрахувати молярну масу ацетону, якщо маса 500 мл його пари при 87 °С і тиску 96 кПа (720 мм рт. ст.) дорівнює 0,93 г.

7. Густина газу за повітрям дорівнює 2,45. Визначити масу 1 л газу.

8. Визначити масу, кількість молів і молекул, які містяться у 2,24 л водню за н. у.

9. Яка маса 250 л хлору за н. у.? Визначити його густину за повітрям і воднем.

Алгоритм лабораторної роботи

Визначення молярної маси карбон (IV) оксиду (вуглекислого газу)

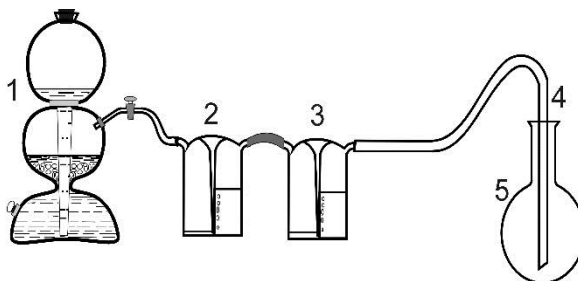


Рис. 1.

Прилади та реактиви: прилад для одержання газу, мармур, 10 % хлоридна кислота, ваги, барометр, термометр, мірний циліндр об'ємом 250 мл, мірний стакан об'ємом 50 мл, колба на 250 мл з корком для зважування.

Порядок роботи. Для експериментального визначення молярної маси вуглекислого газу беруть суху чисту колбу (5), закриту корком до позначки на горлі. Зважують колбу з пробкою на вагах з точністю до 0,005 г і записують масу колби з повітрям.

Протягом 4–5 хв заповнюють колбу карбон (IV) оксидом, який отримують в апараті Кіппа (1) та очищують, пропускаючи через склянки (2, 3). Повільно витягують газовідвідну трубку (4) з колби і швидко закривають її корком у вертикальному положенні. Зважують колбу з газом і записують масу колби з карбон (IV) оксидом.

Щоб визначити об'єм колби, необхідно заповнити її водою до позначки на горлі і виміряти об'єм води мірним циліндром.

Фіксують температуру та тиск в умовах проведення експерименту.

Розрахункова частина

1) об'єм газу в колбі за нормальних умов (н. у.) за допомогою рівняння об'єднаного газового закону $PV/T = P_0V_0/T_0$

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

де $T = 273 + t$ °С, $P_0 = 101,3$ кПа, $T_0 = 273$ К.

2) масу повітря в об'ємі колби (н. у.), знаючи, що маса 1 л повітря за н. у. дорівнює 1,293 г:

$$m_{\text{повітря}} = 1,293 \cdot V_0,$$

3) масу порожньої колби без газів як різницю між масою колби з повітрям і масою повітря в об'ємі колби:

$$m_{\text{колби}} = m_{\text{колби з повітрям}} - m_{\text{повітря}}$$

4) масу карбон (IV) оксиду в об'ємі колби як різницю між масою колби з вуглекислим газом і масою порожньої колби: m_{CO_2}

$$m_{\text{CO}_2} = m_{\text{колби з CO}_2} - m_{\text{колби}}$$

Обчислюють молярну масу CO_2 трьома способами, які наведені нижче.

I. За законом Авогадро з використанням молярного об'єму газу ($V_m = 22,4$ л/моль, н. у.):

$$M^I \text{ дослід. CO}_2 = 22,4 \cdot m_{\text{CO}_2} / V_0.$$

II. За відносною густиною D . Для однакових об'ємів газів за н. у.:

$$D_{\text{пов. (CO}_2)} = m_{\text{CO}_2} / m_{\text{повітря}} = M_{\text{CO}_2} / M_{\text{повітря}}$$

Оскільки $M_{\text{повітря}} = 28,98$ г/моль, тоді

$$M^II \text{ дослід. CO}_2 = 28,98 \cdot m_{\text{CO}_2} / m_{\text{повітря}}$$

III. За рівнянням Клапейрона – Менделєєва: $PV = m_{\text{CO}_2}RT/M_{\text{CO}_2}$, де m – маса CO_2 у колбі, г; $R = 8,314$ Дж/(моль·К); T – температура досліді, К; P – тиск, кПа; V – об'єм CO_2 у колбі на початку досліді, л:

$$M^III \text{ дослід. CO}_2 = m_{\text{CO}_2} \cdot RT / PV$$

Визначити середнє значення $M_{\text{дослід. CO}_2}$:

$$M_{\text{дослід. CO}_2} = 1/3(M^I \text{ дослід. CO}_2 + M^II \text{ дослід. CO}_2 + M^III \text{ дослід. CO}_2).$$

Визначити відносну похибку:

$$\Pi = \frac{|M_{\text{теор.}} - M_{\text{дослід.}}|}{M_{\text{теор.}}} 100 \%$$

Зробити висновок за результатами роботи.

III. Питання для самоконтролю

1. Дати визначення поняттю «моль речовини». Чому дорівнює молярна маса атомів, молекул і еквіваленту речовини.
2. Сформулювати стехіометричні закони і навести приклади:
 - сталості складу;
 - кратних відношень;
 - еквівалентів.
3. Поясніть закони збереження маси, кратних відношень і сталості складу на підставі положень атомно-молекулярного вчення.
4. Навести математичні вирази закону еквівалентів.
5. Сформулювати закон Авогадро та наслідки з нього.
6. Поясніть, чому закон Авогадро застосовується тільки для газів?
7. Записати рівняння стану ідеального газу та розрахувати значення R у різних одиницях.

IV. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом Варіант 0

Завдання 1, 2, 3 – вибрати правильну відповідь; завдання 4, 5 – розв'язати.

1. Один моль містить структурних одиниць:
 - а) 22,4;
 - б) $6,02 \cdot 10^{23}$;
 - в) $1,03 \cdot 10^5$;
 - г) 32.
2. Визначити густину водня за повітрям:
 - а) 29;
 - б) 58;
 - в) 14,5;
 - г) 0,069.
3. Вказати чисельне значення універсальної газової сталої в СІ:
 - а) 22,4;
 - б) $6,02 \cdot 10^{23}$;
 - в) 8,31;
 - г) 8;
 - д) 10^5 .
4. Газоподібна речовина об'ємом $87 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ за температури $62 \text{ }^\circ\text{C}$ і тиску $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$ має масу $0,24 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Визначити молярну масу речовини.
5. За н. у. 500 мл газу мають масу 1,8 г. Знайти його густину за повітрям і молярну масу.

Практичне заняття № 3

Поняття еквівалента речовин

Навчальна мета: формування у студентів знань про хімічний еквівалент, його сучасне визначення, молярна маса еквівалента, розрахунки молярних мас еквівалента простих і складних сполук, закон еквівалентів. Розуміння їх фізико-хімічних закономірностей, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини. Розглянути приклади застосування розрахунків за законом еквівалентів у фармацевтичній та медичній практиці.

Знати: основні поняття і закони хімії та методи їх використання для вирішення прикладних задач; закон еквівалентів; визначення еквівалентів і молярних мас еквівалентів різних класів сполук.

Вміти: здійснювати розрахунки фізико-хімічних систем за основними законами хімії, зокрема розв'язувати задачі з використанням закону еквівалентів, визначати експериментально еквівалентну масу сполук.

I. Короткі теоретичні відомості

Закон еквівалентів. Кількості компонентів реакції пропорційні їх еквівалентам; маси компонентів реакції пропорційні молярним масам їх еквівалентів. Математичні вирази закону:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E_1}}{M_{E_2}}, \quad \frac{E_1}{E_2} = \frac{\nu_1}{\nu_2}, \quad \frac{V_1}{V} = \frac{V_{E_1}}{V_{E_2}}, \quad \frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{E_1}}{V_{E_2}}.$$

де m_1 і m_2 – маси реагуючих речовин, ME і ME_2 – їх молярні маси еквівалентів, E_1 та E_2 – еквіваленти речовин, ν_1 , ν_2 – кількості їх молей, V_1 і V_2 – об'єми реагуючих речовин, VE_1 і VE_2 – їх молярні об'єми еквівалентів.

Еквівалент і еквівалентну масу елемента можна визначити за складом його сполуки з іншим елементом, еквівалент якого відомий.

Приклад 1. Під час згоряння 5 г металу утворюється 9,44 г оксиду металу. Визначити еквівалентну масу металу.

Розв'язання:

1. $m(\text{O})$ у оксиді – ?

$$m(\text{O}) = m(\text{окс.}) - m(\text{Me}) = 9,44 - 5,0 = 4,44 \text{ (г)}.$$

2. $M_E(\text{Me})$ – ?

Еквівалентна маса Оксигену дорівнює 8 г/моль. Згідно з законом еквівалентів, складемо рівняння:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{O})} = \frac{M_E(\text{Me})}{M_E(\text{O})};$$
$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_E(\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9,01 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: еквівалентна маса металу дорівнює 9,01 г/моль.

Наведені приклади показують, що еквівалент речовини залежить від реакції, в якій вона бере участь. У деяких випадках корисно користуватися значенням еквівалентного об'єму, тобто об'єму, який займає за цих умов 1 еквівалент газової речовини. Так еквівалентний об'єм водню за н. у. $V_E(\text{H}_2)$ дорівнює 11,2 л/моль (тому що 1 моль атомів Н складає 0,5 моля H_2 , а 1 моль H_2 займає об'єм 22,4 л), кисню – 5,6 л/моль.

Приклад 2. Визначити атомну масу двовалентного металу, якщо 8,34 г металу окиснюються 0,68 л кисню (н. у.).

Розв'язання:

$M_E(\text{Me}) - ?$

Знаходимо $M_E(\text{Me})$ зі співвідношення:

$$\frac{m(\text{Me})}{M_E(\text{Me})} = \frac{V(\text{O}_2)}{V_E(\text{O}_2)};$$
$$M_E(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})V_E(\text{O}_2)}{V(\text{O}_2)} = \frac{8,34 \cdot 5,6}{0,68} = 68,8 \text{ г/моль.}$$

2. $A(\text{Me}) - ?$

$$M_E(\text{ел.}) = A/n, A = M_E(\text{ел.}) \cdot n = 68,8 \cdot 2 = 137,6 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: атомна маса металу дорівнює 137,6 г/моль.

Для розрахунків еквівалентів і молярних мас еквівалентів складних речовин можна використати такі співвідношення:

а) молярна маса еквівалента атомів елемента у сполуках визначається зі співвідношення $M_E(\text{ел.}) = M/n$, де M – молярна маса атомів елемента, n – його валентність у сполуці. Наприклад, $M_E(\text{O}) = 16/2 = 8$ г/моль.

б) $E(\text{кисл.}) = 1/n$, $M_E(\text{кисл.}) = M(\text{кисл.})/n$, де n – кількість іонів H^+ , що обмінюються. Наприклад, в реакції $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ еквівалент H_2SO_4 дорівнює одному молю, а молярна маса еквівалента $M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

в) $E(\text{осн.}) = 1/n$, $M_E(\text{осн.}) = M(\text{осн.})/n$, де n – кількість іонів OH^- , що обмінюються в реакції. Наприклад, у реакції $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ еквівалент $\text{Al}(\text{OH})_3$ дорівнює 0,5 моля, а $M_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 39$ г/моль.

г) $E(\text{соли}) = 1/nm$, $M_E(\text{соли}) = M(\text{соли})/nm$, де n – кількість катіонів, що обмінюються, m – їх валентність. У реакції $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ еквівалент NaH_2PO_4 дорівнює 0,5 моля, а $M_E(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 60$ г/моль.

д) $E(\text{оксид}) = 1/nm$, $M_E(\text{оксид}) = M(\text{оксид})/nm$, де n – число атомів другого елемента (не Оксигену), m – його валентність. Еквівалент $\text{Al}_2\text{O}_3 = M(\text{Al}_2\text{O}_3)/2 \cdot 3 = 1/6$ моль, а $M_E(\text{Al}_2\text{O}_3) = 17$ г/моль.

Важливим є те, що молярна маса еквівалента сполуки складається з молярних мас еквівалентів складових.

Наприклад, $M_E(\text{MgSO}_4) = M_E(\text{Mg}^{2+}) + M_E(\text{SO}_4^{2-}) = 12 + 49 = 61$ г/моль.

Наведені приклади показують, що еквівалент речовини залежить від реакції, в якій вона бере участь.

II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Закон еквівалентів»

1. Визначити E та M_E таких речовин під час повного заміщення: H_3PO_4 , HClO_3 , CH_3COOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Na_2CO_3 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, P_2O_5 , CO_2 .

2. В оксиді Плюмбуму міститься 7,18 % Оксигену. Визначити молярну масу еквівалента Плюмбуму.

3. Під час взаємодії 2 г двовалентного металу з кислотою утворюється 1,12 л водню за н. у. Визначити метал.

4. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо його сульфід містить 52 % металу, а молярна маса еквівалента Сульфур дорівнює 16 г/моль.

5. 1,6 г кальцію і 2,615 г цинку реагують з кислотою та утворюють однакову кількість водню. Визначити молярну масу еквівалента та еквівалент Цинку.

6. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,34 кг цього металу витісняють з кислоти $59,94 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водню за н. у.

7. Визначити еквівалент двовалентного металу, якщо із $48,15 \cdot 10^{-3}$ кг його оксиду можна одержати $88,65 \cdot 10^{-3}$ кг його нітрату.

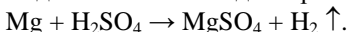
8. Для нейтралізації 1,00 г $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необхідно 0,9664 г HCl , еквівалент якої дорівнює одному молю. Визначити еквівалент $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

9. 1 г чотиривалентного елемента сполучається з 0,27 г кисню. Визначити елемент.

**Алгоритм лабораторної роботи
Визначення еквівалентної маси металу
за об'ємом витісненого водню**

Матеріальне забезпечення: прилад для визначення еквівалентної маси металу, ваги, барометр, термометр, мірний циліндр об'ємом 10 мл, мірний стакан об'ємом 50 мл, метали (магній, цинк, залізо), розчин сульфатної кислоти (10%), фільтрувальний папір.

У цій роботі проводиться визначення еквівалентної маси магнію методом витиснення водню з кислоти згідно з рівнянням:



Дослідження проводять у приладі, який зображено на рис.

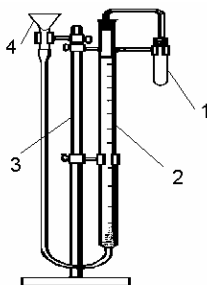


Рис. 2.

Порядок виконання роботи

1. Зняти реакційну пробірку (1) і у бюретку (2) через лійку (4) залити дистильовану воду до нульової відмітки. Для витиснення повітря з приладу лійку кілька разів опустити і підняти догори. Під час цієї дії з приладу виходять пухирики повітря.

2. Перевірити прилад на герметичність. Для цього спочатку з'єднати пробірку з бюреткою, щільно притираючи пробки. Опустити лійку на 10–15 см. Якщо рівень води у бюретці спочатку трохи знижується і потім зупиняється на певній відмітці, то можна вважати, що прилад герметичний. Якщо рівень води постійно знижується, треба ще раз щільно закрити пробки. Якщо це не дасть результату, то взяти іншу пробірку. Відмітити початковий рівень води у бюретці (V_1). Бажано, щоб він дорівнював 0.

3. На терезах зважити магній масою 0,04 г, використовуючи цигарковий папірець, і завернути його як цукерку.

4. Відмірити мірною пробіркою 5 мл розведеної сульфатної кислоти.

5. Зняти реакційну пробірку з приладу, перелити в неї кислоту через маленьку лійку так, щоб не змочити стінки верхньої частини реакційної пробірки.

6. Перевести реакційну пробірку у нахилене положення і помістити папірець з металом так, щоб він не торкався кислоти.

7. У нахиленому положенні з'єднати пробірку з приладом і привести до контакту метал і кислоту, декілька разів обережно струшуючи пробірку. При цьому підтримуючи пробку на пробірці. Коли почнеться реакція, стежити за тим, щоб вода, яка витиснюється воднем з бюретки, не виливалась на стіл. Після закінчення реакції почекати, доки пробірка не охолоне до кімнатної температури.

8. Виміряти об'єм води у бюретці. Для цього, опускаючи лійку, встановити на одній висоті рівень води в бюретці і в лійці. Тоді в приладі встановлюється тиск, що дорівнює тиску зовнішнього повітря. Визначити по нижньому меніску рівень води, що залишилась у бюретці (V_2), і записати це значення.

Запис спостережень

1. Маса металу (m_{Mg}), 0,04 г.
2. Об'єм утвореного водню V_{H_2} , мл; $V_{H_2} = V_2 - V_1$.
3. Температура досліду t , °C.
4. Абсолютна температура T , К ($T = t + 273$).
5. Атмосферний тиск $P_{атм}$, мм рт. ст.
6. Тиск насиченої водяної пари за температури досліду, P_{H_2O} , мм рт. ст. (брати з таблиці).

Таблиця 1

Залежність тиску водяної пари від температури

Температура, °C	Тиск, мм рт. ст.	Температура, °C	Тиск, мм рт. ст.
10	9,21	18	15,48
11	9,84	19	16,48
12	10,52	20	17,54
13	11,23	21	18,65
14	11,99	22	19,83
15	12,79	23	21,07
16	13,63	24	22,33
17	14,54	25	23,78

7. Парціальний тиск водню P ; $P = P_{атм} - P_{H_2O}$.

Згідно з одержаними даними, розрахувати еквівалентну масу магнію за таким порядком.

Порядок виконання розрахунків

1. Визначення об'єму витиснутого водню за нормальних умов:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}; \quad V_0 = \frac{PVT_0}{P_0 T}, \text{мл.}$$

2. Визначення маси витиснутого водню за пропорцією:

1000 мл H_2 мають масу 0,09 г

V_0 мл H_2 – m , г

3. Визначення еквівалентної маси магнію:

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M'_E(\text{Mg})}{M_E(\text{H}_2)}; \quad M'_E(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})M_E(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2)}, \text{г/моль}$$

а) на підставі еквівалентної маси Гідрогену;

б) на підставі еквівалентного об'єму водню:

m (Mg) витискує V_0 мл H_2 ,

M''_E (Mg) – 11200 мл H_2 .

4. Визначення середнього експериментального значення і теоретичного значення еквівалента магнію:

$$M_E(\text{Mg})_{\text{exc}} = \frac{M'_E(\text{Mg}) + M''_E(\text{Mg})}{2}; \quad M_E(\text{Mg})_{\text{теор}} = \frac{A(\text{Mg})}{n},$$

де n – валентність магнію.

5. Визначення відносної похибки експерименту: $\Pi = \frac{E_{\text{теор.}} - E_{\text{екс.}}}{E_{\text{теор.}}} 100 \%$.

Зробити висновок за написаною роботою.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Приклад індивідуального завдання

Варіант 0

1. Один моль молекул водню містить атомів Гідрогену:

а) 22,4;

б) $6,02 \cdot 10^{23}$;

в) $12,04 \cdot 10^{23}$;

г) 2;

д) 10^5 .

2. Молярний об'єм еквівалента водню за n . у. дорівнює (л):

а) 22,4;

б) 11,2;

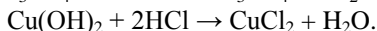
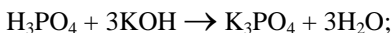
в) $6,02 \cdot 10^{23}$;

г) 22400.

3. Молярний об'єм еквівалента гідрогенсульфіду за н. у. дорівнює (мл):
 - а) 22,4;
 - б) 5,6;
 - в) 11,2;
 - г) 11200.
4. Елемент утворює з Гідрогеном сполуку, яка містить 3,85 % Гідрогену. Визначити молярну масу еквівалента елемента.
5. Зразок металу з $M_E = 29,4$ г/моль під час взаємодії з кислотою відновлює 105 мл водню (н. у.). Визначити масу зразка металу.

IV. Питання для самоконтролю

1. Наведіть формулювання і математичні вирази закону еквівалентів.
2. Чому дорівнюють еквіваленти елементів Гідрогену і Оксигену? Пояснити. Який об'єм займає один еквівалент простих речовин водню та кисню?
3. Визначте еквівалент, еквівалентну масу та еквівалентний об'єм газоподібних азоту та хлору (н. у.).
4. Як можна розрахувати еквівалентну масу: оксиду, кислоти, основи, солі, елемента в сполуці?
5. Визначте еквівалент і еквівалентну масу Хрому в сполуках: CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
6. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_4 і $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в реакціях:



Практичне заняття № 4

Будова атома. Періодичний закон Д. І. Менделєєва

Навчальна мета: формування у студентів знань про будову атомів хімічних елементів, залежність властивостей атомів від їх електронної будови, а також хімічних властивостей сполук, які вони утворюють.

Знати: електронну структуру та електронегативність *s*- і *p*-елементів; електронну структуру та електронегативність *d*-елементів; взаємозв'язок між будовою і біологічною роллю біогенних *s*-, *p*-, *d*-елементів та формою знаходження їх в організмі.

Вміти: характеризувати електронну структуру та прогнозувати властивості хімічних елементів і сполук, які вони утворюють.

I. Короткі теоретичні відомості

Стан електрона в атомі, що визначається значеннями трьох квантових чисел, тобто певними енергетичними характеристиками, а також розміром, формою і орієнтацією у просторі, називається *атомною орбіталлю*.

Згідно з квантово-механічною теорією, стан електрона в атомі характеризується значеннями чотирьох квантових чисел: *n* – *головного*, *l* – *орбітального*, *m_l* – *магнітного* і *m_s* – *спінового*.

1. Головне квантове число (*n*) визначає енергію електрона та радіус квантованого рівня (середню відстань від ядра до ділянки підвищеної електронної густини), на якому цей електрон знаходиться. Воно може мати додатні цілочислові значення від одиниці до нескінченності: 1, 2, 3 [...] ∞.

Головне квантове число: 1 2 3 4 5 6 7;

Енергетичні рівні: K L M N O P Q;

$$E_1 < E_2 < E_3 < E_4.$$

2. Орбітальне квантове число (*l*). Основні енергетичні рівні складаються з певного числа підрівнів. Для характеристики енергії електрона на підрівні і форми атомних орбіталей введено орбітальне квантове число.

Воно може приймати значення від 0 до (*n*–1). Кожному значенню *l* відповідає певний підрівень. Енергетичні підрівні позначаються цифрами або маленькими латинськими літерами.

Орбітальне квантове число: 0 1 2 3

Енергетичні підрівні: *s* *p* *d* *f*

$$E_s < E_p < E_d < E_f.$$

3. **Магнітне квантове число (m_l)** визначає орієнтацію електронної орбіталі у просторі відносно напрямку зовнішнього магнітного поля:

$$m_l = 0; \pm 1; \pm 2; \pm 3; \dots \pm l.$$

4. **Спінове квантове число (m_s)**. Поняття *спіна* відповідає класичному спрощеному уявленню про обертання електрона навколо власної осі, хоч воно і суперечить теорії відносності. Тобто кожний електрон можна характеризувати власним механічним моментом руху. Можливих значень m_s тільки два: $+1/2$; $-1/2$.

Заповнення електронних оболонок атомів здійснюється згідно з такими принципами і правилами.

1. **Принцип мінімуму енергії:** послідовність заповнення електронами рівнів і підрівнів здійснюється від підрівня з меншою енергією до підрівнів з більшою енергією так, щоб сумарна енергія атома залишалась мінімальною. У багатоелектронних атомах енергія електрона залежить не тільки від головного, але й від орбітального квантового числа і зростає за енергетичними підрівнями в такому порядку:

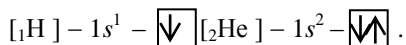
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p \text{ тощо.}$$

2. **Принцип Паулі,** який встановлює, що в атомі не може бути двох електронів з однаковим набором значень чотирьох квантових чисел.

3. **Правило Хунда,** яке визначає порядок заповнення підрівнів: сумарний спін електронів у підрівні повинен бути максимальним.

Будову електронних оболонок атомів та іонів зображають електронними або електронно-графічними формулами. Електронна формула показує розподіл електронів в атомі по орбіталах (тобто по енергетичних рівнях і підрівнях), де рівні позначають цифрами 1, 2, 3, 4, підрівні – літерами *s, p, d, f*. Верхній правий індекс показує кількість електронів на підрівні (наприклад, $4s^2$; де $n = 4, l = 0$, два електрони).

Електронно-графічна формула зображує будову електронних оболонок (або їх окремих фрагментів) атома елемента у вигляді сукупності орбіталей або квантових комірок. Наприклад,



Періодичний закон – одне з найширших узагальнень природознавства, що має величезний прогнозуючий потенціал.

Сучасне визначення періодичного закону: **електронна будова атомів і властивості елементів, які від неї залежать, є періодичною функцією зарядів ядер атомів (порядкових номерів елементів).**

Періодична система елементів – це графічний вираз Періодичного закону, певне розташування елементів у порядку зростання їх порядкових номерів.

II. Практична частина

Порядок надання характеристики будові атома певного хімічного елемента

1. Навести назву хімічного елемента (із зазначенням символу, заряду ядра та відносної атомної маси), охарактеризувати його положення в Періодичній системі та класифікувати відповідно до металів чи неметалів.

2. Написати повні електронні формули атома:

а) у стабільному (основному) стані;

б) у першому збудженому стані.

3. Побудувати схеми розподілу електронів зовнішнього енергетичного рівня по квантових комірках для атома:

а) у стабільному стані;

б) у першому збудженому стані. Указати число електронних пар, неспарених електронів, вільних орбіталей на підрівнях цього рівня.

4. Охарактеризувати квантовими числами електрони енергетичного підрівня, що добудовується. Указати, до якого з сімейств (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-сімейство) належить цей елемент.

5. Написати електронну формулу одного з найбільш стабільних одноатомних іонів цього елемента.

Приклад, що розкриває алгоритм надання характеристики будові атомів.

Для хімічних елементів з порядковими номерами 4 і 80 надати характеристику будови атомів та оцінку природи хімічних зв'язків у деяких їхніх сполуках згідно з завданням.

Розв'язання

1. Під порядковими номерами 4 і 80 у Періодичній системі знаходяться:

А. Берилій, ${}^4\text{Be}$, заряд ядра – +4, відносна атомна маса – 9,012, розташований у 2-му періоді, II групі, головній підгрупі, метал.

Б. Меркурій, ${}_{80}\text{Hg}$, заряд ядра – +80, відносна атомна маса – 200, 59, розташований у 6-му періоді, II групі, побічній підгрупі, метал.

2. Електронні формули атомів такі:

для Берилію:

а) у стабільному стані ${}_{4}\text{Be} - 1s^2 2s^2$;

б) у збудженому стані (коли в атомі, що одержав додаткову енергію, відбувається «роз'єднання» $2s$ -електронів і перехід одного з них на вільну $2p$ -орбіталь) ${}_{4}\text{Be}^* - 1s^2 2s^1 2p^1$;

для Меркурію:

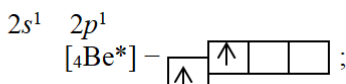
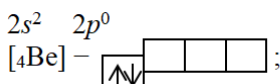
а) у стабільному стані

${}_{80}\text{Hg} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$;

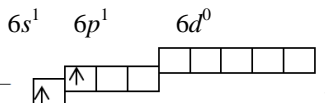
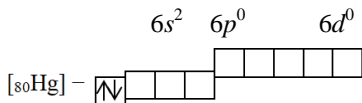
б) у збудженому стані

${}_{80}\text{Hg}^* - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1 6p^1$.

3. Схеми розподілу електронів зовнішнього енергетичного рівня по квантових комірках, що відповідають електронним формулам, такі: для Берилію: а) у стабільному стані: б) у збудженому стані:



для Меркурію: а) у стабільному стані: б) у збудженому стані:



Кількість електронних пар, неспарених електронів і вільних орбіталей на зовнішньому рівні атомів у стабільному стані та їх зміна під час переходу у збуджений стан наведені в табл. 1.

Таблиця 1

Характеристики електронного стану атомів

Стан атома	Стан зовнішнього рівня		
	Наявність електронних пар	Наявність неспарених електронів	Наявність вільних орбіталей
а) стабільний:			
Be	1	немає	3 орбіталі
Hg	1	немає	8 орбіталей
б) збуджений:			
Be*	немає	2	2 орбіталі
Hg*	немає	2	7 орбіталей

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

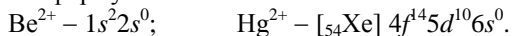
4. Берилій належить до *s*-елементів, у нього заповнюється 2*s*-підрівень. Меркурій належить до *d*-елементів, у нього доповнюється 5*d*-підрівень. Електрони підрівня, що добудовується, характеризуються наборами значень квантових чисел, які наведені у табл. 2.

Таблиця 2

**Характеристика електронів підрівня, що добудовується,
квантовими числами**

Назва елемента	Номер електрона	Квантові числа			
		<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
Be ($2s^2$)	1	2	0	0	+1/2
	2	2	0	0	-1/2
Hg ($5d^{10}$)	1	5	2	-2	+1/2
	2	5	2	-1	+1/2
	3	5	2	0	+1/2
	4	5	2	+1	+1/2
	5	5	2	+2	+1/2
	6	5	2	-2	-1/2
	7	5	2	-1	-1/2
	8	5	2	0	-1/2
	9	5	2	+1	-1/2
	10	5	2	+2	-1/2

5. Електронні формули найбільш стабільних іонів такі:



**III. Виконання індивідуального завдання
за варіантом, який буде наданий викладачем**

Завдання. Для двох хімічних елементів із визначеними згідно з наданим варіантом порядковими номерами дати характеристику будови атомів.

Таблиця 3

**Номери варіантів і порядкові номери елементів, яким слід надати
характеристику згідно з наведеним вище порядком**

Варіант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Порядкові номери елементів	5 та 57	6 та 72	7, 73	20, 74	9, 75	21, 78	11, 79	12, 56	13, 81	14, 82	15, 83	16, 84	17, 85	35, 86	19, 79

IV. Питання для самоконтролю

1. Яка суть теорії будови атома Резерфорда. Пояснити недоліки теорії.
2. У чому полягає суть квантово-механічної теорії будови атома? Розкрийте поняття «атомна орбіталь».
3. Дати характеристику квантовим числам.
4. За якими принципами та правилами здійснюється заповнення електронами квантових рівнів та підрівнів в багатоелектронних атомах?
5. Поясніть сутність принципів мінімальної енергії, Паулі та правила Хунда.
6. Що зображує електронно-графічна формула. Наведіть приклади.
7. Скільки підрівнів на другому, третьому, четвертому квантових рівнях?
8. Яка максимальна кількість електронів на підрівнях s , p , d , f ?
9. У яких групах і підгрупах Періодичної системи знаходяться s - і p -елементи?
10. Який стан атома має назву нормальний і який збуджений? Навести приклади.
11. Навести сучасне формулювання Періодичного закону. У чому полягає його фізичний зміст?

Практичне заняття № 5

Природа хімічного зв'язку і будова хімічних сполук

Навчальна мета: формування у студентів знань про природу хімічного зв'язку, розуміння залежності фізико-хімічних закономірностей хімічних перетворень, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини, від особливостей хімічного зв'язку.

Знати: властивості атомів хімічних елементів, що впливають на формування хімічного зв'язку; види хімічного зв'язку; теорію гібридизації.

Вміти: визначити тип зв'язку між атомами та пояснювати механізм його утворення.

I. Короткі теоретичні відомості

Властивості атомів хімічних елементів

Енергія іонізації. Спорідненість до електрона. Електронегативність.

Хімічні властивості елементів зумовлені здатністю їх атомів віддавати або приєднувати електрони, що кількісно характеризуються енергією іонізації, спорідненістю до електрона та електронегативністю.

Енергія іонізації (або потенціал іонізації, I) – це мінімальна енергія, яка потрібна для відриву електрона від незбудженого атома. Вимірюється у кДж/моль або еВ/атом ($1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$). Багатоелектронні атоми мають декілька потенціалів іонізації (I_1, I_2, I_3, \dots), що відповідає відриву першого, другого і подальших електронів. При цьому завжди $I_1 < I_2 < I_3 < \dots < I_n$. Ця характеристика атома залежить від положення елемента в Періодичній системі, тобто від величини заряду ядра, розмірів і конфігурації атома, екрануючої дії внутрішніх електронів тощо. Потенціал іонізації закономірно змінюється в межах періодів і груп.

У межах періодів найменший I мають s -елементи I групи (Li – 5,4, Na, K – 4,4 еВ – та ін.), а найбільший – p -елементи VIII групи (He – 24,6, Ne – 21,6, Ar – 15,6 еВ). Це зумовлено зростанням ефективного заряду ядра (зі збільшенням заряду збільшується притягання до нього електронів, внаслідок чого зростає й енергія відриву їх від атома). У рядах перехідних елементів збільшення заряду ядра компенсується екрануючою дією електронів, розміщених на внутрішніх енергетичних рівнях, тому потенціал іонізації змінюється мало.

Збільшення заряду ядра в підгрупах менше впливає на зв'язок зовнішнього електрона з ядром, ніж збільшення розміру атома та числа екрануючих електронів, тому в межах підгруп s -і p -елементів зв'язок

зовнішнього електрона з ядром зменшується, що приводить до зменшення I . Величина I характеризує «металічність» елемента: чим вона менше, тим більш «металічний» елемент. I є також кількісною характеристикою відновної активності певного елемента.

Спорідненість до електрона (E) – це енергетичний ефект реакції приєднання електрона до нейтральної частини (атома, молекули, радикала). Найбільші E мають p -елементи сьомої групи ($F = 3,5$ eV, Cl , Br , I), а найменші, і навіть від’ємні значення мають атоми з конфігурацією s^2 (Be , Mg), s^2p^6 ($Ne = -1,5$ eV, He) або атоми з наполовину заповненими p -підрівнями. Величина E є кількісною характеристикою окисної властивості елементів.

Електронегативність (X) – характеристика відносної здатності атомів в певній сполуці набувати собі негативного заряду відтягуванням на себе електронної густини зв’язку. Маллікен запропонував розраховувати X за формулою:

$$X = (I + E)/2.$$

Флуор має найбільше значення X , тому він є найбільш електронегативним елементом. Найменші значення електронегативності мають атоми лужних металів.

Л. Полінг запропонував визначати X в умовних відносних одиницях і склав таблицю відносних електронегативностей (χ). Найменшу χ має Францій, найбільшу – Флуор. Використовуючи поняття χ , треба вважати, що її неможливо експериментально визначити; величина χ не є сталою і залежить від природи другого атома, з яким утворюється певний зв’язок. У межах періодів із зростанням порядкового номера χ елементів збільшується, у межах підгруп – зменшується. Найменші значення її мають s -елементи ($Li - 0,9$, $F - 0,7$) найбільші – p -елементи VII і VI груп ($F - 4,0$, Cl , $O - 3,5$, S). Суттєва різниця в значеннях X і χ характеризують здатність атомів до поляризації ковалентного зв’язку. Чим більша різниця в електронегативностях двох атомів, тим більший ступінь іонізації утвореного ними зв’язку.

II. Практична частина

Матеріальне забезпечення: Періодична система хімічних елементів, таблиці, схеми, мультимедійне забезпечення.

Завдання. Для двох хімічних елементів із визначеними згідно з наданим варіантом порядковими номерами здійснити такі розрахунки:

Таблиця 1

**Номери варіантів і порядкові номери елементів, яким слід надати
характеристику згідно із зазначеним вище порядком**

Варіант	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
Порядкові номери елементів	5 та 57	6 та 72	7, 73	20, 74	9, 75	21, 78	11, 79	12, 56	13, 81	14, 82	15, 83	16, 84	17, 85	35, 86	19, 79

1. Розрахувати відносну електронегативність атома, використовуючи дані про його спорідненість до електрона і потенціал іонізації (табл. 1 додатка). У розрахунках електронегативність Літію взяти рівною 268 кДж/моль.

2. Визначити різницю електронегативностей цього атома і електронегативностей Оксигену, Гідрогену та Хлору.

3. На підставі розрахунків і даних (табл. 2 додатка) оцінити характер зв'язку (ковалентний чи іонний) у найбільш стабільних сполуках цього елемента з Оксигеном, а також з Гідрогеном (якщо розглянутий елемент є неметалом) або з Хлором (якщо елемент – метал). У розрахунках відносні електронегативності Оксигену, Хлору і Гідрогену взяти відповідно рівними 3,5; 3,0 та 2,1.

Приклад, що розкриває алгоритм розрахунків

Для хімічних елементів з порядковими номерами 4 і 80 розрахувати відносну електронегативність атома та здійснити оцінку природи хімічних зв'язків у деяких їхніх сполуках відповідно до завдання.

Розв'язання

1. Електронегативність (X) елемента характеризує здатність його атома приєднувати електрони під час утворення хімічного зв'язку. За формулою Маллікена її визначають як арифметичну півсуму енергії іонізації (I) та спорідненості до електрона (E), тобто

$$X = 0,5(I + E).$$

У табл. 1 знаходимо необхідні значення спорідненості до електрона 18 кДж/моль (Be), 18 кДж/моль (Hg) і потенціалу іонізації 9,32 еВ (Be), 10,44 еВ (Hg).

Енергія іонізації моля атомів чисельно дорівнює добутку його потенціалу іонізації, вираженого в Дж ($1 \text{ еВ} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$), на число Авогадро. Звідси

$$I_{\text{Be}} = 9,32 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 899,5 \text{ кДж/моль};$$

$$I_{\text{Hg}} = 10,44 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1007,1 \text{ кДж/моль};$$

$$X_{\text{Be}} = \frac{1}{2} [899,5 + (-18)] = 440,8 \text{ кДж/моль};$$

$$X_{\text{Hg}} = \frac{1}{2} [1007,1 + (-18)] = 494,6 \text{ кДж/моль.}$$

За одиницю електронегативності беруть електронегативність Літію ($X_{\text{Li}} = 268$ кДж/моль); враховуючи це, визначимо відносні електронегативності (χ) елементів:

$$\chi_{\text{Be}} = \frac{X_{\text{Be}}}{X_{\text{Li}}} = \frac{440,8}{268} \approx 1,6; \quad \chi_{\text{Hg}} = \frac{X_{\text{Hg}}}{X_{\text{Li}}} = \frac{494,6}{268,0} \approx 1,9.$$

2. Берилій і Меркурій – метали, тому для них характерне утворення стабільних сполук з неметалами Оксигеном і Хлором.

Для визначення характеру хімічного зв'язку Me–O і Me–Cl треба знайти різницю відносних електронегативностей (χ) атомів, що утворюють відповідний зв'язок, за формулою $\Delta\chi = \chi_1 - \chi_2$, де χ_1 – значення відносної електронегативності для більш електронегативного елемента; χ_2 – для менш електронегативного елемента.

$$\Delta\chi(\text{Be–O}) = \chi_{\text{O}} - \chi_{\text{Be}} = 3,5 - 1,6 = 1,9; \quad \Delta\chi(\text{Be–Cl}) = \chi_{\text{Cl}} - \chi_{\text{Be}} = 3,0 - 1,6 = 1,4;$$

$$\Delta\chi(\text{Hg–O}) = \chi_{\text{O}} - \chi_{\text{Hg}} = 3,5 - 1,9 = 1,6; \quad \Delta\chi(\text{Hg–Cl}) = \chi_{\text{Cl}} - \chi_{\text{Hg}} = 3,0 - 1,9 = 1,1.$$

3. Для оцінки ступеня іонності зв'язку необхідно порівняти розрахункові дані зі шкалою (див. табл. 2). З порівняння випливає, що зв'язок у берилій (II) оксиді іонно-ковалентний (ступінь іонності понад 50 %), в інших сполуках (HgCl_2 , BeCl_2 і HgO) полярний ковалентний. Ступінь полярності зростає в цьому ряду відповідно від 20 до 40 %.

III. Питання для самопідготовки

1. Дати визначення поняттю «хімічний зв'язок». Які види хімічного зв'язку ви знаєте?
2. Основні характеристики та властивості ковалентного зв'язку.
3. Пояснити утворення ковалентного зв'язку методом валентних зв'язків (ВЗ).
4. Теорія гібридизації. Геометрична конфігурація молекул.
5. Поляризація молекул. Дипольний момент зв'язків і молекул.
6. Іонний зв'язок, принцип і приклади його утворення.
7. Визначити тип зв'язку та пояснити його утворення у молекулах HCl , H_2 , NaCl , Fe , AlCl_3 , O_2 , CO_2 , HNO_3 .
8. За допомогою методу ВЗ поясніть механізм утворення зв'язків в молекулі карбон (II) оксиду.
9. Як змінюється енергія зв'язку в ряді $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Поясніть причини цих змін.
10. Укажіть тип гібридизації АО Берилію, Бору, Карбону та Оксигену в молекулах BeCl_2 , BCl_3 , CCl_4 , H_2O та просторову будову цих молекул.

Практичне заняття № 6

Основні поняття хімічної термодинаміки. Термохімія

Навчальна мета: навчитися розраховувати теплові ефекти біохімічних процесів, визначати їх самодовільний напрямок та термодинамічну можливість.

Знати: теплові ефекти хімічних та біохімічні процесів, термодинамічні функції для оцінки направленості процесів.

Вміти: здійснювати розрахунки стандартних ентальпій хімічних реакцій і фізико-хімічних перетворень (процесів розчинення речовини, гідратації, дисоціації кислот та основ), трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції їх теплових ефектів, використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супряження в живих системах.

I. Короткі теоретичні відомості

Наука про взаємні перетворення різноманітних видів енергії називається *термодинамікою*. Термодинаміка встановлює закони цих перетворень, а також напрямок самовільного перебігу різноманітних процесів за певних умов. Розділ термодинаміки, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій називається *термохімією*.

Стан системи – сукупність властивостей системи, які дозволяють визначити систему з точки зору термодинаміки. В термодинаміці для визначення стану системи та його можливих змін використовують енергетичні характеристики, які називають *термодинамічними функціями стану*. До них відносяться: *внутрішня енергія U, ентальпія H* тощо.

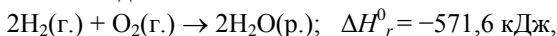
Внутрішня енергія являє собою здатність системи до виконання роботи чи передачі теплоти. Кількісне співвідношення між зміною внутрішньої енергії, теплою та роботою визначає перший закон термодинаміки. Він є однією з форм закону збереження енергії, згідно з яким енергія не з'являється і не зникає, а може тільки перетворюватися з однієї форми в іншу.

Формулювання *першого закону термодинаміки*: для ізольованої системи загальний запас внутрішньої енергії системи залишається сталим ($\Delta U = 0$); для закритої системи внесена за сталої температури теплота Q витрачається на прирощення внутрішньої енергії та виконання роботи A проти зовнішніх сил:

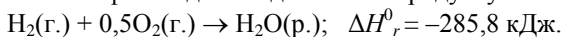
$$Q = \Delta U + A.$$

Ентальпія – функція стану ($H = U + PV$), яка еквівалентна внутрішній енергії для процесів, що відбуваються за сталого тиску. Ентальпія, як і внутрішня енергія, є функцією стану, тому її зміна (ΔH) визначається тільки початковим та кінцевим станом системи й не залежить від шляху переходу. Як і інші функції стану, ентальпія залежить від кількості речовини, тому її зміну (ΔH), звичайно відносять до 1 моля речовини та визначають в кДж/моль.

Теплоти хімічних процесів, що відбуваються за умов $P, T = const$ або $V, T = const$ називають *тепловими ефектами*. За сталого тиску тепловий ефект реакції дорівнює зміні ентальпії системи $\Delta H_{\text{реак.}}$, за сталого об'єму – $\Delta U_{\text{реак.}}$. Рівняння реакцій, в яких вказуються числові значення теплових ефектів, а також агрегатний стан чи кристалічна модифікація вихідних речовин і продуктів реакцій, називаються термохімічними. Наприклад, термохімічне рівняння реакції утворення рідкої води має вигляд:



або коли тепловий ефект віднести до 1 молю продукту



Стандартною теплотою (ентальпією) утворення речовини $\Delta H_{\text{утв.}}^0$ (речов.) або ΔH_f^0 (речов.) називається тепловий ефект реакції утворення одного моля цієї речовини із простих речовин за стандартних умов. Наприклад, $\Delta H_f^0(\text{CaCO}_3)$ відповідає реакція $\text{Ca}_{(\text{кр.})} + \text{C}_{(\text{кр.})} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{кр.})}$.

Прийнято, що ентальпія утворення простої речовини (найбільш стійкої гомосполуки елемента у характерному агрегатному стані за стандартних умов) дорівнює нулю.

Основою термохімічних розрахунків є *закон Гесса*. Згідно з ним, ентальпія (тепловий ефект) хімічної реакції дорівнює різниці між сумою ентальпій утворення продуктів реакції та сумою ентальпій утворення вихідних речовин, з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:

$$\Delta H_r^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{прод.}) - \sum \Delta H_f^0(\text{вих. реч.})$$

II. Практична частина

Алгоритм лабораторної роботи. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації натрію гідроксиду хлоридною кислотою

Прилади та реактиви: колориметр, термометр на 0–50°C з ціною поділки 0,1°, лійка, мірні циліндри об'ємом 50 мл та 100 мл, хімічні стакани об'ємом 100–250 мл, розчини: хлоридної кислоти (0,5 M), натрію гідроксиду (0,5 M).

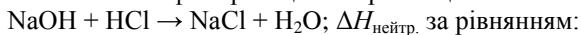


Рис. 3. Колориметр

Визначення ентальпій хімічних реакцій здійснюють у колориметрах різних конструкцій (рис.). Найпростіший з них, зображений на рис., складається із зовнішнього та внутрішнього стаканів, між якими теплоізолюючий матеріал. Зверху накритий кришкою, яка має отвори для термометра, мішалки й лійки.

Порядок роботи. У колориметричний стакан налити 100 мл 0,5М натрій гідроксиду та виміряти його температуру T_1 . До розчину луку, швидко, без втрат (*обережно, луг і кислота – їдкі речовини*) долити 100 мл 0,5М кислоти. Перемішати розчин і виміряти його максимальну температуру T_2 .

Обчисліть тепловий ефект реакції нейтралізації:



$$Q_{\text{нейтр.}} = V \cdot \rho \cdot \Delta T \cdot C \cdot 20 \cdot 0,001,$$

де V – загальний об’єм розчину після зливання кислоти та луку, мл;
 ρ – густина утвореного розчину солі (NaCl), що дорівнює 1,011 г/мл; ΔT – різниця температур $T_2 - T_1$; C – питома теплоємність розчину, дорівнює 4,14 Дж (г · К); 20 – коефіцієнт перерахунку теплоти реакції на 1 моль; 0,001 – коефіцієнт перерахунку в кДж.

Обчисліть відносну похибку визначення, якщо відомо, що теплота нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр.}}$ сильної одноосновної кислоти одноослотним лугом – величина постійна, яка дорівнює $\Delta H_{\text{нейтр.}} = -57,6$ кДж/моль. Напишіть термохімічне рівняння реакції.

1. Приклади термохімічних розрахунків

Приклад 1. Визначити тепловий ефект (ентальпію) процесу окиснення глюкози за рівнянням $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{тв.}) + 6\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 6\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{рід})$, використовуючи стандартні теплоти утворення речовин (Додаток, таблиця 3).

Розв'язання:

Використовуємо закон Гесса:

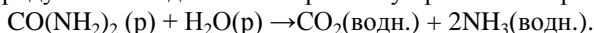
$$\Delta H^0_{\text{реак.}} = \Sigma (\Delta H^0_{\text{утв.}})_{\text{прод.}} - \Sigma (\Delta H^0_{\text{утв.}})_{\text{вих. реч.}};$$

Табличні дані з додатка (табл. 3):

Речовина	CO ₂	H ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆	O ₂
ΔH^0 , кДж/моль	-393,5	-286,0	-1270,0	0
$\Delta H^0_{\text{реак.}} = 6\Delta H^0(\text{CO}_2) + 6\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - 6\Delta H^0(\text{O}_2)$,				
$\Delta H^0_{\text{реак.}} = 6 \cdot (-393,5) + 6(-286) - (-1270) - 0 = -2804$ кДж.				

Відповідь: під час реакції окиснення одного моля глюкози виділяється -2804 кДж тепла.

Приклад 2. Визначити ентальпію реакції гідролізу сечовини, яка є одним з продуктів життєдіяльності організму при 298 К за реакцією:



Розв'язання:

$$\Delta H^0_{\text{реак.}} = \Sigma \Delta H^0_{\text{утв.}}(\text{прод.}) - \Sigma \Delta H^0_{\text{утв.}}(\text{вих. реч.})$$

З додатка (табл. 3) вибираємо значення ентальпій утворення речовин:

$$\Delta H^0_f(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = -319,2 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^0_f(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ кДж/моль};$$

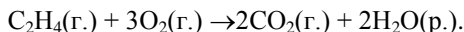
$$\Delta H^0_f(\text{CO}_2) = -413,6 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H^0_f(\text{NH}_3) = -79,9 \text{ кДж/моль}.$$

$$\Delta H^0_{\text{реак.}} = \Delta H^0_f(\text{CO}_2) + \Delta H^0_f(\text{NH}_3) - \Delta H^0_f(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) - \Delta H^0_f(\text{H}_2\text{O}) = -413,6 + 2(-79,9) - (-319,2) - (-285,8) = +31,6 \text{ кДж}.$$

Відповідь: під час гідролізу 1 моля сечовини поглинається 31,6 кДж теплоти.

Приклад 3. Скільки теплоти виділяється під час спалювання 20 л етену, який взято за н. у.?

Розв'язання:



З додатка (табл. 3) знаходимо, що теплоти утворення CO₂(г.), H₂O(р.) і C₂H₄(г.) та O₂ дорівнюють відповідно -393,5; -286,2 52,3 та 0 кДж/моль?

1. $\Delta H^0_{\text{реак.}} - ?$

$$\Delta H^0_{\text{реак.}} = \Sigma \Delta H^0_{\text{утв.}}(\text{прод.}) - \Sigma \Delta H^0_{\text{утв.}}(\text{вих. реч.}) = 2\Delta H^0(\text{CO}_2) + 2\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_4) - 3\Delta H^0(\text{O}_2).$$

$$\Delta H^0_{\text{реак.}} = 2\Delta H^0(\text{CO}_2) + 3\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_4) = 2(-393,5) + 2(-285,8) - 52,3 = -1410,9 \text{ кДж}.$$

2. ΔH^0 під час спалювання 20 летену - ?

За н. у. один моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

Складемо пропорцію:

22,4 л етену виділяють під час згоряння 1410,9 кДж тепла.

20 л виділяють - X л тепла. Звідси:

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

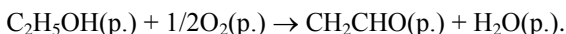
$$X = (20 \cdot 1410,9) / 22,4 = 1260 \text{ Дж.}$$

Відповідь: під час згоряння 20 летену виділяється 1260 кДж тепла.

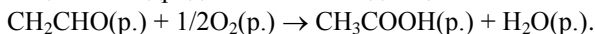
2. Розв'язання розрахункових завдань за темою «Термохімія»

(Значення термодинамічних функцій надано в табл. 3 додатка)

1. В організмі людини реакція окиснення етилового спирту перебігає у дві стадії. Перша – окиснення спирту до оцтового ангідриду:

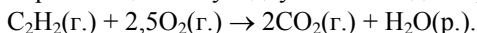


Друга – ацетат ангідрид окислюються до ацетатної кислоти:



Розрахуйте тепловий ефект окиснення етанолу до ацетатної кислоти.

3. Реакція згоряння ацетилену відбувається згідно з рівнянням:



Розрахувати ΔG^0 цієї реакції та пояснити зменшення ентропії системи.

4. Скільки теплоти виділиться під час згоряння 165 л (н. у.) ацетилену C_2H_2 , якщо продуктами згоряння є карбон (IV) оксид і пара води?

5. Теплота утворення карбон (IV) оксиду $-393,5$ кДж/моль, а карбон (II) оксиду -110 кДж/моль. Скільки теплоти виділяється за повного згоряння 112 л CO ?

6. Реакція синтезу діетилового етеру, що використовується в медицині для наркозу, відбувається згідно з рівнянням $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{р.}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5(\text{р.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{р.})$. Визначити тепловий ефект реакції.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант 0

Завдання 1, 2 – вибрати правильну відповідь; завдання 3 – дати обґрунтовану відповідь; завдання 4, 5 – розв'язати.

1. Хімічні процеси – це:

- а) перетворення речовин усередині клітин;
- б) надходження поживних речовин з навколишнього середовища;
- в) усмоктування.

2. Процеси синтезу складних молекул з більш простих, що супроводжуються споживанням енергії, називаються:

- а) конденсацією;
- б) полімеризацією;
- в) катаболізмом;
- г) анаболізмом.

3. Які реакції називають ендотермічними? Указати значення $\Delta H^0 (>0, <0)$ ендотермічної реакції.

4. Обчислити тепловий ефект спиртового бродіння глюкози ($\Delta H^0_{\text{р-ції}}$) за ст. у.: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{розч.}) \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{р.}) + 2\text{CO}_2(\text{г.})$ якщо $\Delta H^0(\text{C}_6\text{O}_{12}\text{H}_6) = -1294$ кДж/моль; $\Delta H^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -277$ кДж/моль; $\Delta H^0(\text{CO}_2) = -393$ кДж/моль.

5. У 100 г тріски в середньому міститься 11,6 г білків і 0,3 г жирів. Розрахувати енергію, що виділиться при засвоєній порції тріски масою 288 г. Калорійність білків – 17,1 кДж/г, жирів – 38,8 кДж/г.

IV. Питання для самоконтролю

1. Як пояснити той факт, що хімічні реакції зазвичай перебігають з виділенням або поглинанням теплоти?

2. Сформулюйте перший закон термодинаміки для ізольованої та для закритої систем. Наведіть математичний вираз цього закону. Охарактеризуйте параметри, які входять до складу формули.

3. Фізичний зміст внутрішньої енергії і ентальпії системи. Чи можна визначити абсолютне значення внутрішньої енергії і ентальпії системи? Чому?

4. Укажіть, які зміни в системі визначають тепловий ефект реакції, що перебігає за сталого об'єму, за сталого тиску.

5. Дайте визначення стандартній ентальпії утворення речовини на прикладі реакції взаємодії водню з киснем.

6. Сформулюйте закон Гесса та наслідки з нього.

7. Наведіть математичний вираз для обчислення теплового ефекту реакції. Чому ентальпію найчастіше використовують у термохімічних рівняннях?

Практичне заняття № 7

Направленість хімічних процесів

Навчальна мета: опанувати термодинамічні особливості розрахунку біохімічних процесів, визначати їх самодовільний напрямок та термодинамічну можливість.

Знати: термодинамічні закони, критерії самочинного перебігу хімічних реакцій і характеристику термодинамічної стійкості хімічних сполук, термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супрyajення в живих системах.

Вміти: трактувати хімічні та біохімічні процеси з позиції термодинаміки, використовувати термодинамічні функції для оцінки направленості процесів, пояснювати енергетичне супрyajення в живих системах.

I. Короткі теоретичні відомості

Перший закон термодинаміки та висновки з нього дають уявлення про енергетичний баланс реакцій, їхні теплові ефекти. Однак вони не можуть відповісти на питання про принципову можливість самовільного, без зовнішнього впливу, здійснення цієї реакції, глибини та напрямку її перебігу. Відповідь на це запитання дозволяє дати використання функцій стану, що вводяться другим законом термодинаміки.

Функцією, що має за певних умов прогнозуючий характер, є, перш за все, *ентропія* (S) системи – *термодинамічна функція стану, яка є мірою неупорядкованості системи*. Чим більше ступінь неупорядкованості системи, тим вище значення її ентропії.

Другий закон термодинаміки: в ізольованій системі самовільний перебіг процесу можливий за умови збільшення ентропії, тобто за $\Delta S_r > 0$; якщо $\Delta S_r < 0$, то самовільний перебіг процесів неможливий.

Другий закон для закритої системи: якщо деяка кількість теплоти Q поглинається системою шляхом оборотного процесу за температури T , то її ентропія S зростає на величину $\Delta S_{об.} = Q/T$. Для необоротного самовільного процесу $\Delta S_{необ.} > Q/T$.

На перебіг хімічного процесу завжди діють дві рушійні сили: *ентальпійна* і *ентропійна*. При цьому вони діють у протилежних напрямках. Їх спільний вплив враховує функція стану, що має назву «енергія Гіббса», позначається G .

Зміна цієї функції (ΔG) є мірою стійкості системи та критерієм ймовірності перебігу реакції за сталого тиску. Зміна енергії Гіббса

системи за рахунок хімічної реакції пов'язана зі зміною ентальпії та ентропії системи співвідношенням:

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T\Delta S_r.$$

Добуток $T\Delta S_r$ (Дж/моль) є *ентропійним* (або структурним) фактором процесу, а ΔH_r (кДж/моль) – *ентальпійним* (або енергетичним). Стан, у який система переходить спонтанно, є результатом конкуренції цих двох факторів.

Другий член рівняння (ентропійний фактор) являє собою частину енергетичного ефекту, яку неможливо перетворити на роботу. Ця енергія розсіюється у навколишній простір у вигляді теплоти.

Якщо обчислене значення $\Delta G_r < 0$, тобто за рахунок реакції енергія Гіббса системи зменшується, то процес є термодинамічно можливим. Якщо $\Delta G_r > 0$, то перебіг реакції неможливий. За умови $\Delta G_r = 0$ матиме місце динамічна рівновага.

Розрахунок ΔG процесів здійснюють з використанням *стандартних значень енергій Гіббса утворення речовин* ΔG_f^0 ($\Delta G_{298,f}^0$), які надані у довідникових таблицях.

Як і всі інші функції стану,

$$\Delta G_r^0 = \sum \Delta G_f^0(\text{прод.}) - \sum \Delta G_f^0(\text{вих. реч.});$$

Зміна енергії Гіббса утворення (ΔG_f) окремих сполук характеризує їх відносну стійкість – чим вона менше, тим більш стійка речовина.

Приклад 1. Визначити енергію Гіббса для процесу гліколізу глюкози до молочної кислоти за реакцією: $C_6H_{12}O_6(p-n) \rightarrow 2C_3H_6O_3(p-n)$.

Розв'язання:

Використовуємо рівняння: $\Delta G_{\text{реак.}}^0 = \sum \Delta G_{\text{прод.}}^0 - \sum \Delta G_{\text{вих. реч.}}^0$.

З таблиць: $\Delta G^0(C_6H_{12}O_6) = -917$ кДж/моль;

$$\Delta G^0(C_3H_6O_3) = -539$$
 кДж/моль;

$$\Delta G_{\text{реак.}}^0 = 2\Delta G^0(C_3H_6O_3) - \Delta G^0(C_6H_{12}O_6) = 2 \cdot 539 - 917 = -161$$
 кДж.

Відповідь: реакція екзергонічна, відбувається самовільно за ст. у., $\Delta G_{\text{реак.}}^0 = -161$ кДж.

II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Термохімія»

(Значення термодинамічних функцій надано в табл. 3 додатка)

1. Перевірте, чи немає загрози, що нітроген (I) оксид, який використовується в медицині як наркотичний засіб для анестезії, буде окиснюватися киснем повітря до токсичного нітроген (II) оксиду, якщо $\Delta G_{\text{утв.}}^0(N_2O) = 104$ кДж/моль, а $\Delta G_{\text{утв.}}^0(NO) = 87$ кДж/моль.

2. Визначити, чи можливий метаболічний процес, в якому ізоцитрат перетворюється в α -кетоглутарат за реакцією: ізоцитрат + $1/2\text{O}_2(\text{г}) + \text{H}^+ \leftrightarrow \alpha$ -кетоглутарат + $\text{H}_2\text{O}(\text{р.}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

Розрахувати ΔG^0 цієї реакції, якщо $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ (ізоцитрат) = $-1166,6 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ (α -кетоглутарат) = $-796,8 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ (CO_2) = $-394,4 \text{ кДж/моль}$; $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ (H_2O) = -237 кДж/моль .

Одним із можливих шляхів метаболізму глюкози є молочнокисле бродиння за схемою:



Розрахувати ΔG^0 реакції, якщо $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) = $-917,0 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ ($\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$) = -376 кДж/моль , $\Delta G^0_{\text{утв.}}$ (CO_2) = $-394,4 \text{ кДж/моль}$.

3. Чи можливий самовільний перебіг хімічної реакції $\text{NH}_3(\text{г.}) + \text{HCl}(\text{г.}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{кр.})$ за стандартних умов? Відповідь обґрунтувати відповідними розрахунками.

4. Використовуючи $\Delta H^0_{\text{реак.}}$ і $\Delta S^0_{\text{реак.}}$ відповідних речовин, визначити $\Delta G^0_{\text{реак.}}$ процесу, що відбувається згідно з рівнянням $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г.}) + 2\text{O}_2(\text{г.}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{г.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{р.})$. Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

5. Ендотермічна реакція взаємодії метану з карбон (IV) оксидом відбувається згідно з рівнянням $\text{CH}_4(\text{г.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) \rightarrow 2\text{CO}(\text{г.}) + 2\text{H}_2(\text{г.})$; $\Delta H^0_{\text{реак.}} = 247 \text{ кДж}$. За якої температури можливий початок цієї реакції?

Алгоритм лабораторної роботи

Вивчення напрямку перебігу хімічних реакцій

Прилади та реактиви: хімічний стакан об'ємом 250 мл, маленький тигель, покривне скельце, розчини: хлоридної кислоти (13 %), амонію гідроксиду (насич.).

Порядок роботи. У хімічний стакан налейте 1 мл хлоридної кислоти, змочіть нею стінки і дно стакану і надлишок вилийте. У маленький тигель налейте концентрований розчин аміаку, накрийте його покривним скельцем і помістіть в середину хімічного стакана. Зніміть скельце. Спостерігайте утворення білого диму амонію хлориду.

Зробіть кількісний аналіз цього процесу:

1) обчисліть зміну стандартної ентальпії ΔH^0 цієї реакції і за принципом Ле Шательє визначте напрям зміщення відповідної рівноваги реакції під час нагрівання;

2) обчисліть зміну стандартної ентропії ΔS^0 цієї реакції і поясніть, чому вона зменшується;

3) обчисліть зміну енергії Гіббса процесу (ΔG^0 реакції) $\text{NH}_{3(\text{r})} + \text{HCl}_{(\text{r})} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{k})}$ і вкажіть напрям і причини її самочинного перебігу;

Значення стандартних термодинамічних функцій знайдіть у табл. 3 додатка.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант 0

Завдання 1, 2 – вибрати правильну відповідь; завдання 3 – дати обґрунтовану відповідь; завдання 4, 5 – розв'язати.

1. Яка сполука є головним макроергом в організмі людини:
 - а) аденозинтрифосфат;
 - б) креатинфосфат;
 - в) фруктозо-6-фосфат.
2. Яка функція є мірою розсіяної в простір енергії:
 - а) ентальпія;
 - б) теплота;
 - в) ентропія;
 - г) виконана робота.
3. Фізичні процеси – це:
 - а) синтез необхідних організму сполук;
 - б) сорбція;
 - в) виділення продуктів життєдіяльності організму.
4. Обчислити зміну енергії Гіббса в процесі засвоєння в організмі людини сахарози під час окиснення: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(\text{тв.})} + 12\text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 12\text{CO}_{2(\text{r})} + 11\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$. Якщо $\Delta G^0(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = -917$ кДж/моль, $\Delta G^0(\text{CO}_2) = -394$ кДж/моль, $\Delta G^0(\text{H}_2\text{O}) = -237$ кДж/моль.
5. Обчислити енергію Гіббса теплової денатурації пепсину за 350°C , якщо $\Delta H^0_{\text{р-ції}} = +245$ кДж/моль; $\Delta S^0_{\text{р-ції}} = +311$ Дж/моль·К. Оцінити внесок ентальпійного і ентропійного факторів.

IV. Питання для самоконтролю

1. Другий закон термодинаміки для ізольованої і для закритої систем.
2. Що характеризує ентропія? Як та чому змінюється ентропія системи у результаті таких перетворень:
 - а) тверда речовина \rightarrow рідина;
 - б) рідина \rightarrow газ;
 - в) газ \rightarrow тверда речовина;
 - г) розчинення твердої речовини у воді;
 - д) розчинення газу у воді.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

3. Що характеризує енергія Гіббса? Як вона змінюється за самочинних процесів?

4. Наведіть математичний вираз для обчислення зміни енергії Гіббса (ΔG).

5. Зміна ентропії (ΔS) внаслідок реакції утворення амоніаку із азоту та водню дорівнює $-198,3$ Дж/(моль К). Поясніть об'ємне значення ΔS реакції.

6. Як можна розрахувати ΔH , ΔS , ΔG процесу?

7. Чому цілий ряд хімічних процесів, неможливих за кімнатної температури, стає можливим за високих температур?

Практичне заняття № 8 **Швидкість та механізми хімічних реакцій.** **Хімічна рівновага**

Навчальна мета: оволодіти знаннями про основні закономірності перебігу хімічних реакцій різного типу; інтерпретувати та класифікувати основні типи йонної, кислотно-основної і окисно-відновної рівноваги та хімічних процесів для формування цілісного підходу до вивчення хімічних та біологічних процесів.

Знати: залежність швидкості реакцій від концентрації та температури; чинники, що впливають на швидкість хімічних реакцій у гомогенних та гетерогенних системах; закон дії мас; каталіз; енергію активації каталітичних реакцій та механізм дії каталізаторів; поняття про ферментний каталіз у біологічних системах.

Вміти: аналізувати залежність швидкості реакцій від концентрації та температури, інтерпретувати залежність швидкості реакцій від енергії активації, аналізувати особливості дії каталізаторів та пояснювати механізм гомогенного та гетерогенного каталізу. Пояснювати механізм дії ферментів та аналізувати залежність швидкості ферментативних процесів від концентрації ферменту та субстрату, аналізувати хімічну рівновагу біохімічних процесів та пояснювати її умову з позиції термодинаміки та кінетики.

I. Короткі теоретичні відомості

Розділ хімії, який розглядає швидкості та механізми хімічних процесів, називається *хімічною кінетикою*. *Швидкість хімічної реакції* – це число елементарних актів хімічного перетворення за одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій). Для гомогенних реакцій *швидкість* визначається як зміна концентрації будь-якої з вихідних речовин або з продуктів реакції за одиницю часу.

Середня швидкість реакції (за речовиною i) в проміжках часу $\Delta\tau = \tau_2 - \tau_1$

$$\bar{v} = \pm \frac{c(i)_2 - c(i)_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c(i)}{\Delta \tau},$$

де $\Delta c = c(i)_2 - c(i)_1$ – зміна концентрації певної речовини i .

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

До найважливіших факторів, що впливають на швидкість реакції, належать: природа реагуючих речовин, їх концентрація, температура, а також наявність каталізатора.

Для простих реакцій чи елементарних стадій справедливий *закон діючих мас*: за сталої температури швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам.

У загальному вигляді для простої реакції типу $aA + bB \rightarrow \dots$ закон діючих мас можна записати у вигляді $v = kC_A^a C_B^b$.

Приклад 1. Реакція відбувається за рівнянням $2\text{H}_{2(\text{г.})} + 2\text{NO}_{(\text{г.})} \rightarrow \text{N}_{2(\text{г.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})}$. Вихідні концентрації водню та нітроген (II) оксиду дорівнюють відповідно 1 і 0,5 моль/л, а $k = 0,7$. Визначити швидкість реакції у початковий момент і у момент, коли залишилось 40 % NO.

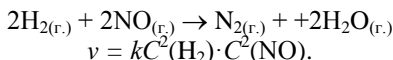
Дано:

$$C(\text{H}_2)_{\text{вих.}} = 1,0 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{NO})_{\text{вих.}} = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$k = 0,7$$

$$v_{\text{почат.}} - ?, v_1 - ?$$



1. $v_{\text{почат.}} - ?$

$$v_{\text{почат.}} = kC^2(\text{H}_2)_{\text{вих.}} \cdot C^2(\text{NO})_{\text{вих.}} = 0,7 \cdot (1,0)^2 \cdot (0,5)^2 = 0,125 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

2. $v_1 - ?$

$$C_1(\text{NO}) = 40\% \cdot C(\text{NO})_{\text{вих.}} / 100\% = 0,4 \cdot 0,5 = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{викор.}}(\text{NO}) = (100\% - 40\%) \cdot 0,5 / 100\% = 0,3 \text{ моль/л, що дорівнює}$$

$$C_{\text{викорис.}}(\text{H}_2)$$

$$C_1(\text{H}_2) = C(\text{H}_2)_{\text{вих.}} - C_{\text{викорис.}}(\text{H}_2) = 1,0 - 0,3 = 0,7 \text{ моль/л}$$

$$v_1 = kC_1^2(\text{H}_2) \cdot C_1^2(\text{NO}) = 0,7 \cdot (0,2)^2 \cdot (0,7)^2 = 0,0137 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$$

Відповідь: $v_{\text{почат.}} = 0,125 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$; $v_1 = 0,0137 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$

У більшості випадків швидкість реакції збільшується у разі підвищення температури. Згідно з *правилом Вант-Гоффа*, під час збільшення температури на кожні 10 °C швидкість реакції збільшується в 2–4 рази, тобто

$$\gamma = \frac{v_{t+10}}{v_t} = \frac{k_{t+10}}{k_t} = 2 \div 4, \text{ або } \frac{v_{t2}}{v_{t1}} = \frac{\tau_{t1}}{\tau_{t2}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

де γ – *температурний коефіцієнт* швидкості реакції, який показує, у скільки разів підвищується швидкість реакції під час збільшення температури на кожні 10°.

Приклад 2. Визначити, в скільки разів збільшиться швидкість реакції у разі збільшення температури на 50 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 3.

Розв'язання. Згідно з правилом Вант-Гоффа, розрахуємо відношення швидкостей за збільшення температури:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{50}{10}} = 3^5 = 243.$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 243 рази.

Збільшення швидкості хімічної реакції під впливом специфічних речовин, кількість і якість яких не змінюється, називається *каталізом*. Речовини, які збільшують швидкість реакції, називаються *каталізаторами*, речовини, які уповільнюють реакції, – *інгібіторами*. Каталізатори беруть участь у реакції, але у результаті всіх перетворень залишаються у хімічно незмінному стані.

В основному хімічні реакції є оборотними, тобто можуть одночасно проходити в двох взаємно протилежних напрямках. Коли швидкості прямої та зворотної реакції стають рівними, в системі встановлюється *хімічна рівновага*, яка за цієї температури характеризується константою рівноваги (K_C або K_p). Так для реакції $aA + bB \leftrightarrow fF + dD$

константа рівноваги виражається рівнянням: $K_C = \frac{[F]^f [D]^d}{[A]^a [B]^b}$.

Принцип Ле Шательє стверджує, що якщо на систему, яка знаходиться в рівновазі, подіяти зовнішнім фактором, то в ній виникають процеси, що зменшують цей вплив.

Так зміна температури змінює K таким чином: підвищення її зміщує рівновагу у бік ендотермічної реакції, зниження – у бік екзотермічної. Зміна тиску зміщує рівновагу газових реакцій за $\Delta n \neq 0$: підвищення – в напрямку процесу, який супроводжується зменшенням числа молекул газів (об'єму), зниження – у бік збільшення числа молекул газів (об'єму).

Введення каталізаторів у рівноважну систему не може викликати зміщення рівноваги, тому що каталізатор, прискорюючи одночасно і пряму, і зворотну реакції, прискорює процес досягнення рівноваги.

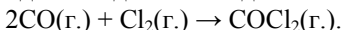
II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Хімічна кінетика»

1. Визначити, у скільки разів зміниться швидкість реакції за зміни температури від 70 до 30 °С. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3,5.

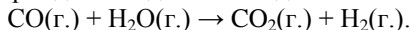
**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

2. Записати вираз для швидкості наведеної хімічної реакції:



Як зміниться швидкість наведеної реакції у разі підвищення концентрації кожної з реагуючих речовин у три рази?

3. Записати вираз для швидкості наведеної хімічної реакції:



Як зміниться швидкість наведеної реакції у випадку підвищення концентрації кожної з реагуючих речовин у три рази?

4. Швидкість хімічної реакції за температури 50 °С дорівнює 10 моль/(л·с). Визначити швидкість цієї реакції за температури 80 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює двом.

5. За підвищення температури на 30 °С швидкість реакції зросла в дев'ять разів. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції та енергію активації ($T_1 = 300 \text{ K}$).

6. На скільки градусів змінилась температура реакційної суміші, якщо швидкість реакції зросла у 81 раз за температурного коефіцієнта, який дорівнює трьом? Розрахувати E_A реакції.

**Алгоритм лабораторної роботи
Залежність швидкості реакції від концентрації
реагуючих речовин і температури**

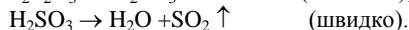
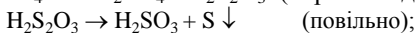
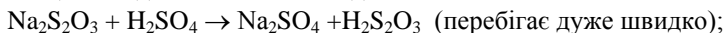
Прилади та реактиви: секундомір, термометр на 100 °С, термостат, піпетки, мірні пробірки, штатив з пробірками, шпатель, скляна паличка, розчини: сульфатної кислоти (2 н), натрію тіосульфату (0,01 М, 1 н.).

Дослідження кінетики хімічних процесів

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин і температури вивчається на прикладі взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою:



Реакція складається з таких стадій:



Швидкість сумарного процесу визначається другою стадією і фіксується по утворенню осаду сірки.

Порядок роботи:

1. П'ять пробірок помітити номерами 1, 2, 3, 4, 5 за допомогою маркера. Першу серію дослідів проводити за кімнатної температури t_1 .

2. Спочатку в п'ять пронумерованих пробірок послідовно налити дистильованої води заданого об'єму, вимірюючи ці об'єми мірною пробіркою з надписом «т». Далі додати розчин натрій тіосульфату, теж вимірюючи його задані об'єми пробіркою з надписом «т».

Необхідні об'єми розчинів зазначених речовин наведені в таблиці.

3. До розчину натрій тіосульфату в першій пробірці додати 3 мл розчину сульфатної кислоти (H_2SO_4), виміряного за допомогою мірної пробірки з надписом «к». Визначити за допомогою секундоміра термін часу з моменту приливання в пробірку розчину кислоти і до початку ледве помітного помутніння розчину (випадання осаду сірки).

Те ж саме послідовно зробити з іншими пробірками.

4. Записати температуру досліду t_1 в першу графу над стовбчиками 6, 7 таблиці. Результати дослідів для кожної концентрації тіосульфату (час перебігу реакції τ_1 і розраховану умовну швидкість $V_{\text{умов.}}$) занести в таблицю відповідно до номерів пробірок у стовпчики 6 та 7.

Таблиця 1

**Характеристика досліджуваних розчинів
та результати досліджень**

№ пробірки	Об'єми розчинів, мл			Температура, $t_1 =$		Температура, $t_2 =$		
	$Na_2S_2O_3$	H_2O	Концентрація $Na_2S_2O_3$ (умовна)	Об'єм H_2SO_4 , мл	час τ_1 , с	$V_{\text{умов.}} = \frac{100}{\tau_1}$, $с^{-1}$	час τ_2 , с	$V_{\text{умов.}} = \frac{100}{\tau_2}$, $с^{-1}$
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	2	8	1	3				
2	4	6	2	3				
3	6	4	3	3				
4	8	2	4	3				
5	10	0	5	3				

5. Накреслити графік (див. рис. 4) залежності швидкості реакції від концентрації $Na_2S_2O_3$.

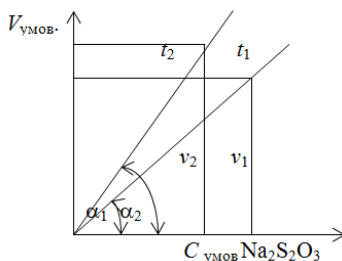


Рис. 4.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

$$K_1 = v_1 / c_1 = \operatorname{tg} \alpha \text{ (див. рис. 4.)}$$

Для цього на осі абсцис відкласти умовні концентрації експериментальних розчинів тіосульфату – $C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)_{\text{умов.}}$, а на осі ординат – відповідні їм швидкості реакції – $V_{\text{умов.}}$. На перехресті перпендикулярних прямих до цих величин отримуємо відповідні точки нашого графіка.

Лімітуючою стадією процесу є реакція першого порядку, тому графік являє собою пряму, яка проходить через початок координат. (Експериментально одержані точки повинні або всі знаходитись на прямій, або приблизно однакова їх кількість повинна знаходитись по різні боки від неї).

6. Знайти тангенс кута нахилу прямої до осі абсцис, і ця величина буде дорівнювати константі швидкості реакції K_1 за температури t_1 . (Для того, щоб знайти цю величину точніше, розмір графіка повинен бути не менше ніж половина сторінки).

7. Провести другу серію таких же дослідів, але за температури на 10° вище кімнатної (t_2). Для цього приготувати п'ять пробірок з розбавленими розчинами натрій тіосульфату (згідно з пунктом 2 порядку роботи). Помістити пробірки з розчинами в нагріту до вказаної температури водяну баню, витримати в ній не менше ніж 5 хвилин і виконати досліди, описані в п. 3 порядку роботи.

8. Накреслити графік залежності швидкості реакції від умовної концентрації і визначити константу швидкості K_2 для температури t_2 .

Взяти значення констант швидкості за двох температур і розрахувати температурний коефіцієнт швидкості реакції γ та енергію активації E_a :

$$\frac{K_2}{K_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad \begin{array}{l} \text{якщо } t_2 - t_1 = 10, \text{ то розрахунок ведемо за формулою } \gamma = \frac{K_2}{K_1}; \\ \text{якщо } t_2 - t_1 \neq 10, \text{ то будемо змушені вести розрахунок за} \\ \gamma = 10^{\frac{\lg(K_2 / K_1)}{(t_2 - t_1) / 10}}. \end{array}$$

Згідно з рівнянням Арреніуса: $K = A e^{-E_a/RT}$, звідки

$$E_a = 2,3 \cdot \lg \frac{K_2}{K_1} \cdot \frac{R \cdot T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1} \quad \text{Дж / моль},$$

$$(R = 8,3 \text{ Дж К}^{-1} \text{ моль}^{-1}).$$

Зробити висновки щодо кінетичних закономірностей перебігу хімічних процесів.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант 0

1. На скільки градусів необхідно підвищити температуру реакції, щоб її швидкість зростає в 729 разів? Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює трьом. Визначити енергію активації ($T_1 = 300 \text{ K}$).

2. Константа швидкості реакції за температури $25 \text{ }^\circ\text{C}$ дорівнює 1,4, а за температури $60 \text{ }^\circ\text{C}$ складає 9,9. Визначити константу швидкості цієї реакції за температури $45 \text{ }^\circ\text{C}$.

3. Реакція $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ відбувається в об'ємі 10 л. Склад рівноважної суміші: 14 г CO; 35,5 г CO ; 49,5 г COCl_2 . Розрахувати константу рівноваги реакції.

IV. Питання для самоконтролю

1. Що називається швидкістю хімічної реакції?
2. Наведіть математичний вираз миттєвої та середньої швидкості хімічної реакції.
3. Як описується залежність швидкості реакції від концентрацій реагуючих речовин для простих і складних реакцій?
4. Що таке порядок і молекулярність реакції? Коли вони тотожні?
5. Константа швидкості хімічної реакції.
6. Поясніть фізичний зміст константи швидкості реакції та назвіть фактори, від яких вона залежить.
7. Правило Вант-Гоффа. Рівняння Арреніуса. Поясніть зміст параметрів, які входять до їх складу. Чому швидкість реакції збільшується з підвищенням температури?
8. Що таке каталіз? Яка його суть? Укажіть роль ферментів у процесах життєдіяльності живих організмів.
9. Назвіть умови хімічної рівноваги та сформулюйте закон діючих мас для оборотних реакцій.

Практичне заняття № 9

Способи вираження складу розчинів

Навчальна мета: ознайомитися з методами розрахунку складу розчинів, розглянути приклади застосування даних розрахунків для практичних потреб під час приготування розчинів у фармацевтичній практиці.

Знати: характеристику кількісного складу розчинів.

Вміти: класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів, розраховувати склад розчинів; характеризувати кількісний склад розчинів; вміти готувати розчини із заданим кількісним складом.

I. Короткі теоретичні відомості

Кількісний склад розчину можна виразити концентрацією або часткою. *Концентрація* – це співвідношення неоднотипних величин. Вона має розмірність моль/л, г/л (об’ємні концентрації), або моль/г, моль/кг (масові концентрації). Відношення однотипних величин називається *часткою*. Частка – безрозмірна величина. Розглянемо деякі з цих характеристик.

1. Масова частка (ω_i) – це відношення маси m_i розчиненого i -го компонента до сумарної маси розчину Σm_i . Масову частку звичайно виражають у частках одиниці або у відсотках:

$$\omega_i = m_i / \Sigma m_i \quad \text{або} \quad \omega_i = m_i / \Sigma m_i \cdot 100 \% \quad (1).$$

2. Мольна частка (χ_i) – це відношення кількості молей речовини ν_i розчиненого i -го компонента до сумарної кількості молей речовин всіх компонентів розчину $\Sigma \nu_i$

$$\chi_i = \nu_i / \Sigma \nu_i \quad (2).$$

3. Молярна концентрація (молярність, C_M) – це відношення кількості речовини ν_i , розчиненого i -го компонента до об’єму розчину V , розмірність – моль/л:

$$C_M = \nu_i / V \quad (3).$$

Розчини з молярністю 1 і 0,1 моль/л називаються, відповідно, одномолярними, децимолярними тощо. Скорочено записують так: 1 M розчин NaOH, 0,1 M розчин HCl.

4. Молярна концентрація еквівалентів (нормальність, C_n) – це відношення кількості еквівалентів n_i розчиненого i -го компонента до об’єму розчину V , розмірність моль еkv/л:

$$C_n = n_i \text{ еkv} / V \quad (4).$$

Наприклад, розчини, які містять в 1 л 1 та 0,1 молів еквівалента розчиненої речовини, називаються однормальними (1 н.) та децинормальними (0,1 н.) відповідно. Згідно з законом еквівалентів, речовини реагують без залишку, якщо

$$C_{н1}V_1 = C_{н2}V_2. (5).$$

Це відношення використовується в об'ємному аналізі.

5. Молярна концентрація (молярність, C_m) – це кількість речовини v_i розчиненого i -го компонента в 1 кг розчинника, розмірність моль/кг розчинника.

$$C_m = v_i : \frac{1000}{m} = \frac{m_i}{M_i} \cdot \frac{1000}{m} \text{ моль/кг розчинника,} \quad (6),$$

де m_i і M_i – маса та молярна маса розчиненої речовини г, г/моль; $m/1000$ – маса розчинника, кг, 1000 – коефіцієнт перерахунку г у кг.

Приклад 1. Знайти маси води та мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необхідні для приготування одного літра розчину, що містить 8 % (мас.) безводної солі. Густина 8%-го розчину CuSO_4 дорівнює 1,084 г/мл.

Розв'язання:

1. Маса 1 л розчину ($m_{\text{р-ну}}$) – ?

$$m_{\text{р-ну}} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,084 = 1084 \text{ г.}$$

2. $m(\text{CuSO}_4)$ – ?

У цьому розчині міститься 8 % безводної солі, тому $m(\text{CuSO}_4) = 1084 \cdot 0,08 = 86,7 \text{ г.}$

3. $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$ – ?

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 249,7 \text{ г/моль; } M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \text{ г/моль.}$$

Масу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ визначаємо з пропорції:

$$249,7 \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ містять } 159,6 \text{ г } \text{CuSO}_4,$$

$$\text{а } X \text{ г} - 86,7 \text{ г } \text{CuSO}_4;$$

$$X = (249,7 \cdot 86,7) / 159,6 = 135,6 \text{ г.}$$

4. $m(\text{H}_2\text{O})$ – ?

Необхідна кількість води для розчину складає: $1084 - 135,6 = 948,4 \text{ г.}$

Відповідь: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 135,6 \text{ г, } m(\text{H}_2\text{O}) = 948,4 \text{ г.}$

Приклад 2. Визначити нормальність і молярність 15%-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$).

Розв'язання:

1. $m_{\text{р-н}}$ – ?

$$m_{\text{р-н}} = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,1 = 1100 \text{ г.}$$

2. $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – ?

Знайдемо масу сульфатної кислоти, що міститься у 1 л розчину:

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

100 г розчину містять 15 г H_2SO_4 ,

1100 г – X г H_2SO_4 ;

$$X = (1100 \cdot 15) / 100 = 165 \text{ г.}$$

3. $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – ?

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}; \quad C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = 165/98 = 1,68 \text{ моль/л.}$$

4. $C_H(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – ?

$$M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 49 \text{ г/моль}; \quad C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M_E} = 165/49 = 3,37 \text{ н.}$$

Відповідь: $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,68$ моль/л, $C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3,37$ н.

Приклад 3. У якій масі води треба розчинити 67,2 л HCl (н. у.), щоб отримати 9%-ий розчин HCl ?

Розв'язання

1. $v(\text{HCl})$ – ?

$$v = \frac{V}{V_M} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ моля.}$$

2. $m(\text{HCl})$ – ?

$$m(\text{HCl}) = v \cdot M = 3 \cdot 36,5 = 109,5 \text{ г.}$$

3. m_{p-n} – ?

100 г розчину містять 9 г HCl ,

$$X \text{ г} - 109,5 \text{ г HCl}; \quad X = \frac{109,5 \cdot 100}{9} = 1216,67 \text{ г.}$$

4. $m(\text{H}_2\text{O})$ – ?

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{p-ny} - m(\text{HCl}) = 1216,67 - 109,5 = 1107,17 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{H}_2\text{O}) = 1107,17$ г.

Приклад 4. Скільки мілілітрів 96%-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) необхідно для приготування 1 л 0,25 н. розчину?

Розв'язання

1. $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – ?

Знаходимо масу H_2SO_4 у заданому розчині:

$$M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = M/2 = 49 \text{ г/моль}; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \cdot 49 = 12,25 \text{ г.}$$

2. m_{p-ny} – ?

Знаходимо масу вихідного розчину, необхідну для виготовлення 1 л 0,25 н. розчину:

100 г концентрованого розчину – 96 г H_2SO_4 ,

X г – 12,25 г H_2SO_4 ;

$$X = 100 \cdot 12,25 : 96 = 12,76 \text{ г.}$$

3. V_{p-n} – ?

Визначаємо об'єм вихідного розчину: $V_{p-n} = \frac{m_{p-ny}}{\rho}$; $V = 12,76 : 1,84 = 6,94$ мл.

Відповідь: для приготування 1 л 0,25 н. розчину H_2SO_4 необхідно взяти 6,94 мл 96 %-го розчину H_2SO_4 і довести об'єм розчину до 1 л водою.

II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Способи вираження складу розчинів»

1. До розчину нітратної кислоти об'ємом 300 мл і масовою часткою HNO_3 12 % ($\rho = 1,1$ г/см³) додали воду об'ємом 500 мл. Для отриманого розчину розрахувати масову частку HNO_3 , молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, молярність, титр, молярні долі нітратної кислоти й води.

2. Обчислити мольні частки глюкози $C_6H_{12}O_6$ та води в розчині з масовою часткою глюкози 36 %.

3. Водний розчин містить 577 г H_2SO_4 в 1 л. Густина розчину 1335 кг/м³. Обчислити масову частку (%) H_2SO_4 у розчині, а також молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента.

4. Обчислити молярну концентрацію еквівалента, молярну концентрацію і молярність розчину, в якому масова частка $CuSO_4$ дорівнює 10 %. Густина розчину складає 1107 кг/м³.

Алгоритм лабораторної роботи

Дослідження процесів розчинення та визначення концентрацій розчинів

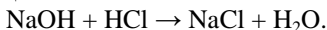
Дослід 1. Визначення теплового ефекту розчинення

У дві пробірки налити по 3 мл води та виміряти температуру води в цих пробірках. В одній пробірці розчинити 3 г натрій гідроксиду, в другій – 3 г натрій нітрату. Під час розчинення слідкувати за зміною температури в обох пробірках до досягнення максимальної або мінімальної температури розчину. Дані досліді записати в таблицю:

Речовина	Початкова температура води	Температура отриманих розчинів	Δt	Висновки
NaOH				
NaNO ₃				

Дослід 2. Визначення молярної концентрації еквівалента лугу методом титрування.

Для знаходження молярної концентрації еквівалента лугу використовують реакцію нейтралізації розчину лугу розчином кислоти з точно визначеною молярною концентрацією еквівалента кислоти. Наприклад, таку реакцію:



Суть методу полягає в тому, що точно замірюють об'єм кислоти, який необхідно додати до визначеного об'єму розчину лугу, щоб кількісно провести реакцію нейтралізації – в кінці реакції не повинно zostатись ні надлишку кислоти, ні лугу. Для розрахунків використовують формулу (5):

$$C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = C_{\text{H}}(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}).$$

Порядок роботи

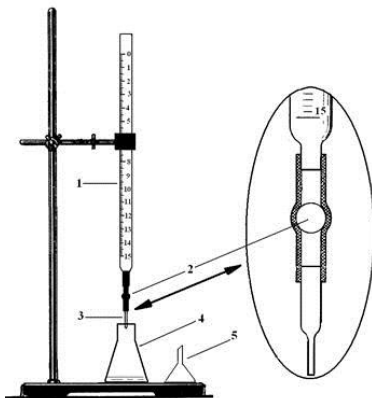


Рис. 5.

1. Складають прилад для титрування. Споліскують піпетку розчином лугу та відбирають нею 10 мл розчину лугу, який переносять в конічну колбу (4) для титрування. В розчин добавляють 2–3 краплі розчину фенолфталеїну (розчин при цьому стає малиновим).

2. Бюретку (1) заповнюють розчином 0,1 н. HCl.

3. Конічну колбу для титрування підставляють під бюретку і поступово додають в колбу по 2–3 краплі кислоти, інтенсивно перемішуючи рідини колби. Кислоту додають до тих пір, доки не зникне забарвлення розчину в конічній колбі. Об'єм розчину кислоти, який затрачений на реакцію нейтралізації, вимірюють по нижньому меніску бюретки з точністю 0,02–0,03 мл.

4. Титрування повторюють не менше трьох разів та знаходять середнє значення об'єму кислоти (мл):

$$1 \text{ титрування} \quad V_1(\text{HCl}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$2 \text{ титрування} \quad V_2(\text{HCl}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$3 \text{ титрування} \quad V_3(\text{HCl}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$V(\text{HCl})_{\text{середнє}} = 1/3 [V_1(\text{HCl}) + V_2(\text{HCl}) + V_3(\text{HCl})].$$

За формулою (4), обчислити молярну концентрацію еквівалента лугу:

$$C_{\text{H}}(\text{NaOH}) = \frac{C_{\text{H}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} = \frac{V(\text{HCl}) \cdot 0,1}{10} = .$$

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Приклад індивідуального завдання

Варіант № 0

1. Обчислити кількість кристалогідрату цинк сульфату $\text{ZnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, яку потрібно розчинити в 240 г води, щоб одержати 10 %-й розчин цинк сульфату.

2. Обчислити об'єм сульфур (VI) оксиду (н. у.), який потрібно розчинити в 879 г води, щоб утворився 5 %-й розчин сульфатної кислоти.

3. Визначити молярну концентрацію розчину, що утворений у результаті розчинення сульфату натрію масою 43,4 г у воді масою 450 г, якщо густина цього розчину дорівнює 1,09 г/мл.

4. Яка кількість мілілітрів 10 %-го розчину H_2SO_4 ($\rho=1,06 \text{ г/см}^3$) необхідна для приготування 8 л 0,2 н. розчину?

IV. Питання для самоконтролю

Дайте визначення способам вираження складу розчинів (концентрації, частці), вкажіть способи їх вираження, літерні позначення та розмірність.

Практичне заняття № 10

Приготування розчинів заданої концентрації

Навчальна мета: ознайомитися з методами розрахунку складу розчинів та методиками їх приготування. Розглянути приклади застосування даних розрахунків для практичних потреб під час приготування розчинів у фармацевтичній практиці.

Знати: способи визначення точних концентрацій розчинів, способи титрування.

Вміти: розраховувати і готувати молярні розчини та молярні розчини еквівалентів солей, кислот, лугів, готувати розчини за точно взятою наважкою, готувати розчини за приблизно взятою наважкою, готувати точний розчин кислоти із концентрованого.

I. Короткі теоретичні відомості

Масова частка – це маса розчиненої речовини в 100 г розчину. Наприклад, розчин з масовою часткою хлориду кальцію 5 % містить 5 г хлориду кальцію в 100 г розчину. Оскільки маса розчину дорівнює сумі мас розчинника та розчиненої речовини, то в наведеному прикладі кожен 100 г розчину містять 5 г кальцію хлориду та 95 г води. Масову частку розчину позначають літерою ω і виражають у частках одиниці або у відсотках. На практиці найчастіше застосовують відсотки.

Зв'язок між масовою часткою ω , масою розчиненої речовини m_1 та масою розчину m_2 виражають формулою:

$$\omega = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100 \% . \quad (1).$$

Вираз концентрації розчину за допомогою масової частки широко застосовується у фармацевтичній практиці. Масова частка належить до технічних концентрацій. Так на виробництві сульфатну, нітратну та хлоридну кислоти одержують у вигляді концентрованих розчинів з масовими частками 96, 63 та 37 % відповідно.

Молярна концентрація (молярність, C_M) – це відношення кількості речовини (v_i) розчиненого i -го компонента до об'єму розчину V , розмірність – моль/л:

$$C_M(i) = \frac{v_i}{V} = \frac{m_i}{M_i \cdot V} . \quad (2).$$

де m_i і M_i – маса та молярна маса i -ої розчиненої речовини; V – об'єм розчину, л; v_i – кількість i -ої речовини, що розчинена.

Співвідношення $C_M = \nu / V$ – показує, що молярна концентрація є відношенням кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.

Молярну концентрацію позначають:

1M – одномолярний розчин ($C_M = 1$ моль/л);

0,1 M – децимолярний розчин ($C_M = 0,1$ моль/л);

0,01 M – сантимольярний розчин ($C_M = 0,01$ моль/л);

0,001 M – мілімолярний розчин ($C_M = 0,001$ моль/л).

Молярна концентрація еквівалента (еквівалентна або нормальна концентрація) C_H показує кількість n моль еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1л розчину:

$$C_H = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_E} \cdot \frac{1}{V}, \quad (3).$$

де M_E – еквівалентна маса розчиненої речовини.

Зі співвідношення $C_H = n/V$ випливає, що молярна концентрація еквівалента визначається відношенням числа моль-еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину. Наприклад, 1н. розчин сульфатної кислоти містить 1 моль-еквівалент H_2SO_4 , або 49 г в 1 л розчину; 0,01н. – 0,01 моль-еквівалент, або 0,49 г H_2SO_4 в 1 л розчину. *Особливістю розчинів з молярною концентрацією еквівалентів є те, що розчини з однаковою концентрацією реагують між собою в рівних об'ємах, оскільки містять рівні кількості моль-еквівалентів.* Якщо розчини мають різні концентрації, то, відповідно до закону еквівалентів, їхні об'єми обчислюють зі співвідношення

$$C_{H1} \cdot V_1 = C_{H2} \cdot V_2 \text{ або } \frac{C_{H1}}{C_{H2}} = \frac{V_2}{V_1}, \quad (2).$$

де V_1, V_2 – об'єми розчинів реагуючих речовин; C_{H1}, C_{H2} – молярні концентрації еквівалентів цих розчинів.

Титр розчину (T) показує, скільки грамів або міліграмів розчиненої речовини міститься в 1 мл розчину. Одиниці виміру – г/мл або мг/мл:

$$T = \frac{m}{V}.$$

Так якщо в 1 л розчину міститься 40 г натрію гідроксиду, то титр цього розчину дорівнює:

$$T = \frac{40}{1000} = 0,0400 \text{ г/мл}.$$

Між титром та молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{C_H \cdot M_E}{1000}.$$

II. Практична частина

Розрахунки наважок речовин, які необхідні для приготування розчинів певної концентрації

Розрахунки розчинів з певною масовою часткою розчиненої речовини

Приклад 1. Яку масу солі і води необхідно взяти для приготування 800 г фізіологічного розчину (розчину натрію хлориду з масовою часткою основної речовини 0,9 %).

Розв'язання

1. $m(\text{NaCl}) - ?$

Згідно з формулою (1),

$$m(\text{NaCl}) = m(\text{розчину}) \cdot \omega(\text{NaCl})/100 \% = 800 \cdot 0,9 / 100 = 7,2 \text{ г.}$$

2. $m(\text{води}) - ?$

$$m(\text{води}) = m(\text{розчину}) - m(\text{NaCl}) = 800\text{г} - 7,2 \text{ г} = 792,8 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{NaCl})=7,2 \text{ г}$, $m(\text{води})= 792,8 \text{ г}$.

Розрахунки розчинів певної молярної концентрації

Приклад 2. Обчислити масу натрій сульфату, яку необхідно взяти для приготування 100 мл 0,25 М розчину цієї солі.

Розв'язання

1. $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) - ?$

Знаходимо масу Na_2SO_4 у заданому розчині:

$$C_M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M \cdot V},$$

звідси

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = C_M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,25 \cdot 142 \cdot 0,1 = 3,55 \text{ г.}$$

Відповідь: Для приготування 100 мл 0,25 М розчину Na_2SO_4 необхідно взяти 3,55 г солі і довести об'єм розчину до 100 мл водою.

Алгоритм лабораторної роботи

Техніка приготування розчинів заданої концентрації

Прилади та реактиви: терези, набір ареометрів, мірний циліндр об'ємом 100 мл, годинникове скло, хімічні стакани об'ємом 100 мл, мірні колби об'ємом 100 мл та 50 мл, скляна паличка, натрію хлорид кристалічний, натрію карбонат кристалічний, магнію хлорид кристалічний, алюмінію хлорид кристалічний, натрію нітрат кристалічний, дистильована вода, розчини: сульфатної кислоти (10 %), фіксанал з натрію хлоридом для приготування 0,1М розчину.

Порядок виконання роботи

Розчини реактивів готують, використовуючи декілька загальних прийомів, що гарантують безпеку роботи.

1. Розраховують за відповідними формулами наважку (в г) твердого або рідкого реактиву. Для твердої речовини враховується кристалізаційна вода, для рідкого – густина.

2. Тверді речовини для прискорення розчинення до зважування подрібнюють у фарфоровій ступці.

3. Речовини зважують у спеціальній тарі – скляних боксах, на годинниковому склі або в хімічному стакані. Зважений реактив переносять в посуд для розчинення, а шматочки, які прилипли до тари, змивають розчинником у посуд. Рідкі речовини відмірюють за допомогою сухих чистих мензурок, циліндрів, мірних колб, бюреток і піпеток.

4. Розчинення речовин здійснюють у хімічних стаканах або колбах, доливши спочатку невеликий об'єм (менше половини) розчинника, прискорюючи розчинення коловими рухами або скляною паличкою. За необхідності розчин підігрівають на водяній бані. Після повного розчинення і охолодження доливають розчинник до необхідного об'єму.

5. Точну наважку речовини, яку розчиняють, переносять у мірну колбу певного об'єму через лійку. Лійку добре промивають дистильованою водою, наливаючи у колбу 1/3 її ємності і проводять розчинення. За необхідності воду доливають. Після повного розчинення речовини колбу заповнюють водою до рівня, що на 0,5 см нижче риски, а потім піпеткою до зміщення нижнього краю меніска рідини з рисою на колбі.

Техніка приготування розчинів за точно взятою наважкою

1. Сполосніть багаторазово мірну колбу водою з-під крана.
2. Сполосніть мірну колбу 3–4 рази дистильованою водою.
3. Зважте на аналітичних терезах на годинниковому склі або в бюксі розраховану наважку речовини, яку треба розчинити.

4. Акуратно висипте зважену речовину в мірну колбу через суху лійку.

5. Змийте залишки (з годинникового скла чи з бюкса) промивалкою в лійку дистильованою водою.

6. Обмийте внутрішні стінки лійки і зовнішню частину трубки, трохи її піднявши.

7. Стежте за тим, щоб загальна кількість води для змивання з годинникового скла чи бюкса займала не більше половини колби.

8. Закрийте колбу пробкою.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

9. Перемішуйте вміст обережними обертальними рухами (*не перевертаючи колбу!*) до повного розчинення наважки.

10. Доведіть вміст колби дистильованою водою до позначки: налейте з промивалки воду приблизно на 1 см нижче від позначки, покладіть колбу так, щоб позначка була на рівні очей, обережно по краплинах додавайте воду доти, поки нижня частина меніска не торкнеться позначки на шийці колби.

11. Закрийте добре колбу пробкою і перемішайте 12–15 разів.

Техніка приготування розчинів кислот, лугів і солей з фіксаналу

1. Вкладіть лійку в чисто помиту мірну колбу (якщо в ампулі суха речовина, то лійка теж повинна бути сухою).

2. Вкладіть у лійку спеціальний скляний бойок, сполосніть дистильованою водою.

3. Протріть ампулу спиртом, для того щоб зняти напис, і обмийте її дистильованою водою.

4. Розмістіть ампулу в лійці так, щоб вона тонким увігнутим усередину дном торкалася бойка.

5. Пробийте скляною паличкою із загостреним кінцем збоку отвір в ампулі, де є заглибина. Вміст ампули потрапляє через лійку в колбу.

6. Обмийте з промивалки стінки ампули дистильованою водою через цей отвір (багаторазово, маленькими порціями).

7. Сполосніть лійку і бойок.

8. Підніміть лійку і обмийте зовнішню частину трубки.

9. Обмийте верхню частину шийки мірної колби.

10. Стежте за тим, щоб кількість води в мірній колбі до кінця цих операцій не перевищувала $\frac{2}{3}$ об'єму колби!

11. Перемішайте обережно обертальними рухами вміст колби.

12. Доведіть вміст колби дистильованою водою до позначки: налейте з промивалки воду приблизно на 1 см нижче від позначки, покладіть колбу так, щоб позначка була на рівні очей, обережно по краплинах додавайте воду доти, поки нижня частина меніска не торкнеться позначки на шийці колби.

13. Закрийте добре колбу пробкою і її вміст перемішайте 12–15 разів.

III. Виконання індивідуального завдання згідно з наданим варіантом.

Приклад наданого варіанта завдання

Варіант № 0

1. Зробити розрахунки за формулою (1) і приготувати 50 г розчину натрій нітрату з масовою часткою розчиненої речовини 3,0 %.
2. Зробити розрахунки за формулою (2) і приготувати 100 мл 0,03 М розчину натрій нітрату.

IV. Питання для самоконтролю

1. Що таке розчин?
2. Як поділяють розчини за агрегатним станом?
3. Що таке розчинник, розчинювана речовина?
4. Який процес називається розчиненням? Поясніть суть процесу розчинення.
5. Який розчин називається насиченим? Ненасиченим?
6. Які речовини вважають добре розчинними, малорозчинними, практично нерозчинними?
7. Як впливають температура і тиск на розчинність твердих, рідких та газоподібних речовин?
8. Яке значення мають розчини в житті людей?
9. Які ви знаєте способи вираження складу розчинів?
10. Що таке титр?

Практичне заняття № 11

Колігативні властивості розчинів

Мета: формування у студентів знань про колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів, розуміння їх фізико-хімічних закономірностей, що лежать в основі процесів життєдіяльності людини.

Знати: колігативні властивості розведених розчинів неелектролітів. Взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів. Кріометрія, ебуліометрія, осмометрія, їх застосування в медико-біологічних дослідженнях. Роль осмосу в біологічних системах. Осмотичний тиск плазми крові. Онкотичний тиск. Плазмоліз та гемоліз.

Вміти: класифікувати властивості розчинів неелектролітів та електролітів, аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями та концентрацією розчинів.

I. Короткі теоретичні відомості

Розчини, утворення яких з компонентів не супроводжується фізико-хімічними явищами (зміною об'єму системи, тепловими ефектами тощо), називають *ідеальними*. Властивості ідеальних розчинів не залежать від природи розчиненої речовини, а визначаються лише кількістю розчинених частинок, тому мають назву *колігативних*. До моделі ідеального розчину наближаються розбавлені розчини неелектролітів (розбавлені розчини глюкози, білків у воді тощо).

Залежність властивостей розбавлених розчинів неелектролітів від концентрації виражається такими рівняннями:

1. Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини (I закон Рауля):

$$\Delta P = P_0 \frac{n}{N + n}; \quad \Delta P = P_0 - P_1,$$

де P_1 – парціальний тиск насиченої пари розчинника над розчином; P_0 – тиск насиченої пари над чистим розчинником; n – кількість моль розчиненої речовини; N – кількість моль розчинника.

2. Зниження температури кристалізації розчину і підвищення температури кипіння розчину пропорційні моляльній концентрації розчиненої речовини (II закон Рауля):

$$\Delta t_{\text{кр.ст.}} = K_{\text{кр.ст.}} \cdot C_m, \quad \Delta t_{\text{кр.ст.}} = \frac{K_{\text{кр.ст.}} \cdot 1000 m_i}{m M_i}, \quad \Delta t_{\text{кнп.}} = K_{\text{еб.}} \cdot m, \quad \Delta t_{\text{кнп.}} = \frac{K_{\text{еб.}} \cdot 1000 m_i}{m M_i},$$

де $\Delta t_{\text{кр.ист.}}$ – зниження температури кристалізації; $\Delta t_{\text{кр.п.}}$ – підвищення температури кипіння; $K_{\text{кр.}}$ – криоскопічна стала розчинника; $K_{\text{еб.}}$ – ебуліоскопічна стала розчинника; C_m – молярна концентрація розчиненої речовини; m_i – маса розчиненої речовини, г; m – маса розчинника, г; M_i – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

3. Осмотичний тиск розчину визначають згідно з законом Вант-Гоффа:

$$P_{\text{осм.}} = C_M RT, \quad P_{\text{осм.}} = \frac{nRT}{V},$$

де C_M – молярна концентрація розчину, моль/л; R – універсальна газова стала 8,31 Дж/(моль·К); T – температура, К; n – кількість речовини, що розчинена, моль; V – об'єм розчину, л.

Багато біологічних процесів (тургор, плазмоліз, гемоліз) пов'язані з осмосом завдяки наявності в клітинах так званих біологічних мембран. У медичній практиці знаходять застосування:

а) ізотонічні розчини (осмотичний тиск їх однаковий з осмотичним тиском плазми крові). Загальний нормальний осмотичний тиск плазми крові дорівнює $7 \cdot 10^6 \dots 8 \cdot 10^6$ Па;

б) гіпотонічні (осмотичний тиск гіпотонічних розчинів менше осмотичного тиску плазми крові);

в) гіпертонічні (осмотичний тиск гіпертонічних розчинів більше осмотичного тиску плазми крові).

Ізотонічні розчини не викликають зміни об'єму клітини, тому вони широко застосовуються в медичній практиці для відшкодування втрат крові і підвищення кров'яного тиску, а також у разі зневоднення організму (наприклад, під час опіків, сильної блювоти використовують 0,9 % водний розчин натрію хлориду і 5 % розчин глюкози).

Плазмоліз – відшарування цитоплазми від оболонки клітини в гіпертонічному розчині.

Гемоліз – руйнування (розчинення) червоних тілець в гіпотонічному розчині.

Тургор – стан напруги тканин, напруженість і еластичність тканини, яка змінюється залежно від її фізіологічного стану.

Усі описані закони відносяться до дуже розбавлених ідеальних розчинів. Застосування їх до реальних розчинів обмежена тим більшою мірою, чим вище концентрація розчину.

Приклад 1. Розчин камфори масою 0,552 г в етері масою 17 г закипає за температури на $0,461^\circ$ вищій, ніж температура кипіння чистого етеру. Ебуліоскопічна константа етеру $K_{\text{еб}} = 2,16$ °С. Визначити молярну масу камфори.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

Розв'язання:

Використаємо ебуліоскопічний закон Рауля $\Delta t = K_{\text{еб}} \cdot C_m = \frac{K_{\text{еб}} \cdot 1000 m_i}{m M_i}$,

де m_i і m – маси камфори та етеру відповідно, M_i – молярна маса камфори;
звідки

$$M = \frac{K_{\text{еб}} \cdot 1000 m_i}{\Delta t_{\text{кип}} \cdot m} = \frac{2,16 \cdot 1000 \cdot 0,552}{0,461 \cdot 17} = 155,14 \text{ г/моль.}$$

Відповідь: молярна маса камфори дорівнює 155,14 г/моль.

Приклад 2. Розчин, у 100 мл якого міститься 2,3 г речовини за 298 К, має осмотичний тиск 618,5 кПа. Визначити молярну масу речовини.

Розв'язання:

1. C_M (речовини) – ?

Згідно з законом Вант-Гоффа, запишемо $P_{\text{осм.}} = C_M RT$, звідки

$$C_M = P_{\text{осм.}} / RT = 618,5 \cdot 10^3 / 8,3 \cdot 298 = 250 \text{ моль/м}^3 = 0,25 \text{ моль/л,}$$

$$\left[\frac{\text{Дж} \cdot \text{моль} \cdot \text{К}}{\text{м}^3 \cdot \text{Дж} \cdot \text{К}} = \frac{\text{моль}}{\text{м}^3} \right]$$

2. M (речовини) – ?

Складемо пропорції:

100 мл – 2,3 г;

1000 мл – x г, $x = 23$ г.

23 г – 0,25 моля;

x_1 – 1 моль, $x_1 = 92$ г/моль.

Відповідь: молярна маса речовини дорівнює 92 г/моль.

II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Колігативні властивості розчинів»

1. Визначити осмотичний тиск розчину, що містить 16 г цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 350 г H_2O за 273 К. Густина розчину дорівнює одиниці.

2. В 1 мл розчину міститься 10^{18} молекул розчиненого неелектроліту. Визначити осмотичний тиск розчину за 298 К.

3. За якої температури повинні замерзати розчини, утворені розчиненням у воді об'ємом 400 мл:

а) цукрози масою 20,52 г;

б) глюкози масою 14,4 г, якщо $K_{\text{кр.}}(H_2O) = 1,86$.

4. За якої температури повинен кипіти розчин, що містить неелектроліт кількістю 0,062 моля у воді об'ємом 200 мл за $K_{\text{сб.}}(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$?

Алгоритм лабораторної роботи

Дослідження колігативних властивостей розчинів

Прилади та реактиви: набір термометрів, криоскоп, терези, мірні піпетки на 5 мл, набір ареометрів, мірний циліндр об'ємом 50 мл, хімічний стакан об'ємом 100 мл, мірні колби об'ємом 100 мл та 50 мл, скляна паличка, глюкоза (крист.), кристалічний $\text{NaCl}_{\text{техн.}}$, вода дистильована, 0,2 % та 0,9 % розчини NaCl .

Дослід 1. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини криоскопічним методом

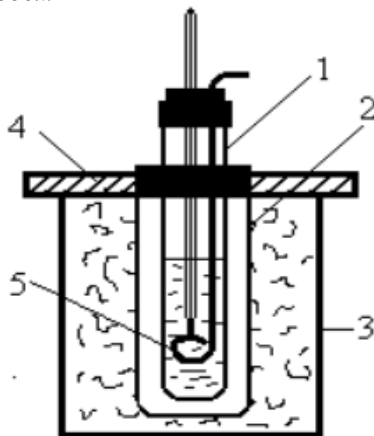


Рис. 6.

Хід роботи: Робота виконується в криоскопі.

1. Провести налаштування термометра.
2. Заповнити склянку (3) криоскопу охолоджуючою сумішшю льоду з сіллю NaCl .
3. Відміряти 25 мл розчинника за вказівкою викладача і залити в робочу пробірку (1).
4. Занурити термометр у пробірку і разом з колбою (2) опустити через отвір у кришці (4) в охолоджуючу суміш.
5. Стежити за показаннями термометра, одночасно перемішуючи рідину мішалкою (5), щоб уникнути переохолодження.

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

6. Відзначити температуру випадання перших кристалів чистого розчинника. Цю операцію повторити три рази і взяти середнє значення температури кристалізації (t_1).

7. Взяти наважку досліджуваної речовини (0,5 г).

8. Вийняти пробірку з розчинником, що закристалізувався, з охолоджувальної суміші.

9. Розплавити кристали розчинника, нагріваючи пробірку рукою.

10. Внести наважку досліджуваної речовини в розчинник, ретельно перемішати до повного розчинення.

11. Визначити температуру замерзання розчину (t_2), зафіксувавши три рази температуру випадання кристалів з розчину.

12. Знайти пониження температури замерзання розчину порівняно з чистим розчинником: $\Delta t_{\text{кр.ст.}} = t_2 - t_1$.

Обчислити молекулярну масу досліджуваної речовини за рівнянням:

$$M(i) = K_{\text{кр.}} \cdot m(i) \cdot 1000 / \Delta t_{\text{кр.ст.}} \cdot m,$$

де $K_{\text{кр.}}$ – криоскопічна постійна, для води – 1,86; $m(i)$ – маса досліджуваної речовини; m – маса води; $\Delta t_{\text{кр.ст.}}$ – зниження температури замерзання розчину.

13. Отримані дані занести в таблицю:

№ вимірювання	Температура кристалізації		Δt	M
	розчинника	розчину		

Дослід 2. Гемоліз еритроцитів

Хід роботи:

Беруть 3 пробірки. В першу наливають піпеткою 3 мл дистильованої води, в другу – 3 мл розчину хлориду натрію з масовою часткою NaCl 0,2 %, в третю – 3 мл розчину хлориду натрію з масовою часткою NaCl 0,9 %.

У кожену пробірку вносять по 2 краплі крові і струшують. Через пів години відзначають, в яких пробірках стався гемоліз еритроцитів. Роботу оформлюють у вигляді таблиці.

Вміст пробірки	Спостереження	Висновок (присутність або відсутність гемолізу)
3 мл H ₂ O + 2 краплі крові		
3 мл р-ра NaCl с $\omega = 0,2\%$ + 2 краплі крові		
3 мл р-ра NaCl с $\omega = 0,9\%$ + 2 краплі крові		

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом
Варіант № 0

1. Визначити осмотичний тиск розчину, що містить 16 г цукрози $C_{12}H_{22}O_{11}$ у 350 г H_2O за 273 К. Густина розчину дорівнює одиниці.
2. За якої температури буде замерзати водний розчин етилового спирту, якщо масова частка C_2H_5OH $\omega = 10\%$? $K_{кр.}(H_2O) = 1,86$.
3. Визначити масу цукрози, яку треба розчинити у воді об'ємом 100 мл, щоб знизити температуру її замерзання на $1\text{ }^\circ\text{C}$; підвищити температуру кипіння на $1\text{ }^\circ\text{C}$, якщо $K_{кр.}(H_2O) = 1,86$; $K_{еб.}(H_2O) = 0,516$.
4. За температури $25\text{ }^\circ\text{C}$ осмотичний тиск розчину, що містить 2,80 г високо-молекулярної сполуки у 200 мл розчину, дорівнює 0,70 кПа. Визначити молярну масу розчиненої речовини.

IV. Питання для самоконтролю

1. Що називається тиском насиченої пари? Як він міняється над розчином зі збільшенням концентрації нелеткого неелектроліту?
2. Які розчини називаються ідеальними? Сформулювати закони ідеальних розчинів.
3. Наведіть математичні вирази законів ідеальних розчинів.
4. Який фізичний зміст ебуліоскопічної та криоскопічної констант?
5. Що таке напівпрониклі мембрани? Наведіть приклади таких мембран.
6. Що таке дифузія? Наведіть визначення осмосу та осмотичного тиску. Які існують методи визначення осмотичного тиску?
7. Що таке плазмоліз, гемоліз, тургор. Як це пов'язано зі співвідношенням осмотичних тисків систем?

Практичне заняття № 12

Теорія сильних і слабких електролітів.

Рівновага в розчинах малорозчинних електролітів

Навчальна мета: опанувати теорію електролітичної дисоціації, причини розподілу речовин на сильні та слабкі електроліти; пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей у загальному гомеостазі організму.

Знати: фізико-хімічні основи розчинів електролітів; електроліти в організмі людини; закономірності водно-електролітного балансу – необхідної умови гомеостазу: умови утворення та розчинення осадів, визначення зміщення іонних рівноваг.

Вміти: характеризувати властивості розчинів сильних та слабких електролітів.

I. Короткі теоретичні відомості

Згідно з *теорією електролітичної дисоціації* (Сванте Арреніус, 1887 р.), *електроліти* (речовини здебільше з іонною структурою або з молекулярною зі значною полярністю зв'язку – солі, луги та кислоти), на відміну від *неелектролітів* (речовин з молекулярною структурою), під час розчинення в полярному розчиннику (H_2O , NH_3) розпадаються на заряджені частинки – іони. Наприклад:



Висновок: *електролітами* називаються сполуки, які під час розчинення (плавлення) розпадаються (дисоціюють) на іони, і ці розчини (розплави) у разі накладення різниці потенціалів проводять електричний струм.

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є *ступінь дисоціації електроліту* в розчині. *Степінь дисоціації* α – це відношення числа молекул n , що розпалися на іони, до загальної кількості розчинених молекул n_0 :

$$\alpha = \frac{n}{n_0}; \text{ або } \alpha = \frac{n}{n_0} \cdot 100 \%$$

(α виражається у частках або у відсотках).

Залежно від чисельного значення α електроліти розділяють на *сильні* та *слабкі*. До сильних електролітів відносять майже всі розчинні солі. Із кислот (табл 1.) – сульфатна, нітратна, хлоридна, хлоратна,

перхлоратна; з основ – розчинні основи металів першої та другої групи NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂. Ступінь дисоціації їх $\alpha > 30\%$.

Таблиця 1

Приклади сильних та слабких електролітів

Сильні, $\alpha > 30\%$.		Слабкі, $\alpha < 3\%$.	
у розчині практично існують тільки іони		у розчині присутні здебільшого молекули і дуже мало іонів	
кислоти	розчинні основи (луги)	кислоти	основи (нерозчинні)
HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , H ₂ SeO ₄ HClO ₃ , HClO ₄ , HNO ₃	KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Sr(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ ,	HF, CH ₃ COOH, H ₂ S, H ₂ CO ₃ , HCN, HClO, HNO ₂ тощо	NH ₄ OH, Zn(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Cr(OH) ₃ , Cu(OH) ₂ тощо

Процес електролітичної дисоціації слабких електролітів зручніше характеризувати константою хімічної рівноваги, яку в цьому випадку називають *константою дисоціації*.

Так для реакції $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$, відповідно до закону діючих мас, константа дисоціації K_d дорівнює:

$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]},$$

де $[A^+]$, $[B^-]$, $[AB]$ – рівноважні молярні концентрації вихідної та кінцевих речовин.

На відміну від ступеня дисоціації константа дисоціації залежить тільки від температури та природи електроліту.

Якщо вихідна концентрація AB дорівнює C , а ступінь дисоціації – α , тоді $\alpha = [A^+]/C$ або $\alpha = [B^-]/C$, тому рівноважні концентрації складатимуть: $[A^+] = [B^-] = \alpha C$, а $[AB] = (1-\alpha)C$. Звідси

$$K_d = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{(1-\alpha)C} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha},$$

де $(1-\alpha)$ – кількість недисоційованих молекул речовини.

Отримане співвідношення називається *законом розбавлення Оствальда*, який показує зв'язок між константою дисоціації та ступенем дисоціації. Для слабких електролітів $\alpha < 1$, тоді

$$K_d = \alpha^2 C, \text{ звідки } \alpha = \sqrt{K_d / C}.$$

Приклад 1. Розрахувати концентрацію іонів Гідрогену у 0,02 M розчині мурашиної кислоти, для якої $K_d = 2 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язання:

$[H^+] - ?$

Мурашина кислота є слабкою. Тому для процесу її дисоціації $HCOOH \leftrightarrow H^+ + HCOO^-$ маємо $[H^+] = [HCOO^-] = C\alpha$.

За законом Оствальда $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}$, тоді

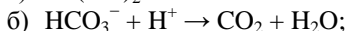
$$[H^+] = C \sqrt{\frac{K_d}{C_M}} = \sqrt{K_d \cdot C_M} = \sqrt{2 \cdot 10^{-4} \times 2 \cdot 10^{-2}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: концентрація іонів Гідрогену у розчині складає $2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Колігативні властивості розчинів»

1. Скласти по два молекулярні рівняння до кожного з іонно-молекулярних рівнянь:



2. Константа дисоціації нітритної кислоти становить $5,4 \cdot 10^{-4}$. Знайти ступінь дисоціації кислоти в 0,01M розчині і концентрацію іонів водню H^+ .

3. Знайти молярну концентрацію оцтової кислоти, якщо її ступінь дисоціації в розчині становить 0,01. За якої концентрації ступінь дисоціації оцтової кислоти зросте в 2 рази? $K(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

4. Знайти константу дисоціації слабкої одноосновної кислоти, якщо у 0,01 M розчині її рН = 4.

5. Знайти константу дисоціації слабкої одноосновної кислоти, якщо у 0,01 M розчині її рН = 4.

6. Константа дисоціації HF $K_d = 7,4 \cdot 10^{-4}$. Визначити ступінь дисоціації та концентрацію іонів водню в 0,3M розчині.

7. Знайти концентрацію іонів водню та ступінь дисоціації CH_3COOH в 2н. розчині, якщо $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Алгоритм лабораторної роботи

Прилади та реактиви: штатив з пробірками, скляна паличка, купрум хлорид кристалічний, ацетат натрію кристалічний, амонію хлорид кристалічний, розчини лакмусу, метилового оранжевого та

фенолфталеїну, універсальний індикаторний папір, розчини: хлоридної кислоти (2н.), ацетатної кислоти (0,01М, 1М і 2н.), натрію гідроксиду (1н. і 30%), 5% розчин амоніаку; децимолярні розчини: купрум (II) сульфату, натрію сульфату, барію нітрату, натрію карбонату, цинк сульфату, феруму (II) сульфату, калію фосфату.

Дослід 1. Дисоціація солей

Кристалик купрум (II) хлориду CuCl_2 розчинити в 2–3 краплях води. Відмітити забарвлення розчину. До розчину додати декілька мл води. Спостерігати зміну забарвлення розчину. Написати рівняння дисоціації CuCl_2 .

Як впливає розбавлення розчину на дисоціацію хлориду купрум (II) (збільшує чи зменшує)? Надати відповідь.

Дослід 2. Забарвлення індикаторів у різних середовищах

1. Налити в три пробірки по 1–2 мл дистильованої води та додати до води по 2 краплі розчину одного з індикаторів: лакмусу, метилового оранжевого і фенолфталеїну. Відмітити в таблиці колір розчину індикаторів у нейтральному розчині.

2. Налити в три пробірки по 0,5 мл 1н. розчину натрій гідроксиду NaOH та додати до них по 2–3 краплі розчину одного із перелічених індикаторів. Записати в таблиці зміну забарвлення розчинів індикаторів у лужному середовищі.

3. Проробити те ж саме для розбавлених розчинів хлоридної кислоти.

Середовище	Забарвлення індикатора		
	лакмус	метилоранж	фенолфталеїн
Кисле			
Нейтральне			
Лужне			

Дослід 3. Залежність рН розчину ацетатної кислоти від концентрації. Розрахунок ступеня дисоціації

За допомогою універсального індикаторного паперу визначити рН розчину ацетатної кислоти з концентраціями 1М і 0,01М. Для цього скляною паличкою перенести 1–2 краплі досліджуваного розчину на універсальний індикаторний папір і порівняти забарвлення ще сирій плями з кольоровою шкалою. Записати рівняння реакції дисоціації і вираз для константи дисоціації ацетатної кислоти. Визначити ступінь дисоціації кислоти, враховуючи, що вона є слабким електролітом:

$$\alpha = \sqrt{K_d(\text{кисл}) / C}; K_d(\text{кисл.}) = 1 \cdot 10^{-5}.$$

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

Розрахувати рН розчинів ацетатної кислоти, передбачаючи, що концентрація іонів водню в розчині дорівнює концентрації протисоційованих молекул:

$$[\text{H}^+] = \alpha C, \quad \text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Одержані дані внести в таблицю і зробити висновок про вплив концентрації на ступінь дисоціації слабого електроліту.

Концентрація CH_3COOH , моль/л	α	$[\text{H}^+]$	$\text{pH}_{\text{розрахований}}$	$\text{pH}_{\text{визначений}}$
1				
0,001				

Дослід 4. Порівняння хімічної активності кислот

В одну пробірку налити 0,5 мл 2н. розчину хлорводневої кислоти, в другу – стільки ж 2н. розчину ацетатної кислоти. В кожну пробірку додати по одному шматочку цинку. В якому випадку водень виділяється енергійніше? Написати іонні і молекулярні рівняння реакцій. Пояснити різницю швидкостей реакцій, які спостерігали.

Дослід 5. Вплив солі слабкої кислоти на дисоціацію цієї кислоти

У пробірку помістити 1–2 мл 0,01М ацетатної кислоти і додати одну-дві краплі індикатора метилоранжу. Вміст пробірки поділити надвоє. Одну пробірку залишити для порівняння, а в іншу додати кілька кристалів натрій ацетату і добре перемішати. Порівняти забарвлення в обох пробірках і пояснити його зміни, виходячи з принципу Ле Шательє і виразу константи дисоціації ацетатної кислоти. Яку речовину треба додати до розчину слабкої кислоти, щоб змістити рівновагу в бік утворення малодисоційованих молекул?

Дослід 6. Вплив солі слабкої основи на дисоціацію цієї основи

У пробірку помістити 1–2 мл розчину амоніаку і додати одну-дві краплі розчину фенолфталеїну. Вміст пробірки поділити надвоє. В одну пробірку додати кілька кристалів солі амоній хлориду і добре розмішати. Пояснити зміну забарвлення розчину під час додавання солі, виходячи з принципу Ле Шательє і виразу константи дисоціації. Яку речовину треба додати до розчину слабкої основи, щоб змістити рівновагу в бік утворення малодисоційованих молекул?

Дослід 7. Зміщення іонної рівноваги в насиченому розчині амфотерного електроліту

До 0,5 мл розчину солі цинку додати краплями розбавлений розчин NaOH до утворення осаду цинку гідроксиду. Поділити осад на 2 частини. До однієї частини долити надлишок розчину хлоридної кислоти, а до другої – надлишок концентрованого розчину лугу NaOH .

Що спостерігається у першому і в другому випадках? Пояснити зміну іонної рівноваги в насиченому розчині цинку гідроксиду. Складіть рівняння реакцій розчинення цинку гідроксиду в кислотному і лужному середовищах, враховуючи, що амфотерний гідроксид погано розчиняється у воді, а у лужних розчинах утворюється комплексна сполука.

Дослід 8. Реакції з утворенням осадів

За допомогою таблиці розчинності визначити, які сполуки можливо використати для осадження іонів Ba^{2+} , Zn^{2+} та Fe^{2+} . Виконати реакції утворення осадів із застосуванням розчинів солей Na_2CO_3 та K_3PO_4 . Вказати колір осадів. Написати рівняння реакцій в іонному вигляді.

Зробити висновки щодо відповідності отриманих результатів положенню теорії електролітичної дисоціації.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант № 0

- Для якої з наведених речовин ступінь дисоціації найменший:
 - цукор;
 - хлоридна кислота;
 - натрій гідроксид;
 - ацетатна кислота.
- Скільки констант дисоціації має сульфатна кислота:
 - 1;
 - 2;
 - 3;
 - 4.
- Навести молекулярне та іонні (повне та скорочене) рівняння реакції у випадку, коли вона відбувається до кінця:
 - Na_2S і HNO_3 ;
 - Na_2SO_4 і HNO_3 .
- Визначити pH 1 M розчину оксалатної кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($K_{\text{д}} = 5,6 \cdot 10^{-2}$).

IV. Питання для самоконтролю

- Дайте визначення ступеня дисоціації. Сформулюйте закон діючих мас для дисоціації слабких електролітів. Перелічіть фактори, які визначають величину ступеня та константи дисоціації.
- Які електроліти належать до слабких і які до сильних? Написати рівняння дисоціації таких сполук: H_2SO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, K_2SO_4 , Na_3PO_4 ,

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ і вираз констант дисоціації для слабких електролітів.

3. Поясніть, чому для характеристики сильних електролітів користуються терміном «уявний ступінь дисоціації».

4. Напишіть рівняння ступінчатої дисоціації фосфатної кислоти і вираз для констант дисоціації.

5. Напишіть математичний вираз закону розбавлення Оствальда. Укажіть залежність ступеня дисоціації від концентрації розчинів слабких електролітів.

Практичне заняття № 13

Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН

Навчальна мета: розібрати та вивчити програмний матеріал з теми «Теорії кислот і основ. Дисоціація води. рН»; опанувати теоретичні основи використання методів визначення кислотності біологічних рідин; опанувати навички титрування, визначення функції речовин у кисло-основних та окисно-відновних процесах.

Знати: фізико-хімічні основи розчинів електролітів, електроліти в організмі людини, закономірності водно-електролітного балансу – необхідної умови гомеостазу, значення рН для різних рідин людського організму в нормі та патології.

Вміти: оволодіти методами розрахунку та вимірювання рН розчинів, опанувати навички титрування та визначення точки еквівалентності в методі нейтралізації, робити висновки щодо кислотності біологічних рідин на підставі водневого показника.

I. Короткі теоретичні відомості

1. Теорії кислот і основ

1.1. Згідно з *теорією електролітичної дисоціації*:

Кислотами є речовини, під час дисоціації яких у водних розчинах з катіонів присутні тільки іони H^+ . Всі загальні властивості кислот (кислий смак, дія на метали, індикатори тощо), по суті є властивостями іонів Гідрогену.

Основами є речовини, під час дисоціації яких у водних розчинах з аніонів присутні тільки іони OH^- . Кисотно-основна взаємодія обов'язково відбувається за реакцією нейтралізації



Ця теорія повністю підтвердилась для речовин, які реагують у водних розчинах.

Вивчення процесів, що відбуваються без участі розчинника (води), або у неводних розчинниках (наприклад, рідкий амоніак), дозволили створити нову теорію кислот і основ.

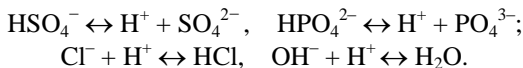
1.2. Протонна теорія кислот і основ (Бренстед і Лоурі)

Згідно з нею, **кислотою** є будь-яка частина (молекула або іон) яка віддає протон. **Основою** є будь-яка частина, яка приєднує протон. Кислоти і основи можуть бути трьох типів:

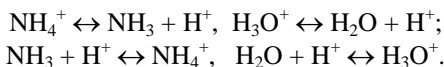
- нейтральні молекули;
- типові кислоти HCl , H_2SO_4 тощо та типові основи $NaOH$, KOH ;

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

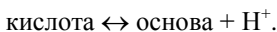
- аніонні кислоти і основи:



- катіонні кислоти і основи:

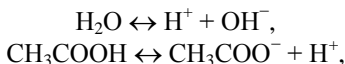


Будь-яка реакція відщеплення протона, згідно з цією теорією, виражається схемою:



Кислота і основа, які беруть участь у цьому процесі, називаються супряженими. Наприклад, H_3O^+ , HSO_4^- – кислоти, їм супряжені основи H_2O та SO_4^{2-} . Протонна теорія пояснює основний характер органічних сполук – амінів, етерів, кетонів та ін.

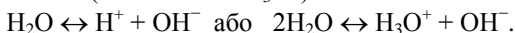
У цій теорії розчинники розділяються на **протолітичні** і **апротонні**. Протолітичні розчинники в результаті власної дисоціації утворюють протони:



Апротонні розчинники – це інертні розчинники: бензен, толуен, дихлоретан. Вони не утворюють протони.

2. Дисоціація води. Водневий показник

Чиста вода є дуже слабким електролітом, який дисоціює з утворенням іонів H^+ (або точніше H_3O^+) і OH^- :



Константа дисоціації за температури 20–25 °С $K_d = [\text{H}^+][\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16}$, де $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ та $[\text{H}_2\text{O}]$ рівноважні концентрації. Зважаючи на те, що ступінь дисоціації води дуже малий, кількість речовини води або, що є тим самим, концентрація води в цьому об'ємі є практично сталою величиною. Тоді $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,5 = 10^{-14}$. Добуток $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}]$ називається **іонним добутком води** і позначається $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

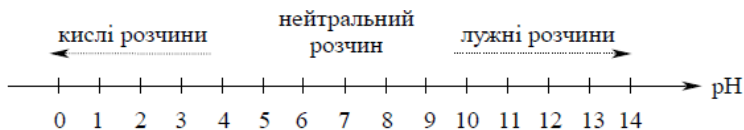
У чистій воді $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л. Розчини, у яких концентрація іонів Гідрогену і гідроксид-іонів однакові, називаються нейтральними розчинами. У разі додавання кислоти збільшується концентрація H^+ і зменшується концентрація іонів OH^- , під час додавання лугу – навпаки. Проте, якими б не були ці концентрації, їх добуток лишається сталою величиною. Це дає змогу обчислювати одну з концентрацій, якщо друга відома:



Датський біохімік С. Серенсен запропонував для характеристики кислотності середовища використовувати на практиці *водневий показник* – рН, який визначається за формулою $pH = -\lg [H^+]$, тобто рН є від'ємним десятковим логарифмом концентрації іонів Гідрогену.

Оскільки концентрація іонів Гідрогену може змінюватися у межах іонного добутку, то рН змінюється в межах від нуля до чотирнадцяти.

У нейтральному середовищі $pH = -\lg 10^{-7} = 7$. Якщо в розчині $[H^+] > [OH^-]$, тобто $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л, реакцію середовища визнають кислою ($pH < 7$). У лужному середовищі $[H^+] < [OH^-]$ і $pH > 7$:



рН і рОН зв'язані між собою рівнянням $pH + pOH = 14$.

Тому для визначення величини рН розчину необхідно знайти концентрацію іонів гідрогену $[H^+]$ або гідроксид іонів OH^- .

Якщо відомі значення рН і рОН, то концентрації іонів H^+ і OH^- визначають за рівняннями: $[H^+] = 10^{-pH}$; $[OH^-] = 10^{-pOH}$.

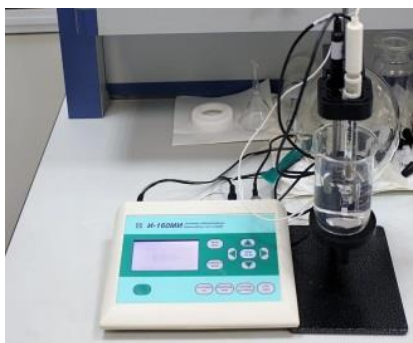


Рис. 7.

Для вимірювання рН існують різні методи. Приблизно реакцію розчину можна визначити за допомогою розчинів спеціальних реактивів, які називаються індикаторами, або просоченими ними папірцями (метилоранж, фенолфталеїн, лакмус, універсальний індикаторний папір). Більш точно рН вимірюють приладами – рН-метрами (іоно-мерами), інструкція з експлуатації яких наводиться окремо.

Приклад 1. Визначити значення рН 0,01 М розчинів натрій гідроксиду та амоній гідроксиду, якщо для нього $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язання

Натрій гідроксид є сильною основою, тому $[\text{OH}^-] = C(\text{NaOH})_{\text{вих}}$.

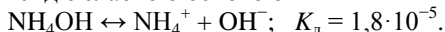
1.1. $[\text{H}^+] - ?$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12}$$

1.2. рН – ?

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 10^{-12} = 12.$$

Амоній гідроксид є слабкою основою



2.1. $[\text{OH}^-] - ?$

$$[\text{OH}^-] = \text{NH}_4^+ = C\alpha, \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}},$$

де C – молярна концентрація електроліту, α – ступінь дисоціації.

$$\text{Звідси } [\text{OH}^-] = \sqrt{K_d \cdot C_m} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = 0,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

2.2. $[\text{H}^+] - ?$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,42 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-11} K_d \cdot C_m.$$

3. рН – ?

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 2,4 \cdot 10^{-11} = 10,6.$$

Відповідь: відповідно рН = 12 та рН = 10,6.

II. Практична частина

Алгоритм лабораторної роботи

Визначення загальної кислотності

шлункового соку методом нейтралізації

Матеріали та реактиви: штатив з пробірками, бюретка на 50 мл, мірні піпетки на 5 мл, універсальні індикаторний папір, іономер «И 160 МИ», конічні колби на 250 мл, мірні стаканчики на 50 мл, розчин фенолфталеїну, 0,1н. розчин NaOH.

Принцип методу. Одним з основних компонентів шлункового соку є хлоридна кислота, концентрація якої у базальному стані (у стані спокою за відсутності травлення) є сталою та складає 160 ммоль/л (0,3–0,5 %). За добу у шлунку дорослої людини виробляється близько 2 л шлункового соку (у жінок на 20–30 % менше).

Натуральний шлунковий сік (від собак або коней) та штучний шлунковий сік є лікарськими препаратами, які призначають у разі недостатньої функції шлункових залоз, ахілії (відсутності виділення в шлунку хлоридної кислоти і ферментів), гіпоантацидних гастритах

(запаленні шлунку, яке супроводжується зниженням рівня або відсутністю хлоридної кислоти), диспепсії (розладу травлення).

Хімічний склад штучного шлункового соку: вода дистильована – 995 г/л, хлориди – 5–6 г/л, сульфати – 10 мг/л, фосфати – 10–60 мг/л, гідрокарбонати (натрію, калію, кальцію, магнію) – 0–12 г/л, амоніак – 20–80 мг/л.

Як приклад, в цій лабораторній роботі визначається загальна кислотність штучного шлункового соку.

Загальну кислотність виражають в умовних титраційних одиницях. Одна умовна титраційна одиниця відповідає концентрації хлоридної кислоти 1 ммоль/л. Її визначають титруванням 0,1н. розчином NaOH у присутності індикатора фенолфталеїну. Чисельно вона дорівнює кількості мл 0,1н. розчину NaOH, використаного та титрування 100 мл шлункового вмісту. Для титрування беруть 5 мл шлункового вмісту, тому результат досліду треба помножити на 20.

Внаслідок того, що фенолфталеїн змінює свій колір у лужному середовищі (рН 8,2–10,0), показник загальної кислотності дещо завищений. Тому іноді рекомендують використовувати інший індикатор – фенілрот (фениловий червоний), колір якого змінюється за рН 7,9.

Титрування з використанням індикаторів не є точним, оскільки величина рН зміни індикатора завжди має певний інтервал, тому індикаторний метод контролюють рН-метрією, використовуючи рН-метр, індикаторний папір.

Порядок роботи:

1) згадати техніку виконання операції титрування (Практичне заняття № 9);

2) заповнити бюретку на титрантом – 0,1н. розчином NaOH; нижній меніск розчину в бюретці повинен знаходитись біля відмітки «нуль»;

3) помістити в три конічні колби на 250 мл по 5 мл, вимірних мірною піпеткою, штучного шлункового соку (маємо три проби);

4) додати в колби по 50 мл дистильованої води, вимірних мірним стаканчиком або мірним циліндром;

5) додати в колби по 2–3 краплі спиртового розчину фенолфталеїну з крапельниці;

6) перемішати вміст кожної колби;

7) провести процедуру титрування для кожної проби (три титрування); визначити кількість мл 0,1н. розчину NaOH, які пішли на титрування у кожному випадку, записати результати в робочий журнал; знайти середнє арифметичне результатів досліду;

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

- 8) визначити загальну кислотність (виражають в умовних титраційних одиницях), записати результат розрахунку;
- 9) розрахувати $\text{pH}_{\text{експ.}}$ шлункового соку;
- 10) перевірити результат титрування індикаторним папірцем і на приладі для вимірювання pH («И 160 МИ»).

Записати загальні висновки по роботі.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом

Варіант 0

Завдання 1, 2 – вибрати правильну відповідь; завдання 3 – дати обґрунтовану відповідь; завдання 4, 5 – розв'язати.

1. Нормальному стану організму відповідає значення pH плазми крові:
 - а) 7,22;
 - б) 7,49;
 - в) 7,40;
 - г) цей показник не визначається.
2. У результаті дисоціації натрій сульфату утворюються йони:
 - а) Al^{3+} і SO_4^{2-} ;
 - б) Na^+ і SO_4^{2-} ;
 - в) H^+ і SO_4^{2-} ;
 - г) Al^{+3} і PO_4^{3-} .
3. Навести молекулярне та іонні (повне та скорочене) рівняння реакції у випадку, коли вона відбувається до кінця:
 - а) хлоридна кислота та барій гідроксид;
 - б) хлоридна кислота та натрій сульфат.
4. Концентрація іонів OH^- дорівнює 10^{-10} моль/л. Визначити концентрацію іонів H^+ та pH розчину.
5. Скільки грамів KOH знаходиться в 10 л розчину, pH якого дорівнює одиниці?

Практичне заняття № 14

Гідроліз солей

Навчальна мета: визначити молекулярні основи природи та механізму гідролізу солей, залежність перебігу процесу від природи солі, температури, розбавлення; значення цього явища для біологічних систем та врахування його у фармацевтичній практиці.

Знати: фізико-хімічні основи розчинів електролітів; поняття про гідроліз солей, причини та механізм гідролізу солей; значення гідролізу солей для біологічних систем та фармацевтичної практики.

Вміти: визначати рН середовища в розчинах різних солей, досліджувати гідроліз солей по катіону і по аніону, визначати вплив температури на гідроліз, досліджувати повний гідроліз солей. пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму.

I. Короткі теоретичні відомості

Гідроліз солей – це реакція обмінної взаємодії іонів солі з молекулами води, яка супроводжується зміщенням іонної рівноваги води і утворенням слабких електролітів, малорозчинних і газоподібних речовин. Наслідком такого процесу може бути і зміна рН розчинів, в яких проходить гідроліз.

Гідролізу зазнають солі, до складу яких входять іони слабких електролітів. При цьому катіон солі (відповідний слабкій основі) поляризує молекулу води та зв'язує гідроксильний іон. Визволений іон H^+ утворює кисле середовище ($pH < 7$). Навпаки, аніон солі, відповідний слабкій кислоті, зв'язує іон H^+ води та визволяє іон OH^- ($pH > 7$).

Таким чином, суть гідролізу полягає в тому, що катіони або аніони солей, або обидва види іонів одночасно можуть зв'язувати відповідно іони OH^- або H^+ , з утворенням слабого електроліту (відповідно основи, кислоти або основи та кислоти одночасно).

Гідроліз різних типів солей

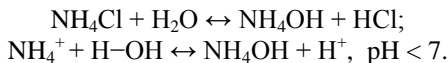
Розглянемо гідроліз різних типів солей.

1. *Сіль, утворена катіонами сильної основи та аніоном сильної кислоти* ($NaCl$, K_2SO_4 , $NaNO_3$), гідролізу не підлягає, тому що зворотна до гідролізу реакція нейтралізації відбувається до кінця.

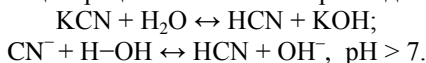
**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

2. Сіль, утворена катіоном слабкої основи та аніоном сильної кислоти (AgNO_3 , NH_4Cl , CuSO_4), гідролізується за катіоном, при цьому у розчині зростає концентрація іонів Гідрогену.

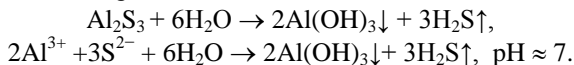
Наприклад:



3. Сіль, утворена катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти (Na_2CO_3 , K_2S , KCN), гідролізується за аніоном, при цьому у розчині зростає концентрація іонів OH^- . Наприклад:



4. Сіль, утворена катіоном слабкої основи та аніоном слабкої кислоти (Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$), гідролізуються як за катіоном, так і за аніоном. Наприклад:



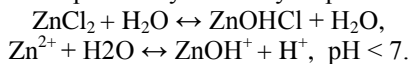
У цьому випадку реакція відбувається до кінця. У розчині такі солі не існують (у таблиці розчинності їх позначають значком «-»).

Гідроліз солей, утворених слабкими багатоосновними кислотами, відбувається ступінчасто, переважно за першим ступенем, причому продукти гідролізу є кислі солі. Наприклад: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$,



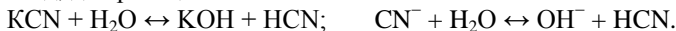
Накопичення у розчині іонів OH^- запобігає подальшому процесу гідролізу за другим ступенем.

Сіль, утворена слабкою багатокислотною основою, також гідролізується переважно за першим ступенем з утворенням основних солей:



Кількісні характеристики гідролізу

Кількісною характеристикою гідролізу є константа рівноваги. Наприклад, для реакції



$$K = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-][\text{H}_2\text{O}]}.$$

Концентрація води у розбавлених розчинах під час гідролізу змінюється зовсім незначно і її можливо вважати сталою величиною ($[\text{H}_2\text{O}] = \text{const}$), тоді

$$K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_r = \frac{[\text{OH}^-][\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]}$$

II. Практична частина

Алгоритм лабораторної роботи

Прилади та реактиви: штатив з пробірками, скляна паличка, спиртівка, розчини лакмусу, метилового оранжевого та фенолфталеїну, універсальний індикаторний папір, децимолярні розчини: натрій хлориду, купрум (II), плумбум (II) нітрату, натрій карбонату, натрій ацетату, амоній ацетату, феруму (III) хлориду, алюміній хлориду та натрій сульфату.

Порядок роботи

Дослід 1. Визначення реакції середовища розчинів різних солей

На смужку універсального індикаторного паперу нанесіть по краплині розчину натрій хлориду NaCl , купрум (II) сульфату CuSO_4 , плумбум (II) нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, натрій карбонату Na_2CO_3 , натрій ацетату CH_3COONa , амоній ацетату $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. За зміною забарвлення індикаторного паперу зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної солі.

У якому випадку відбувається гідроліз? Визначити рН розчинів, результати досліду оформити у вигляді таблиці:

№ з/п	Формула солі	Колір індикатора	рН, середовища	Рівняння гідролізу в молекулярному та йонному вигляді

Дослід 2. Гідроліз по катіону

Гідроліз по катіону відбувається в розчинах солей, що складаються з катіонів слабких основ і аніонів сильних кислот (NH_4Cl , CuSO_4 , FeCl_3 , AlCl_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4).

У пробірку налейте 0,5 мл розчину алюмінію хлориду і додайте 1–2 краплини лакмусу. Як змінився колір індикатора? Про що це свідчить? Напишіть рівняння реакції гідролізу алюмінію хлориду у молекулярному та йонному вигляді.

Дослід 3. Гідроліз по аніону

Гідроліз по аніону відбувається в розчинах солей, що складаються з катіонів сильних основ і аніонів слабких кислот (CH_3COOK , KNO_2 , Na_2CO_3 , Na_3PO_4).

У пробірку налейте 0,5 мл розчину натрій карбонату Na_2CO_3 і додайте 1–2 краплини лакмусу. Як змінився колір індикатора? Про що це свідчить? Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій карбонату у молекулярному та йонному вигляді.

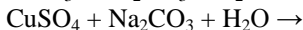
Дослід 4. Посилення гідролізу під час нагрівання

У дві пробірки налейте по 0,5 мл розчину натрій сульфїту Na_2SO_3 і додайте у кожен по 1–2 краплини фенолфталеїну. Чому змінився колір розчину? Про що це свідчить? Нагрійте вміст однієї пробірки у полум'ї спиртівки майже до кипіння. Як змінився колір розчину? Переконайтеся, що нагрівання посилює гідроліз. Опустіть нагріту пробірку у склянку з водою для охолодження. Як змінився колір розчину? Зробіть висновок про вплив нагрівання на гідроліз. Напишіть рівняння реакції гідролізу натрій сульфїту у молекулярному та йонному вигляді.

Дослід 5. Повний гідроліз солей

У дві пробірки налейте по 0,5 мл розчинів ферум (III) хлориду FeCl_3 та купрум (II) сульфату CuSO_4 і додайте у кожен по 0,5 мл розчину натрій карбонату Na_2CO_3 . Що спостерігаєте? Який газ виділяється у кожній пробірці? Яка речовина випадає в осад?

Закінчіть рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді:



Поясняйте, чому не вдалося отримати карбонати купруму та феруму?

Завдання для самостійної роботи

1. Наведіть приклади розчинних у воді солей, середовище розчинів яких є нейтральним, кислим, лужним. Напишіть рівняння їх гідролізу в йонному вигляді.

2. Написати іонно-молекулярні рівняння гідролізу:

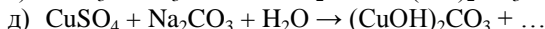
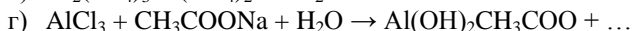
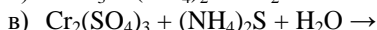
- а) калій фосфату;
- б) цинк хлориду;
- в) ферум (III) сульфату;
- г) алюміній ацетату;
- д) натрій хлориду.

Визначити рН цих розчинів.

3. Яку реакцію середовища мають розчини солей: амоній хлориду NH_4Cl , калій сульфїту K_2SO_3 , натрій нітрату NaNO_3 , ферум (III)

хлориду FeCl_3 , купрум (II) сульфату CuSO_4 , алюміній сульфід Al_2S_3 . Відповідь підтвердити відповідними іонно-молекулярними рівняннями гідролізу.

4. Написати в молекулярній і іонно-молекулярній формі рівняння реакцій і пояснити їх механізм:



5. Напишіть у йонному вигляді рівняння трьох ступенів гідролізу хлориду феруму (III). Поясніть, чому за кімнатної температури гідроліз відбувається тільки за першим ступенем, а внаслідок кип'ятіння розчину – за всіма трьома.

Практичне заняття № 15 Координаційні сполуки. Реакції комплексоутворення

Навчальна мета: опанувати природу та механізм утворення координаційних сполук, їх біологічну роль та використання в хімічній практиці, фармації та медицині.

Знати: природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках; принципи та сучасні уявлення про будову комплексних сполук; особливості будови комплексних сполук як основи для їх застосування в хелатотерапії; мати поняття про металолігандний гомеостаз.

Вміти: аналізувати хімічний зв'язок та будову комплексних сполук; робити висновки щодо механізму реакцій комплексоутворення; інтерпретувати фізико-хімічні властивості ферум-, кобальто-, купрум- та цинковмісні біокомплексних сполук.

I. Короткі теоретичні відомості

Координаційними (комплексними) називаються складні сполуки, які існують в твердому стані та в розчині, і особливістю яких є присутність центрального атому (називається *комплексоутворювачем*), навколо якого координуються здатні до самостійного існування іони, молекули, прості сполуки (називаються *лігандами*). Наприклад:



У загальному вигляді формули координаційних сполук можна записати так:



де М – комплексоутворювач; L – ліганди; А – аніон; К – катіон; m, n – індекси.

Будову координаційних сполук пояснює координаційна теорія:

1. Центральне місце в координаційній сполуці посідає атом або іон М (див. формули у загальному вигляді), *центральний атом* або *комплексоутворювач*. У ролі комплексоутворювача можуть бути більшість елементів Періодичної системи. Найбільш типовими комплексоутворювачами є d- і f-елементи. Це, наприклад, катіони Ag^+ , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} тощо.

2. Навколо комплексоутворювача М розташовані (координовані) ліганди L – заряджені або нейтральні сполуки (іони і молекули), які можуть бути *донорами електронних пар*, за допомогою яких ліганди утворюють зв'язки з центральним атомом. Найважливішими лігандами є прості і складні іони F^- , Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , SCN^- , NO_2^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, SO_3^{2-} , OH^- .

3. *Координаційне число* (к. ч.) центрального атома дорівнює загальному числу донорних атомів лігандів, які безпосередньо зв'язані з центральним атомом, тобто дорівнює числу σ -зв'язків, що утворює центральний атом. Наприклад, у сполуці $\text{Na}[\text{PdBrCl}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)]$ іон паладію Pd^{2+} координує чотири ліганди (Br^- , Cl^- , NO , NH_3), тому к. ч. (Pd^{2+}) = 4.

4. Центральний атом М та ліганди L утворюють *внутрішню сферу* координаційної сполуки. Внутрішню сферу називають комплексом. Під час запису формули координаційної сполуки внутрішню сферу (комплекс) записують у квадратні дужки $[\text{ML}_n]$. Внутрішня сфера може бути позитивно чи негативно зарядженою $[\text{ML}_n]^{m\pm}$ або нейтральною $[\text{ML}_n]$. Якщо комплекс має заряд, то утворюються комплексні катіони або аніони, заряд яких визначається алгебраїчною сумою зарядів центрального атома (іону) і лігандів.

Наприклад, в координаційній сполуці $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ до складу комплексу входить іон хрому Cr^{3+} і шість гідроксид-іонів OH^- , тому заряд комплексу становить -3 : $+3 + 6(-1) = -3$, тобто $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ – комплексний аніон.

5. Заряд комплексних катіонів та аніонів компенсується іонами протилежного знака (протиіонами), які складають *зовнішню сферу* координаційної сполуки. Іонами зовнішньої сфери можуть бути як прості, так і складні (в тому числі і комплексні) іони. Наприклад, в координаційній сполуці $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ зовнішню сферу складають три катіони калію.

6. Якщо заряд комплексу дорівнює нулю, то зовнішня сфера відсутня, і координаційна сполука складається тільки з внутрішньої сфери.

За зарядом комплексу розрізняють такі типи координаційних сполук:

- а) *катіонні*, в яких внутрішня сфера заряджена позитивно (комплексний катіон), наприклад, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$; $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$;
- б) *аніонні*, в яких внутрішня сфера заряджена негативно (комплексний аніон), наприклад, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$;
- в) *нейтральні*, в яких нейтральна внутрішня сфера (координаційна сполука складається тільки з внутрішньої сфери), наприклад, $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$; $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

Під час запису формули комплексу, яку запишуть у квадратні дужки [], першим пишуть символ центрального атома (катіона) М. За цим символом в алфавітному порядку записують формули лігандів – аніонів, а потім формули нейтральних лігандів.

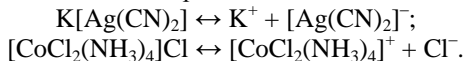
Наприклад: $[\text{PdBrCl}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)]$; $[\text{CrCl}(\text{NH}_3)_5]$.

Приклад 1. Записати формули п'яти можливих координаційних сполук, які складаються з таких частинок: Co^{+3} , Cl^- , NH_3 та Na^+ .

Розв'язання

З цих частинок комплексоутворювачем може бути тільки Co^{+3} , тому що тільки він має вакантні електронні орбіталі. Його координаційне число дорівнює 6. Лігандами можуть бути Cl^- та NH_3 , тобто частинки, які мають неподілені електронні пари. Формулу координаційної сполуки складаємо, визначаючи кожний раз заряд комплексного іона з різним набором лігандів і дописуючи іони зовнішньої сфери. Відповідно, формули координаційних сполук можуть бути такі: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $\text{Na}_3[\text{CoCl}_6]$, $\text{Na}_2[\text{CoCl}_5(\text{NH}_3)]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

7. У розчинах катіонні та аніонні координаційні сполуки є сильними електролітами і дисоціюють практично повністю:



Внаслідок дисоціації у розчині з'являються комплексні іони та іони зовнішньої сфери. Комплексні іони (катіони та аніони) у свою чергу дисоціюють як слабкі електроліти, тобто значно меншою мірою розпадаються на іони і молекули:



Як рівноважний процес розпад комплексного іона можна характеризувати константою рівноваги, яка називається *константою нестійкості* комплексу і позначається $K_{\text{н}}$. Для вищезгаданого комплексу:

$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Co}^{3+}][\text{Cl}^-]^2[\text{NH}_3]^4}{[[\text{CoCl}_2(\text{NH}_3)_4]^-]}.$$

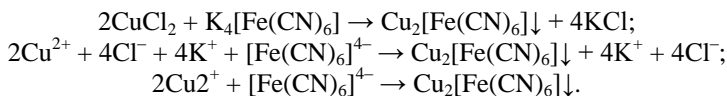
Величина константи нестійкості комплексу характеризує стійкість комплексу: чим менша величина $K_{\text{н}}$, тим стійкіший комплексний іон.

Наприклад: $K_{\text{н}}([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = 6,8 \cdot 10^{-8}$, а $K_{\text{н}}([\text{Ag}(\text{CN})_2]^-) = 1,0 \cdot 10^{-21}$, тому комплекс $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ більш стійкий, ніж комплекс $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$.

Замість константи нестійкості комплексного іона можна використовувати зворотну величину, яка називається *константою стійкості*: $K_{\text{ст.}} = 1/K_{\text{н}}$.

Дисоціація комплексу є процесом зворотним. Тому зв'язуючи іони, на які розпадається комплекс, можна повністю його зруйнувати.

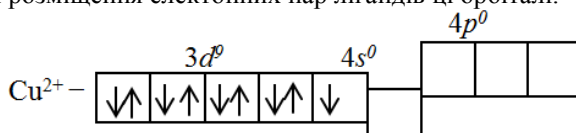
Для реакцій з участю катіонних і аніонних координаційних сполук застосовуються правила написання рівнянь реакцій у розчинах електролітів. Наприклад:



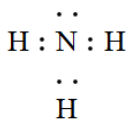
Приклад 2. Розглянути будову комплексного іона (або просто комплексу) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ з позицій методу валентних зв'язків.

Розв'язання

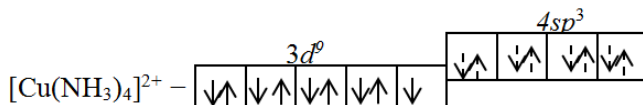
Комплексоутворювач – іон Cu^{2+} має таку електронну конфігурацію валентного рівня: $[\text{Cu}^{2+}] - 3d^9 4s^0 4p^0$, тобто іон Cu^{2+} має чотири вакантні орбіталі – одну $4s$ і три – $4p$. Він є акцептором електронів, бо надає для розміщення електронних пар лігандів ці орбіталі.



У процесі комплексоутворення ці електронні орбіталі гібридуються (відбувається sp^3 -гібридизація) з утворенням рівноцінних зв'язків, симетрично розташованих у просторі. Молекула амоніаку має одну неподілену пару електронів і є донором електронів:



Під час взаємодії іона Cu^{2+} з чотирма молекулами амоніаку виникають чотири рівноцінні донорно-акцепторні зв'язки і утворюється комплекс тетраедричної коордінації, електронну конфігурацію якого згідно з теорією валентних зв'язків можна зобразити таким чином:



Тут електрони, які належали іону Cu^{2+} , показані суцільними стрілками, а спільні електрони, які належали тільки молекулам амоніаку, – пунктирними.

8. Назва нейтральної координаційної сполуки відповідає назві комплексу.

Наприклад:

- 1) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ натрій тетрагідроксоцинкат (II);
- 2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ калій гексацианоферат (II);

- 3) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ гексааквазалізо (II) хлорид;
- 4) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$ гексаамінхром (III) нітрат;
- 5) $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ тетракарбонілнікель;
- 6) $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ триамінтринітрокобальт;
- 7) $\text{Na}[\text{PdBrCl}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)]$ натрій амінбромонітрохлоропаладат (II).

II. Практична частина

Завдання для самостійної роботи

1. Знайти заряд центрального іона і комплексного іона в таких сполуках: $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. Назвати сполуки і записати рівняння реакцій дисоціації координаційних сполук. Записати вираз для константи нестійкості відповідних комплексних іонів.

2. Для координаційних сполук $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$:

а) знайти заряд комплексного іона, ступінь окиснення і координаційне число (к. ч.) центрального атома;

б) визначити, які координаційні сполуки є катіонними, аніонними чи нейтральними;

в) скласти назву координаційних сполук;

г) записати вираз для константи нестійкості комплексних іонів.

3. Записати хімічні формули таких координаційних сполук:

а) натрій диціаноаргентат (I);

б) калій гексанітрокобальтат (III);

в) гексааміннікель (II) хлорид;

г) калій гексаціанохромат (III).

Алгоритм лабораторної роботи

Вивчення комплексоутворення, складу,

будови і властивостей комплексних сполук

Прилади та реактиви: штатив з пробірками, універсальний індикаторний папір, скляна паличка, фенолфталеїн, 5 % розчини купрум сульфату, натрій гідроксиду, ферум хлориду, цинк сульфату, барій хлориду, плюмбум нітрату, натрій сульфату, нікель сульфату, натрій ацетату, амоніаку, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, насичений розчин натрій гідроксиду та NH_4OH .

Дослід 1. Одержання амінкомплексу купруму (II)

Комплексні сполуки, в яких лігандами є молекули амоніаку, називаються *амінкомплексами*.

Налити в пробірку 1 мл розчину CuSO_4 і додати розбавлений розчин амоніаку до утворення блакитного осаду. Потім додати

надлишок амоніаку (декілька крапель концентрованого розчину) до утворення синього розчину амінкомплексу купруму $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

У цій сполуці комплексоутворювачем є іон купрум Cu^{2+} , лігандами – молекули амоніаку NH_3 . Координаційне число Cu^{2+} дорівнює 4, іон Cu^{2+} приєднує чотири молекули амоніаку і утворює комплексний іон $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, заряд якого складається із заряду комплексоутворювача і лігандів: $+2 + (0 \cdot 4) = +2$. Молекула електронеутральна, тому зовні знаходиться один аніон SO_4^{2-} .

Написати рівняння реакції одержання осаду купрум гідроксиду і розчину амінкомплексу купруму.

Дослід 2. Електролітична дисоціація комплексних сполук

Розчин амінкомплексу купруму, отриманий в досліді 1, поділити на дві частини. До однієї додати дві-три краплі розчину барій хлориду, щоб визначити присутність іонів SO_4^{2-} . До другої частини додати 2–3 краплі розчину лугу NaOH , щоб визначити відсутність іонів купруму. Записати рівняння реакцій, свої спостереження і пояснення до них. На підставі результатів досліді складіть дисоціації комплексної сполуки.

Дослід 3. Одержання гідросокомплексу цинку (II)

Комплекси, в яких лігандами є іони OH^- , називаються *гідросо-* *комплексами*.

У пробірку помістити кілька крапель розчину солі Zn^{2+} , додати до нього 2–3 краплі розбавленого розчину лугу NaOH і спостерігати утворення осаду. Добутий осад розчинити в надлишку реактиву, додавши до нього кілька крапель концентрованого розчину лугу. Записати реакції утворення гідросокомплексу, вважаючи, що координаційне число Zn^{2+} дорівнює 4.

Дослід 4. Одержання ацидокомплексу плюмбуму (II)

Комплексні сполуки, в яких лігандами є кислотні залишки, називаються *ацидокомплексами*.

До 1 мл розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прилити 0,5 мл розчину Na_2SO_4 . До утвореного осаду додати по краплях концентрованої розчин CH_3COONa . Утворюється комплексний іон, в якому лігандами є ацетат-іони CH_3COO^- , а комплексоутворювачем – катіон Pb^{2+} , координаційне число якого дорівнює 4. Написати рівняння реакцій і свої спостереження.

Дослід 5. Одержання комплексної сполуки феруму (III)

У пробірку налити три краплі розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Додати дві-три краплі розчину – FeCl_3 . Звернути увагу на зміну забарвлення. Записати свої спостереження і скласти рівняння реакції, що приводить до утворення сполуки $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Визначити заряди комплексів і

лігандів, координаційне число і заряди комплексоутворювачів у сполуках $K_4[Fe(CN)_6]$ та $K_3[Fe(CN)_6]$.

Дослід 6. Утворення сполуки, яка містить комплексний катіон і комплексний аніон

Налити в пробірку дві краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$ та чотири краплі розчину $NiSO_4$ до утворення осаду $Ni_2[Fe(CN)_6]$. Додати кілька крапель концентрованого розчину амоніаку до повного розчинення осаду. Через 1–2 хвилини починають випадати блідо-лілові кристали солі $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$. Написати рівняння реакцій.

Завдання. Розглянути будову комплексного іона $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ згідно з методом валентних зв'язків. Визначити донор і акцептор електронів.

III. Виконання індивідуального завдання за наданим варіантом Варіант 0

Визначити комплексоутворювач і ліганди, координаційне число і ступінь окиснення комплексоутворювача, заряд комплексного іона. Навести назву КС. Для наведених сполук записати рівняння двох типів дисоціації і вираз для константи нестійкості. Для першої сполуки пояснити будову з точки зору методу валентних зв'язків.

1. $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$; 2. $[Cr(H_2O)(NH_3)_4OH]Br_2$.

IV. Питання для самоконтролю

1. Дайте визначення поняттю координаційні сполуки. Наведіть приклади.
2. Що таке комплексоутворювач, що таке ліганд? Поясніть з точки зору методу ВЗ, які частинки можуть бути комплексоутворювачами, які – лігандами. Наведіть приклади.
3. З позиції методу ВЗ дайте визначення координаційного числа комплексоутворювача та вкажіть, від яких факторів воно залежить.
4. Наведіть приклади комплексних сполук, укажіть внутрішню та зовнішню сфери, комплексоутворювач, ліганди, заряд внутрішньої сфери. Укажіть, до яких класів сполук належать ці комплекси.
5. Наведіть приклади комплексних сполук, напишіть рівняння первинної та вторинної дисоціації цих сполук. Наведіть вирази констант нестійкості.

Практичне заняття № 16 Окисно-відновні реакції

Навчальна мета: практично ознайомитися з особливостями перебігу окисно-відновних реакцій, опанувати біологічну роль та використання в хімічній практиці, фармації та медицині.

Знати: основні поняття окисно-відновних процесів: ступінь окиснення елементів у сполуках, окисник, відновник, процеси окиснення та відновлення, залежність ОВ-властивостей атомів і сполук, до яких вони входять, від ступеня окиснення та характеристики середовища.

Вміти: складати рівняння ОВР методом електронного балансу та електронно-іонним методом, визначати можливий напрямок ОВР.

I. Короткі теоретичні відомості

Реакції, які супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів, називаються *окисно-відновними* (ОВР). В ОВР зміна СО зумовлена зміщенням або повним переходом електронів від атома одного елемента до атома іншого елемента.

ОВР мають визначальне значення у біологічних системах: фотосинтез, дихання, травлення – все це є ланцюги ОВ процесів.

Ступінь окиснення (СО) елемента в сполуці – формальний заряд на атомі елемента, визначений на підставі припущення, що сполука складається з іонів.

Величину та знак ступеня окиснення елементів у сполуках визначають за допомогою таких положень:

У гомосполуках ступінь окиснення елемента дорівнює нулю:

$\overset{0}{\text{Cu}}, \overset{0}{\text{O}_2}, \overset{0}{\text{H}_2}, \overset{0}{\text{S}}, \overset{0}{\text{Fe}}$ тощо.

2. СО елемента у простому іоні дорівнює заряду іона ($\overset{-1}{\text{I}^-}, \overset{+2}{\text{Ca}^{2+}}, \overset{-2}{\text{S}^{2-}}$ тощо).

3. У молекулах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх гіпотетичних іонів дорівнює нулю, у складному іоні – заряду іона.

4. На відміну від СО атомів у простих сполуках, в інших сполуках атоми елементів мають змінні і постійні ступені окиснення. Для атомів певних елементів ступінь їх окиснення в більшості сполук є сталою величиною:

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

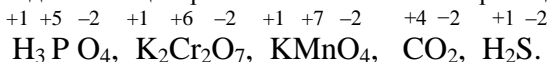
Таблиця 1

Атоми в сполуках	Н	О	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	B, Al	F
Ступінь окиснення	+1 (-1 в гідрідах металів)	-2 (-1 в пероксидах)	+1	+2	+3	-1

5. Максимальний позитивний ступінь окиснення атомів елементів відповідає номеру групи Періодичної системи, в якій вони знаходяться.

6. Питання про знак СО атомів у сполуці визначається на підставі порівняння відносних електронегативностей (ВЕН), пов'язаних між собою атомів, які утворюють сполуку. При цьому атом з меншою ВЕН має позитивну СО, а з більшою ВЕН – від'ємну.

Для елементів з несталими ступенями окиснення в конкретних сполуках їх значення неважко обчислити, якщо відома формула сполуки, на підставі вищеперелічених положень. Наприклад:



Таблиця 2

Характеристика окисно-відновних реакцій

Назва процесу	Приклад	Особливості перебігу процесу
Окиснення – процес віддавання електронів атомами, молекулами або іонами. Атоми, молекули або іони, які віддають електрони, називаються <i>відновниками</i> .	$\text{Al}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^{3+}$, $\text{H}_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+$, $\text{Fe}^{2+} - 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$, $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$, де Al^0 , H_2 , $^0\text{Fe}^{2+}$, Cl^- – відновники. Наприклад, в реакції $ \begin{array}{ccc} 0 & +1 & +2 & 0 \\ \text{Zn} + & 2\text{HCl} \rightarrow & \text{ZnCl}_2 + & \text{H}_2 \\ \text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow & \text{Zn}^{+2} & & \\ & \text{(напівреакція окиснення Zn);} & & \\ & \text{Zn}^0 - \text{відновник.} & & \end{array} $	Під час процесу <i>відновники окиснюються</i> , їх СО збільшується.
Відновлення – процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном. Атоми, молекули або іони, які приєднують електрони, називаються <i>окисниками</i> .	$\text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$, $\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$, $\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, де S^0 , Cl_2 , Fe^{3+} – окисники. Наприклад, в реакції $ \begin{array}{ccc} 0 & +1 & +2 & 0 \\ \text{Zn} + & 2\text{HCl} \rightarrow & \text{ZnCl}_2 + & \text{H}_2 \\ 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow & \text{H}_2^0; & & \\ & \text{(напівреакція відновлення H}_2\text{);} & & \\ & \text{H}^+ - \text{окисник.} & & \end{array} $	Під час процесу <i>окисники відновлюються</i> , їх СО зменшується.

Ступінь окиснення													
-4	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8	
Окиснення													
Відновлення													
Оскільки атоми та іони входять до складу певних речовин, то ці <i>речовини</i> теж називаються, відповідно, <i>окисниками</i> або <i>відновниками</i> .													
Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки, відновлення завжди пов'язано з окисненням. Тому <u>ОВР</u> являють собою <u>єдність двох протилежних процесів</u> – окиснення і відновлення.													

Під час складання ОВР застосовують два методи: електронного та електронно-іонного балансів. Обидва методи ґрунтуються на умові, що в окисно-відновній реакції кількість електронів, що віддає відновник, дорівнює кількості електронів, що приймає окисник.

Метод електронного балансу

Основні правила складання реакцій за допомогою цього методу розглянемо на прикладі конкретної реакції.

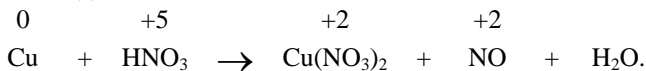
Приклад 1. Записати рівняння реакції взаємодії розбавленої нітратної кислоти із міддю.

Розв'язання

1. Записують схему реакції:

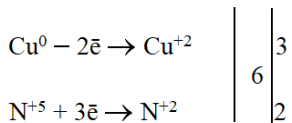


2. Визначають ступені окиснення всіх елементів і з'ясовують, атоми яких елементів їх змінили, на цій підставі визначають, хто є окисником і відновником:

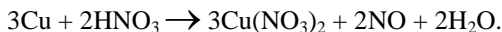


N^{+5} – окисник, який відновлюється до N^{+2} ; Cu^0 – відновник, який окиснюється до Cu^{+2} .

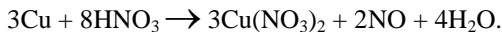
3. Визначають кількість електронів, що віддає відновник, і кількість електронів, що приймає окисник. Коефіцієнти біля окисника та відновника визначають після поділення найменшого загального кратного обох чисел на кількість електронів у напівреакції та ставлять поза загальною рисою:



4. Визначені коефіцієнти ставлять перед формулами речовин: окисника, відновника та продуктів, що вони утворюють:



5. Після цього розставляють коефіцієнти для інших речовин, що беруть участь як безосередньо у окисно-відновному процесі, так і вторинних реакціях:



6. Підраховують баланс атомів Оксигену в обох частинах рівняння реакції:

$$n(\text{O})_{\text{прав.}} = 8 \cdot 3 = 24; \quad n(\text{O})_{\text{лів}} = 18 + 4 + 2 = 24.$$

Метод електронно-іонного балансу

Метод електронно-іонного балансу дає можливість визначити коефіцієнти не тільки перед окисником і відновником, але й перед іншими членами рівняння. Він використовується, коли окисно-відновні процеси відбуваються у водних розчинах. Відповідно, під час запису напівреакцій розглядаються реально існуючі частинки.

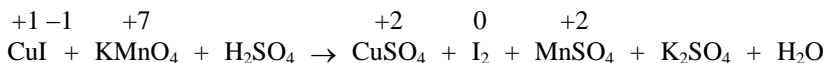
Порядок визначення коефіцієнтів у окисно-відновних реакціях методом електронно-іонного балансу розглянемо на конкретному прикладі.

Приклад 2. Скласти рівняння реакцій взаємодії калій перманганату з купрум (I) іодидом у кислому та лужному середовищах.

Розв'язання

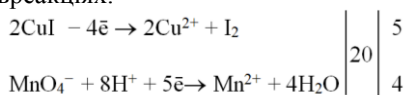
Для процесу, що відбувається у кислому середовищі:

1. Записують схему реакції, де вказують вихідні речовини та продукти реакції; визначають ступені окиснення окремих елементів; з'ясовують, які елементи і як змінили свої СО, на цій підставі визначають речовини, що є, відповідно, окисником та відновником:

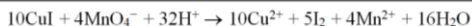
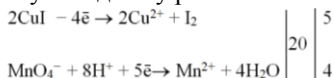


MnO_4^- – окисник, який відновлюється до Mn^{2+} ; CuI – відновник, який окиснюється до Cu^{2+} та I_2 .

3. Записують електронно-іонні напівреакції, де вказують не лише окисник або відновник у вигляді іонів або молекул, які реально існують у розчині, але й молекули води, іони H^+ або іони OH^- , якщо вони беруть участь в окисному чи відновному процесі. Складають матеріальний і електронний баланс; при цьому визначають коефіцієнти в напівреакціях поділенням найменшого загального кратного числа відданих і прийнятих електронів на кількості електронів у напівреакціях:



3. Записують сумарне електронно-іонне рівняння, яке отримують під час складання відповідно лівих і правих частин напівреакцій з визначенням коефіцієнтів у вихідному рівнянні:



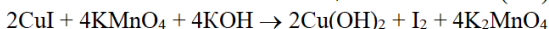
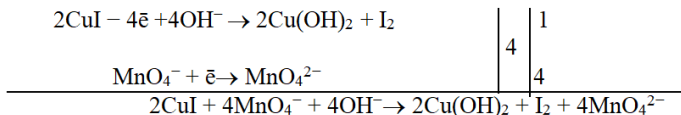
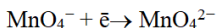
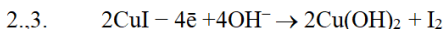
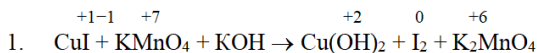
4. Записують молекулярне рівняння з визначеними коефіцієнтами:



5. Перевіряють матеріальний баланс у рівнянні, щоб кількості атомів, насамперед, атомів Оксигену, в правій і лівій частині рівняння співпадали:

$$n(O)_{\text{прав.}} = 16 + 64 = 80; \quad n(O)_{\text{лів.}} = 40 + 16 + 8 + 16 = 80.$$

Для процесу, що відбувається у лужному середовищі:



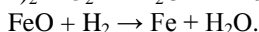
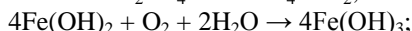
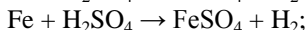
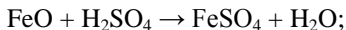
II. Практична частина

Розв'язання розрахункових завдань за темою «Окисно-відновні реакції»

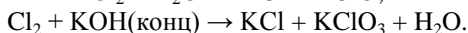
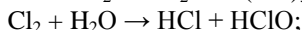
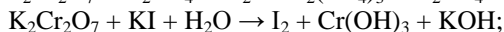
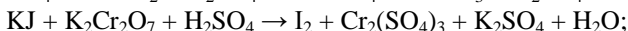
**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

1. Визначити ступінь окислення елементів, які помічені в сполуках: HClO_4 , PH_3 , HPO_3 , H_3PO_4 , KMnO_4 , NH_3 , N_2H_4 , N_2O , H_2O_2 , Na_3N , K_2S , NaNO_2 , FeSO_4 , FeCl_3 , NH_4NO_2 , NaClO_3 .

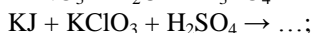
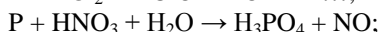
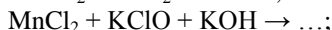
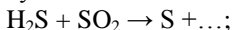
2. Знайти, які з наведених нижче реакцій належать до окисно-відновних. Визначити відновник та окисник.



3. Знайти коефіцієнти в реакціях методом іонно-електронного балансу. Вказати окисник та відновник.



4. Закінчити рівняння реакцій та розставити коефіцієнти методом іонно-електронного балансу:



5. Вчислити масу іонів феруму (II), що міститься в одній таблетці «Фероплексу», якщо для його окислення затрачено 12,5 мл 0,025н. розчину KMnO_4 .

Алгоритм лабораторної роботи

Прилади та реактиви: пробірки, мідна спіраль, розчини KMnO_4 , MnSO_4 , HNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , KBr , Na_2SO_3 , NaOH , дистильована вода, кристали амоній дихромату, кристали Na_2SO_3 .

Дослід 1. Розкладання амоній дихромату (демонстраційний)

У фарфорову чашечку помістіть 5–10 г амоній дихромату і підпаліть. Опишіть ознаки реакції. Запишіть рівняння реакції розкладання амоній дихромату як окисно-відновне.

Дослід 2. Окиснення міді киснем повітря

Мідну спіраль червоного кольору внесіть у полум'я спиртівки і прожарте. Почекайте поки вона охолоне. Як змінився колір мідної спіралі? Чим це пояснюється? Запишіть рівняння реакції окиснення міді як окисно-відновне.

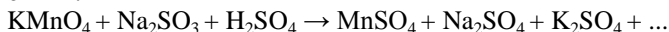
Дослід 3. Дослідження окисно-відновних властивостей сполук Мангану

Внести у пробірку 0,5 мл розчину калій перманганату і таку ж кількість розчину манган (II) сульфату. Відмітити утворення бурого осаду мангану (IV) оксиду. Написати рівняння реакцій. Скласти схеми електронного балансу. Вказати окисник та відновник.



Дослід 4. Вплив середовища на проходження окисно-відновних реакцій

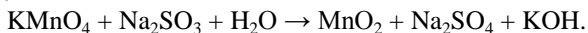
4.1. У пробірку налейте 0,5 мл розчину калій перманганату, 3–4 краплі розчину сульфатної кислоти (середовище) і додайте 0,5 мл розчину натрій сульфїту. Перманганат-іон у кислому середовищі швидко і повністю перетворюється до Mn^{2+} . Опишіть ознаки реакції. Запишіть рівняння реакції взаємодії калій перманганату і натрій сульфїту у кислому середовищі як окисно-відновне. Укажіть окисник та відновник:



4.2. У пробірку налейте 0,5 мл розчину калій перманганату, 3–4 краплі розчину натрій гідроксиду (середовище) і додайте 0,5 мл розчину натрій сульфїту. Перманганат-іон у лужному середовищі перетворюється до манганат-іона MnO_4^{2-} . Опишіть ознаки реакції. Запишіть рівняння реакції взаємодії калій перманганату і натрій сульфїту у лужному середовищі як окисно-відновне. Укажіть окисник та відновник:

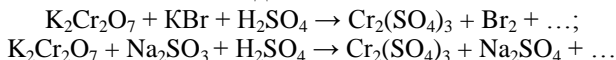


4.3. У пробірку наливаємо 0,5 мл розчину калію перманганату, воду (середовище) і додаємо 0,5 мл розчину натрій сульфїту. Опишіть ознаки реакції. Яка формула сполуки, що випала в осад? Запишіть рівняння реакції взаємодії калій перманганату і натрій сульфїту в нейтральному середовищі як окисно-відновне. Укажіть окисник та відновник:



Дослід 5. Дослідження окисних властивостей сполук хрому (VI)

У дві пробірки внести по 0,5 мл розчину калій дихромату, підкислити 2–3 краплями розчину 2 н. сульфатної кислоти та додати в першу пробірку 3–4 краплі розчину калій бромїду, в другу – 5–6 кристалів натрій сульфїту до зміни забарвлення розчину. Написати рівняння реакцій, що відбуваються. Скласти схеми електронного балансу. Вказати окисник та відновник.



IV. Питання для самоконтролю

1. Які реакції називаються окисно-відновними? Наведіть приклади.
2. Що таке ступінь окиснення? Визначити його величину в елементах таких сполук: KCl , $KClO_3$, $Ca(ClO)_2$, FeS_2 , CaH_2 , AsH_3 , $Fe(CrO_2)_2$.
3. Надати визначення поняттям окисник та відновник. Навести приклади найважливіших окисників та відновників. Які з цих сполук використовуються у фармацевтичній практиці?
4. Які з вказаних нижче речовин та іонів можуть проявляти:
 - а) тільки функцію окиснювача;
 - б) тільки функцію відновника;
 - в) подвійну функцію: $KMnO_4$, MnO_2 , KI , PbO_2 , NH_3 , HNO_3 .
5. Укажіть періодичність зміни ОВ властивостей елементів Періодичної системи та поясніть, чому одні з них мають окиснювальні, а інші – відновні властивості.
6. На прикладі калію перманганату поясніть роль середовища в окисно-відновних процесах.

Додаток

Таблиця 1

**Значення потенціалів іонізації
та енергій спорідненості до електрону**

Порядковий номер елемента	Символ елемента	Потенціал іонізації, eВ	Спорідненість до електрона, кДж/моль
		$A^0 - \bar{\epsilon} = A^+$	$A^0 + \bar{\epsilon} = A^-$
4	Be	9,32	-18
6	C	11,26	123
7	N	14,53	220
9	F	17,42	332,7
11	Na	5,14	33
12	Mg	7,65	-21
13	Al	5,97	48
14	Si	8,15	178
15	P	10,49	71
16	S	10,36	200,4
17	Cl	12,97	348,7
19	K	4,34	48
20	Ca	6,11	-186
21	Sc	6,56	-70
35	Br	11,84	325
55	Cs	3,89	38
56	Ba	5,21	-47
72	Hf	7,5	-61
73	Ta	5,89	14
74	W	7,98	48
75	Re	7,88	14
76	Os	8,5	139
77	Ir	9,1	190
78	Pt	8,9	205,3
79	Au	9,23	222,7
80	Hg	10,44	-18
81	Tl	7,11	48
82	Pb	7,42	151
83	Bi	8,29	120
84	Po	8,43	127
85	At	9,2	271
87	Fr	3,98	29

**Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії**

Таблиця 2

**Залежність ступеня іонності зв'язку від різниці відносних
електронегативностей ($\Delta\chi$)**

Різниця електронегативностей	0	0,5	1,0	1,5	1,9	2,5	3,0	3,5
Ступінь іонності зв'язку, %	0	6	18	34	50	71	82	89
Оцінка характеру зв'язку	Ковалентний неполярний			Ковалентний полярний			Іонно- ковалентний	

Таблиця 3

Стандартні значення термодинамічних функцій деяких речовин

Речовина	Агрегатний стан	ΔH_{298}^0	ΔG_{298}^0	S_{298}^0
		кДж/моль		Дж/(моль·К)
CO	Газ	-110,5	-137,0	197,5
CO ₂	Газ	-393,5	-394,0	213,7
CH ₄	Газ	-74,9	-50,8	186,2
C ₂ H ₆	Газ	-80,7	-32,9	229,5
C ₂ H ₄	Газ	52,3	68,1	119,4
C ₂ H ₂	Газ	256,8	209,0	200,8
C ₆ H ₆	Рідина	49,4	124,5	173,2
C ₆ H ₅ NO ₂	Рідина	159,0	146,1	224,0
C ₂ H ₅ OH	Рідина	-227,6	-174,8	160,7
CH ₃ OH	Рідина	-228,7	-166,4	126,7
CH ₃ COOH	Рідина	-434,8	-371,8	171,3
C ₃ H ₇ COOH	Рідина	-457,9	-376,0	189,1
C ₂ H ₅ OC ₂ H ₅	Рідина	-184,6	-171,2	271,3
C ₆ H ₁₂ O ₆	Крист.	-1270,0	-917,0	153,9
NH ₃	Газ	-46,2	-16,7	192,5
NH ₄ Cl	Крист.	-315,4	-203,7	94,5
NO	Газ	+90,4	+86,7	210,2
N ₂ O	Газ	+81,6	+103,6	220,0
NO ₂	Газ	+33,5	+51,5	240,2
NaOH	Крист.	-426,6	-377,0	64,18
NaCl	Крист.	-410,0	-384,0	72,5
H ₂ O	Газ	-241,8	-228,8	189,0
H ₂ O	Рідина	-285,8	-237,2	69,9
H ₂ O ₂	Рідина	-187,4	-117,6	105,9
HCl	Газ	-92,3	-95,2	187,7
H ₂ SO ₄	Рідина	-811,3	-724,0	157,0

Список рекомендованої літератури

Основна (базова)

1. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключєва ; за заг. ред. Є. Я. Левітіна. – 3-тє вид. – Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. – 512 с.
2. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. для студентів закл. вищ. освіти / Є. Я. Левітін, І. О. Ведерникова, О. В. Антоненко та ін. ; за ред. Є. Я. Левітіна. – Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2019. – 368 с.
3. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є. Я. Левітін, О. В. Антоненко, А. М. Бризицька та ін. – Х. : НФаУ : Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
4. Левітін Є. Я., Бризицька А. М., Ключєва Р. Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця : Нова книга, 2003. – 464 с.
5. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб. – К. : Вища шк., 2009. – 471 с.
6. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи : навч. посіб. / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
7. Загальна хімія : підручник / О. І. Панасенко, А. М. Голуб, О. О. Андрійко та ін. – Запоріжжя : Запоріжський держ. мед. ун-т., 2016. – 462 с.

Допоміжна

1. Державна Фармакопея України / Державне підприємство «Науковий-експертний фармакопейний центр». – 1-є вид. – Харків : PIPEG, 2001. – 556 с.
2. Загальна та неорганічна хімія : У 2-х ч. / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовских, С. В. Іванов. – К. : Пед. Преса, 2002. – Ч. I. – 520 с.
3. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія / підручник для студентів вищ. навч. закл. – Київ; Ірпінь : ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
4. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М. : Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с.

***Методичні вказівки для підготовки до практичних занять
із загальної та неорганічної хімії***

5. Скопенко В. В., Григор'єва В. В. Найважливіші класи неорганічних сполук. В. В. Скопенко, В. В. Григор'єва. – К. : Либідь, 1996. – 152 с.
6. Основи загальної хімії. Хімія та екологія води. Навчальн посібник / С. Ю. Кельїна, І. В. Ремішевська, О. Г. Невинський та ін. – Миколаїв : НУК, 2020. – 280 с.
7. Збірник індивідуальних завдань з хімії. Методичні вказівки / С. Ю. Кельїна, О. Г. Невинський, О. І. Лічко та ін. – Миколаїв : УДМТУ, 2002. – 128 с.
8. Неорганічна хімія : методичні вказівки до лабораторних занять і самостійної роботи / О. Е. Марцинко, І. Й. Сейфулліна. Методичні вказівки для студентів ОКР бакалавр напряму біологія. – Одеса : Вид-во ТОВ «Удача», 2016. – 80 с.

Навчальне видання

О. Г. Невинський

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДЛЯ ПІДГОТОВКИ ДО ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ
ІЗ ЗАГАЛЬНОЇ ТА НЕОРГАНІЧНОЇ ХІМІЇ**

Частина I. Загальна хімія

Випуск 325

Редактор *А. Бурмус*.
Технічний редактор *О. Петроченко*.
Комп'ютерна верстка *Д. Кардаш*.
Друк *С. Волинець*, фальцювально-палітурні роботи *О. Мішалкіна*.

Підп. до друку 29.05.2021
Формат 60x84¹/₁₆. Папір офсет.
Гарнітура «Times New Roman». Друк ризограф.
Ум. друк. арк. 6,74. Обл.-вид. арк. 4,59.
Тираж 5 пр. Зам. № 6204.

Видавець і виготовлювач: ЧНУ ім. Петра Могили.
54003, м. Миколаїв, вул. 68 Десантників, 10.
Тел.: 8 (0512) 50–03–32, 8 (0512) 76–55–81, e-mail: rector@chmnu.edu.ua.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 6124 від 05.04.2018.