

ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
“ЗАПОРІЗЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ”
МІНІСТЕРСТВА ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Перетятко В. В., Лашко Н. П., Луганська О. В.

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

**Методичні вказівки до лабораторних робіт
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра
спеціальності "Хімія"**

Затв.
вченою радою ЗНУ,
протокол №3
від 27.10.2020 р.

Запоріжжя

2020

УДК: 546 (076.5)

ББК: Г1я 73

Перетятко В. В., Лашко Н. П., Луганська О. В. Неорганічна хімія :
Методичні вказівки до лабораторних робіт для здобувачів ступеня вищої
освіти бакалавра спеціальності "Хімія" Запоріжжя : Запорізький
національний університет, 2020. 64 с.

Методичний посібник містить лабораторні роботи та
контрольні запитання і завдання для домашньої підготовки до занять.

Призначені для студентів біологічного факультету спеціальності
“Хімія” денної форми навчання.

Рецензент

К.О. Домбровський, к. б. н., доцент кафедри загальної та прикладної
екології і
зоології

Відповідальний за випуск

О.А. Бражко, д. б. н., професор, завідувач кафедри хімії

Зміст

Одержання і властивості оксидів, гідроксидів та солей.....	4
Основні поняття і закони хімії.....	7
Визначення еквівалентної маси металу.....	9
Будова атому та періодичний закон.....	11
Хімічний зв'язок і будова молекул. Методи валентного зв'язку (ВЗ) та молекулярних орбіталей (МО).....	14
Комплексні (координаційні) сполуки.....	20
Тепловий ефект хімічної реакції. Теплоти розчинення, гідратації і нейтралізації.....	24
Кінетика хімічних реакцій.....	28
Концентрація розчинів.....	33
Визначення молекулярної маси кріоскопічним методом.....	37
Реакції іонного обміну в розчинах електролітів. Добуток розчинності.....	41
Теорія електролітичної дисоціації.....	46
Гідроліз солей.....	51
Окисно-відновні процеси.....	54
Прилади та реактиви.....	58
Література.....	62

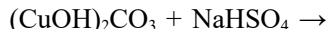
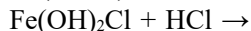
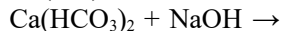
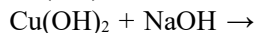
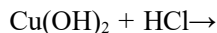
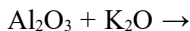
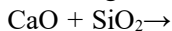
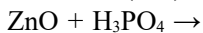
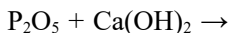
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 1.

ТЕМА: Одержання і властивості оксидів, гідроксидів та солей.

МЕТА: *повторити класифікацію, номенклатуру основних класів неорганічних сполук. Засвоїти методи одержання та дослідити властивості і взаємодію оксидів, гідроксидів, солей. Зробити висновок про зміну характеру оксидів та і гідроксидів у періодах і підгрупах періодичної системи Д.І. Менделєєва. Скласти рівняння реакцій до дослідів.*

Контрольні запитання та задачі:

1. Назвіть основні класи неорганічних сполук і покажіть їх взаємозв'язок.
2. Класифікація, номенклатура оксидів. Одержання та властивості оксидів.
3. Класифікація, номенклатура гідроксидів. Одержання та властивості гідроксидів.
4. Класифікація, номенклатура солей. Одержання та властивості солей.
5. Складіть рівняння реакцій:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Одержання і властивості магній оксид і магній дигідроксид.

Помістіть у пробірку невелику кількість кристалічного магній оксиду додайте туди ж 5-10 мл води. Вміст пробірки перемішайте і перевірте реакцію середовища за допомогою універсального індикаторного паперу. Складіть рівняння реакції в молекулярному та

іонному виді. Зазначте слабку розчинність магнію дигідроксиду та характер середовища.

У дві пробірки налейте по 1 мл розчину солі магнію і додайте такий же об'єм розчину натрію гідроксиду. Одержаний розчин розподіліть на 2 пробірки. В одну з них при струшуванні додайте по краплям концентрований розчин хлоридної кислоти. В іншу – 30% розчин натрій гідроксиду. Відмітьте, що відбувається з осадом у кожній з двох пробірок. Складіть рівняння реакцій. Зробіть висновок про характер властивостей магнію дигідроксиду.

Дослід 2. Одержання і властивості алюмінію тригідроксиду.

В пробірку налейте 2-3 мл розчину солі алюмінію і додайте такий же об'єм розчину амонію гідроксиду. Вміст пробірки розподіліть на 2 пробірки. В одну з них додайте по краплям концентрований розчин хлоридної кислоти (постійно струшуючи пробірку) до повного розчинення осаду. В іншу – 30% розчин натрію гідроксиду також до повного розчинення осаду. Складіть рівняння реакцій в молекулярному і іонному вигляді. Зробіть висновок про характер властивостей алюмінію тригідроксиду.

Порівняйте результати дослідів 1 і 2 та зробіть висновок про характер зміни властивостей гідроксидів елементів III періоду періодичної системи зі збільшенням порядкового номера.

Дослід 3. Кислотні властивості карбон (IV) оксиду.

Налейте у пробірку 2-3 мл води і додайте 1-2 краплі лакмуса. Пропустіть з апарату Кіппа карбон (IV) оксид у воду до зміни забарвлення. Складіть рівняння реакції в молекулярному і іонному вигляді.

Дослід 4. Амфотерні властивості стануму тетрагідроксиду.

Налейте у пробірку 3-4 краплі розчину станум (IV) хлориду – SnCl_4 і додайте по краплям 30% розчин натрію гідроксиду до появи осаду. Перенесіть частину осаду в іншу пробірку. В одну із пробірок (при струшуванні) додайте по краплям концентрованої хлоридної кислоти до повного розчинення осаду. В іншу – 30% розчин натрію гідроксиду також до повного розчинення осаду (пробірку струшувати).

Складіть рівняння реакції в молекулярному і іонному вигляді.

Порівняйте результати дослідів 3 і 4 та зробіть висновок про зміну характеру властивостей гідроксидів елементів побічної

підгрупи IV групи періодичної системи зі збільшенням порядкового номера.

Дослід 5. Термічний розклад купрум (II) гідроксиду.

В пробірку помістите 5-6 крапель розчину купрум (II) сульфату (VI) і додайте 5 крапель розчину натрій гідроксиду. Відмітьте колір осаду, що утворився. Нагрівайте пробірку до тих пір, доки купрум (II) гідроксид не перетвориться у чорний осад купрум (II) оксиду.

Складіть рівняння реакцій в молекулярному і іонному вигляді.

Дослід 6. Одержання середньої і кислої солі.

Налийте у пробірку 3-4 мл насиченого розчину кальцію дигідроксиду (вапняної води). Пропустіть через розчин карбон (IV) оксид із апарата Кіппа. Спочатку утворюється нерозчинна у воді середня сіль – кальцій карбонат. Насичення розчину карбоном (IV) оксидом продовжуйте до тих пір, поки весь осад не розчиниться з утворенням кислої солі – кальцій гідрогенкарбонату (IV).

Пробірку з розчином кальцій гідроген карбонату (IV) нагрійте до кипіння і спостерігайте утворення нерозчинної солі – кальцію карбонату.

Складіть рівняння реакцій в молекулярному і іонному вигляді.

Налийте у пробірку 3-4 мл насиченого розчину кальцію дигідроксиду (вапняної води) і додайте по краплям 0,5н розчин фосфатної кислоти. Спостерігайте появу спочатку осаду середньої солі – кальцію фосфату (V), а потім розчинення осаду в надлишку фосфатної (V) кислоти з утворенням кислої солі – кальцію дигідроген фосфату (V).

Складіть рівняння реакцій в молекулярному і іонному вигляді.

Дослід 7. Одержання подвійної солі.

В пробірку налийте по 3 мл насичених розчинів діамоній сульфату (VI) і феруму (II) сульфату (VI). В осад випадає подвійна сіль, яка має склад: $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Якщо осад не з'являється, то потріть склянню паличкою внутрішній бік пробірки до його появи.

Складіть рівняння реакції і дайте назву подвійної солі.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №2

ТЕМА: Основні поняття і закони хімії.

Мета: *засвоїти визначення основних понять хімії “атом”, “молекула”, “моль”, “число Авогадро”, “молекулярна маса”, “хімічний елемент”, “проста речовина”. Володіти і Вміти використовувати основні закони хімії при розв’язуванні розрахункових задач.*

Контрольні запитання і вправи:

1. Дати визначення понять “атом” і “молекула”.
2. Що таке кількість речовини і в яких одиницях виражають цю величину?
3. Поясніть, чим хімічний елемент відрізняється від простої речовини.
4. Дайте визначення основних законів хімії:
 - збереження маси;
 - еквівалентності маси і енергії;
 - сталості складу;
 - кратних відношень;
 - еквівалентів.
5. Які методи визначення молекулярних та атомних мас ви знаєте?
6. Дайте визначення понять: “еквівалент”, “молярна маса еквівалента”. В якому співвідношенні перебувають молярна маса, молярна маса еквіваленту та валентність певного елемента?
7. Які розрахунки можна виконати, знаючи формулу хімічної сполуки?
8. Скільки молів становлять: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекули CO_2 ; б) $1,2 \cdot 10^{24}$ атомів O_2 ; в) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ?
9. Визначте масу однієї молекули NO .
10. Визначте кількість атомів у 3,2 г сірки.

11. При деякій температурі тиску газу, що займає об'єм 3 л, становить 93,3 кПа (700 мм рт. ст.). Яким стане тиск, якщо не змінюючи температуру, зменшити об'єм газу до 2,8 л?
12. При 27 °С об'єм газу становить 600 мл. Який об'єм займе газ при 57 °С, якщо тиск не змінювати?
13. При 15 °С тиск газу у балоні з киснем дорівнює $91,2 \cdot 10^2$ кПа. При якій температурі він буде складати $101,33 \cdot 10^2$ кПа?
14. При 25 °С і тиску 99,33 кПа (745 мм рт. ст.) газ займає об'єм 152 мл. Знайти об'єм, який буде займати ця ж кількість газу при 0 °С і тиску 101,33 кПа.
15. Який об'єм займає при температурі 20 °С і тиску 250 кПа аміак масою 51 г?
16. Змішують 3 л CO_2 з 4 л O_2 і 6 л N_2 . До змішування тиск CO_2 , O_2 і N_2 складав відповідно 96, 108, 90,6 кПа. Загальний об'єм суміші 10 л. Визначити тиск суміші.
17. Відносна густина газу за повітрям дорівнює 2,8. Визначити густину цього газу за воднем.
18. Визначити молекулярну масу бензолу, знаючи, що маса 600 мл його при 87 °С і тиску 83,2 кПа складає 1,30 г.
19. Визначити формулу сполуки, яка містить 32,43 % натрію, 22,45 % сірки та 45,02 % кисню.
20. Через розчин, що містить 330г нітратної кислоти пропустили 85 г амоніаку. Яка маса одержаної солі?
21. Визначити еквівалент і еквівалентні маси елементів у сполуках HBr , H_2O , NH_3 .
22. Визначити еквіваленти і еквівалентні маси H_2SO_4 і $\text{Al}(\text{OH})_3$ у наступних реакціях:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$$

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
23. Яку частину еквівалентних мас і яку частину молю містять: а) 24,5г H_2SO_4 ; б) 24,5г H_3PO_4 ; в) 75г CaCO_3 ; г) 8,6г $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; д) 79г $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.
24. На відновлення 7,09г двохвалентного металу потрібно 2,24л водню (н.у.). Визначити еквівалентну масу металу та атомну масу металу.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №3

ТЕМА: Визначення еквівалентної маси металу.

МЕТА: засвоїти основні поняття та закони хімії. Оволодіти прийомами визначення еквівалентної маси металу методом витіснення водню.

Контрольні запитання та задачі:

1. Що називається еквівалентом речовини? Чи є ця величина сталою, чи вона змінна?
2. Що називається еквівалентною масою елемента?
3. Які методи визначення еквівалентних мас вам відомі?
4. Як розрахувати еквівалент і еквівалентну масу елемента, оксиду, кислоти, основи, солі?
5. Сформулювати закон еквівалентів і написати його математичний вираз.
6. Визначити еквівалентну та атомну масу двохвалентного металу, якщо при взаємодії металу масою 1,11 г з кислотою виділилося 404,2 мл водню, виміряного при 19°C і тиску 770 мм рт.ст.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Необхідні прилади, обладнання і реактиви: прилад для визначення еквівалента металу, термометр, барометр, наважки металу, розчин хлоридної кислоти (1:1,5), склянка Оствальда, циліндр, лійка.

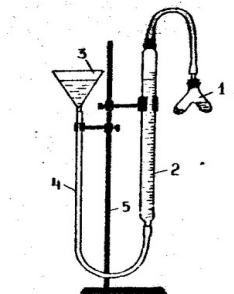


Рис. 1 Прилад для визначення еквівалента металу

Для визначення металу по його еквівалентній масі використовують прилад, зображений на рис.1

Перед початком досліду прилад, закріплений у штативі (5), випробовують на герметичність. Для цього піднімають лійку (3) на деяку висоту, при цьому рівень води в бюретці (2) повинний фіксуватися на визначеному рівні. Якщо прилад герметичний, можна приступити до виконання досліду.

В один відросток склянки Оствальда (1) поміщають наважку металу (відомої маси і валентності). В інший відросток акуратно наливають 3-4 мл кислоти. Обережно з'єднують склянку Оствальда з бюреткою, щільно закривають пробкою і перевіряють герметичність приладу, як зазначено вище. Записують початковий рівень води в бюретці a_1 . Відлік роблять по нижньому меніску з точністю до 0,1 мл. Нахиливши склянку Оствальда, переливають кислоту до наважки металу. Спостерігають виділення водню і витіснення води з бюретки.

Після закінчення реакції дають склянці охолонути, щоб газ у приладі прийняв кімнатну температуру.

Приводять воду в бюретці і лійці, що з'єднані гумовою трубкою (4), до однакового рівня опусканням лійки, тобто скидають гідростатичний тиск. Записують рівень води в бюретці a_2 .

Обчислення:

Визначають об'єм водню, що виділився $V_{(H_2)} = a_2 - a_1$ (мл).

Визначають парціальний тиск водню:

$$P_{(H_2)} = P_{\text{атм}} - P_{(H_2O)} \text{ (мм рт. ст.),}$$

де $P_{(H_2O)}$ – тиск пари води при даній температурі (табличні дані).

Визначають температуру: $T = 273 + t^{\circ}\text{C}$. Обчислюють об'єм водню до нормальних умов, користуючись об'єднаним газовим законом:

$$\frac{P_{(H_2)} \times V_{(H_2)}}{T_{(H_2)}} = \frac{P_{O(H_2)} \times V_{O(H_2)}}{T_{O(H_2)}} \Rightarrow V_{O(H_2)} = \frac{P_{(H_2)} \times V_{(H_2)} \times T_{O(H_2)}}{T_{(H_2)} \times P_{O(H_2)}};$$

$$V_{O(H_2)} = \frac{V_{(H_2)} \times (P_{\text{атм}} - P_{(H_2O)}) \times 273}{760 \times (273 + t^{\circ})}$$

Обчислюють еквівалентну масу металу за законом еквівалентів:

$$\frac{m_{(Me)}}{V_{O(H_2)}} = \frac{m_{e(Me)}}{V_{(H_2)}} \Rightarrow m_{e(Me)} = \frac{m_{(Me)} \times 11200}{V_{O(H_2)}}.$$

За валентністю металу розраховують атомну масу металу:

$$A_{(Me)} = m_{e(Me)} \times B_{(Me)}$$

де $v_{(Me)}$ – валентність металу

$m_{e(Me)}$ – еквівалентна маса металу

Використовуючи періодичну систему елементів Д.І. Менделєєва, розраховують теоретичне значення еквівалентної маси даного металу й обчислюють відносну похибку експерименту:

$$\frac{(m_{e(Me)теор.} - m_{e(Me)експ.})}{m_{e(Me)теор.}} \times 100\% .$$

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №4

ТЕМА: Будова атома та періодичний закон.

МЕТА: *засвоїти квантову теорію будови атома і вплив електронних структур атомів на періодичність властивостей хімічних елементів.*

Контрольні запитання та вправи:

1. Сформулюйте основні принципи ядерної моделі атома.
2. Обчисліть енергію E квантів (фотонів) випромінювання з довжиною хвилі $\lambda = 500 \text{ нм}$. Який колір має це випромінювання?
3. Яке значення головного квантового числа електрону атома водню, якщо енергія електрона дорівнює відповідно $-3,4$; $-13,6$; $-0,85 \text{ еВ}$?
4. Яким лініям у спектрі відповідає випромінювання водню при переході електрону з одного енергетичного стану в інший з наступними початковими та кінцевими значеннями головного квантового числа: $n = 4$ і 2 ; $n = 2$ і 1 ; $n = 3$ і 2 . Які області електромагнітного спектру відповідають ці лінії?
5. Визначити енергетичні переходи електрону атома водню, які відповідають червоній ($\lambda = 656 \text{ нм}$) і блакитній ($\lambda = 486 \text{ нм}$) лініям у спектрі випромінювання атомарного водню.
6. Сформулюйте правила, які визначають число орбіталей і електронів даного електронного шару.
 - а) Яка максимальна ємність електронних шарів K, L, M, N?

б) Вкажіть число орбіталей, які мають таке значення орбітального квантового числа ℓ : 2; 1; 0.

Чи залежить число орбіталей з даним значенням ℓ від номера квантового шару? Наведіть позначення з допомогою літер орбіталей із вказаними значеннями ℓ .

в) Яке число електронів може знаходитись в енергетичних станах 2s; 3p; 3d; 5f?

7. Охарактеризуйте 1s – стан електрону атома водню з допомогою наступних понять: 1) електронна хмара; 2) гранична поверхня; 3) радіальна хвильова функція; 4) радіальний розподіл густини ймовірності; 5) радіальний розподіл ймовірності знаходження електрону в атомі.

8. Охарактеризуйте 2p – стан електрона атома водню з допомогою уявлень, що вказані в завданні 7.

а) Опишіть форму орбіталі, що характеризується наступними квантовими числами: $n = 3, \ell = 0, m_\ell = 0$; $n = 3, \ell = 2, m_\ell = 0, \pm 1, \pm 2$; $n = 3, \ell = 1, m_\ell = 0, \pm 1$. Наведіть символи цих орбіталей.

б) Охарактеризуйте набором квантових чисел кожен з наступних орбіталей: 1s, 2p, 3d.

9. Побудуйте графік залежності $4\pi r^2 \psi^2$ від r для 1s, 2s і 3s – стану електрона в атомі водню. Поясніть хід кривих.

10. Сформулюйте правила, які визначають порядок заповнення електронами орбіталей атома. Наведіть електронні конфігурації незбуджених атомів K, Mn, Zn, Br і іонів Ba^{2+} , Fe^{3+} , Hf^{4+} .

Атом	2s (нм)	Атом	3s (нм)
Li	0,159	Na	0,171
Be	0,104	Mg	0,128
B	0,077	Al	0,104
C	0,062	Si	0,090
N	0,052	P	0,080
O	0,045	S	0,072
F	0,04	Cl	0,066
Ne	0,035	Ar	0,061

11. Побудуйте графік залежності орбітального радіуса атомів від атомного (порядкового) номера елементів 2-го та 3-го періодів періодичної системи. Поясніть хід кривих.

12. Побудуйте графік залежності першої енергії іонізації (E_{i1}) від порядкового номера для елементів 2-го і 3-го періодів періодичної системи. Поясніть хід кривих.

Елемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
E_{i1} , eV	5,39	9,32	8,29	11,26	14,53	13,62	17,42	21,56
Елемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
E_{i1} , eV	5,14	7,65	5,986	8,15	10,49	10,36	12,97	15,76

13. Побудуйте графік залежності першої енергії іонізації (E_{i1}) атомів s-елементів I групи періодичної системи від їх атомного номера. Поясніть хід кривої.

Елемент	H	Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Au	Fr
E_{i1} , eV	13,599	5,39	5,14	4,34	7,726	4,18	7,57	3,89	9,226	3,98

14. Наведіть електронні конфігурації атомів елементів IV групи в основному стані. Як розподіл на підгрупи для елементів даної групи періодичної системи відповідає будові їх атомів? Що таке електронні аналоги?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Утворення одноатомних іонів металів.

В процесі взаємодії атомів металів з окислювачем кількість електронів у електронному шарі їх атомів зменшується. Утворюються заряджені позитивно частинки – іони.

В п'ять пробірок налити по 10 крапель розчину купрум (II) сульфату. До першої пробірки внести залізні ошурки, до другої – гранулу цинку, до третьої – плюмбуму, до четвертої – стануму, до п'ятої – магнієвої стружки. Через 10 хвилин оглянути поверхню металів і відзначити зміни забарвлення розчину сульфату міді.

Скласти рівняння реакцій і електронні формули атомів металів та їх одноатомних іонів. Зазначити розподіл електронів за квантовими комірками.

Які значення квантових чисел (n , ℓ , m_ℓ , m_s) відповідають атомним орбітям валентних електронів в атомах цих металів?

Дослід 2. Утворення одноатомних іонів неметалів.

Атоми неметалів утворюють негативно заряджені частинки – іони, тому що кількість електронів в зовнішньому електронному шарі під час хімічних реакцій збільшується.

В пробірку з розчином натрію сульфату додати такий самий об'єм йодної води. Спостерігати знебарвлення йодної води. За допомогою аргентуму нітрату виявити присутність іонів йоду. Зазначити розподіл електронів за квантовими комірками і скласти електронні формули атома та іону йоду. Які значення квантових чисел (n , ℓ , m_ℓ , m_s) відповідають атомним орбіталям валентних електронів в атомі йоду?

Дослід 3. Властивості гідроксидів елементів III періоду.

За допомогою наявних реактивів одержати гідроксиди натрію, магнію, алюмінію, кремнію. Індикаторами встановити рН і вивчити характер гідроксидів. Для цього кожен гідроксид розділити на 2 частини і до однієї додати надлишок розчину хлоридної кислоти, а до другої – надлишок розчину їдкого натру. Додаючи кислоту або луг, вміст пробірок струшувати.

Скласти рівняння реакцій. Зробити висновок про зміни характеру гідроксидів в залежності від положення елементів в періоді.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №5

ТЕМА: Хімічний зв'язок і будова молекул. Методи валентного зв'язку (ВЗ) та молекулярних орбіталей (МО).

Мета: засвоєння найважливіших понять теорії хімічного зв'язку і просторової конфігурації молекул.

Контрольні запитання та вправи.

Теорія молекулярних орбіталей

1. Сформулюйте основні положення теорії молекулярних орбіталей.

2. На рис. 2 показані розраховані за рівнянням Шредінгера нижчі енергетичні рівні молекулярного іона водню H_2^+ залежності від міжядерної відстані.

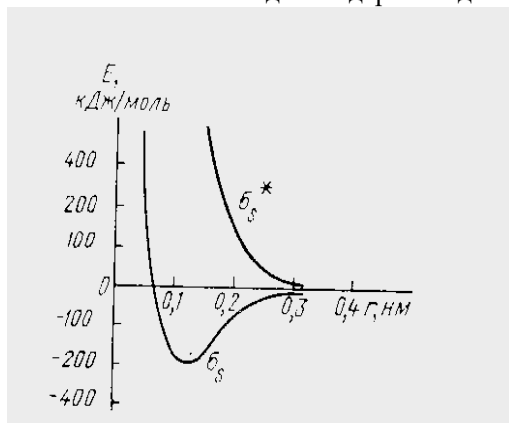


Рис. 2 Залежність нижчих енергетичних рівнів молекулярного іону водню H_2^+ від міжядерної відстані

- а) Яка з енергетичних кривих відповідає іону H_2^+ основному стані? Користуючись рисунком 2 визначити енергію дисоціації іону H_2^+ і рівноважну між'ядерну відстань? ($D_0 = 255,7$ кДж/моль; $d = 0,108$ нм)
- б) Зобразити графічно хвильові функції (вздовж осі з'єднання ядер) для вказаних на рис. 2. енергетичних рівнів молекулярного іону H_2^+
- в) Нарисуйте граничні поверхні і наведіть назви орбіталей іону H_2^+ .
- г) Зобразіть графічно характер зміни ймовірності знаходження електрону на зв'язуючій та розривляючій орбіталях молекулярного іону H_2^+ по осі з'єднання ядер.
- д) Наведіть електронну конфігурацію молекулярного іону H_2^+ в основному стані.
- е) Чому атоми з'єднуються в молекулу?
3. Сформулюйте основні положення методу ЛКАО – МО.

- а) Як виходячи з будови атомів, що утворюють молекулу визначити число, форму і енергію молекулярних орбіталей?
 б) Якими способами можна зобразити конструювання молекулярних орбіталей іону H_2^+ з атомних орбіталей?
 в) Який фізичний зміст такого зображення?
4. Побудуйте енергетичну діаграму і розподіліть електрони по орбіталях молекул водню.
- а) Поясніть різницю між енергіями іонізації молекули і атома водню в основному стані

$$\left[\begin{array}{l} E_i = 1312,1 \text{ кДж/моль} = 13,599 \text{ еВ для атома H} \\ E_i = 1489 \text{ кДж/моль} = 15,43 \text{ еВ для молекули H}_2 \end{array} \right]$$

- б) Наведіть електронні конфігурації, що відповідають основному та іонізованому (до H_2^+) станам молекули водню (рис.3).

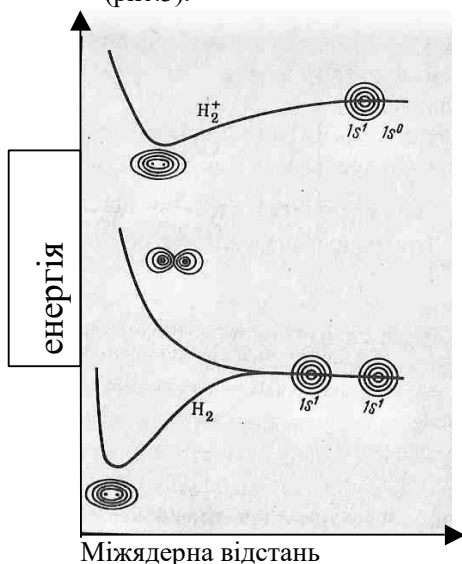


Рис. 3

- в) По рис.3 поясніть характер зміни енергії дисоціації (енергії зв'язку) і рівноважної між'ядерної відстані (довжини зв'язку) при іонізації молекул водню. Порівняйте значення енергії дисоціації і між'ядерної відстані H_2 і H_2^+

$$\left[\begin{array}{l} D_0 = 436 \text{ кДж/моль; } d = 0,074 \text{ нм} - \text{ для молекули } \text{H}_2 \\ D_0 = 255,7 \text{ кДж/моль; } d = 0,108 \text{ нм} - \text{ для іону } \text{H}_2^+ \end{array} \right]$$

5. Покажіть способи перекривання при сполученні s-s, p-p, s-p, p-d, d-d орбіталей. Відзначте випадки, котрі за умовами симетрії призводять до перекривання:
 - 1) додатнього, від'ємного, нульового;
 - 2) σ -, π -, δ - типу.
6. Використовуючи метод ЛКАО – МО визначити число і форму орбіталей молекули фтору F_2 . Складіть діаграму енергетичних рівнів молекули і запишіть її електронну конфігурацію.
 - а) Які сполучення атомних орбіталей узгоджуються з енергетичними умовами для утворення орбіталей молекули фтору, якщо $E_{2p} \gg E_{2s}$
 - б) Які сполучення атомних орбіталей призводять до утворення молекулярних орбіталей σ -, π - типу, якщо прийняти вісь z за з'єднуючу для атомів фтору?
7. Визначте число і форму орбіталей молекули азоту. Побудуйте енергетичну діаграму рівнів молекули і наведіть її електронну конфігурацію.
 - а) Як впливає енергетична близькість 2s і 2p орбіталей атомів на розташування молекулярних орбіталей σ -, π - типу на енергетичній діаграмі гомоядерних двоатомних молекул?
 - б) Який порядок зв'язку в молекулі азоту? Як порядок зв'язку впливає на її енергію, довжину?
8. Розподіліть валентні електрони по орбіталях молекул B_2 , C_2 , N_2 , O_2 , F_2 , визначте порядок зв'язку в цих молекулах. Які з цих молекул пара -, а які діамангнітні?
9. Побудуйте графіки залежності енергії і довжини зв'язку від числа валентних електронів в ряду B_2 - N_2 - C_2 - O_2 - F_2 . Поясніть хід кривих.

Молекул	B_2	N_2	C_2	O_2	F_2
D_0 , кДж/моль	276,0	945,3	602,0	498,4	159,
d, нм	0,159	0,1097	0,124	0,1207	0,141

10. Який характер зміни енергії дисоціації і між'ядерної відстані при переході:
 від N_2 до N_2^+ і N_2^-
 від O_2 до O_2^+ і O_2^- .

Молекул	N_2	N_2^+	N_2^-	O_2	O_2^+	O_2^-
D_0 , кДж/моль	945,3	842,7	744,8	498,4	642	394
d , нм	0,1097	0,111	0,125	0,1207	0,112	0,134

Поясніть характер зміни енергії дисоціації у вказаних системах.

11. Використовуючи метод ЛКАО – МО, визначте число і форму орбіталей молекули фториду водню. Побудуйте діаграму енергетичних рівнів молекули і наведіть її електронну конфігурацію. Енергії орбіталей фтору і водню:

$1s(H)$ $1s(F)$ $2s(F)$ $2p(F)$

E , eV -13,6 -1000 -40 -17,4

а) Які з комбінацій орбіталей атомів водню і фтору енергетично найбільше підходять для утворення молекулярних орбіталей?

б) Які з комбінацій орбіталей атомів водню і фтору призводять до утворення зв'язуючої, розриваючої та незв'язуючої орбіталей, якщо за вісь, з'єднуючу атоми в молекулі HF, прийняти вісь z ? Нарисуйте схему перекривання орбіталей. Наведіть назви молекулярних орбіталей.

в) Чому молекула фториду водню сильно поляризована? ($\mu = 0,64 \cdot 10^{-29}$ Кл·м)

12. Побудуйте діаграму енергетичних рівнів лінійної молекули CO_2 .

а) за рахунок яких сполучень орбіталей центрального атома і групових орбіталей периферійних атомів (лігандів) виникають орбіталі молекул? Наведіть схеми перекривання орбіталей центрального атома і групових орбіталей периферійних атомів.

б) Чим пояснюється високе значення середньої енергії ($E_{\infty} = 803$ кДж/моль) зв'язку CO і порівняно невелика між'ядерна відстань ($d_{co} = 0,116$ нм) в молекулі CO_2 ?

в) Чому в молекулі CO_2 зв'язок полярний, а сама молекула неполярна?

Теорія валентного зв'язку (ВЗ)

1. Сформулюйте основні положення теорії валентних зв'язків. Укажіть число локалізованих електронних пар центрального атому і механізм їх утворення в наступних молекулах і іонах: BeH_2 , NH_4^+ , BH_4^- .
2. Сформулюйте поняття ступеня окиснення. Визначте ступені окиснення елементів в наступних сполуках: KMnO_4 , K_2MnO_4 , K_2MnO_3 , MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , Cr_2O_3 , $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
3. Порівняйте значення ступеню окиснення і координаційного числа центрального атома наступних сполук: CO_2 , NH_4^+ , BH_4^- , NF_4^+ , BH_3 , BF_4^- , N_2 .
4. Наведіть формули тетраедричних оксоаніонів EO_4^{n-} хлору (VII), сульфуру (VI), фосфору (V), силіцію (IV), мангану (VII), мангану (VI), хрому (VI), феруму (VI).

Просторова конфігурація молекул

1. Сформулюйте основні положення моделі локалізованих електронних пар для пояснення просторової конфігурації молекули.
2. Яке просторове розташування довкола центрального атома молекули двох, трьох, чотирьох, п'яти, шести електронних пар?
3. Визначте просторову конфігурацію молекули CH_4 , NH_3 , H_2O .
4. Порівняйте значення валентних кутів молекул і поясніть характер їх зміни в ряду CH_4 ($109,5^\circ$) - NH_3 ($107,3^\circ$) - H_2O ($104,5^\circ$).
5. Виходячи з моделі локалізованих електронних пар визначте просторову конфігурацію молекул PF_5 , SF_4 , ClF_3 , SF_6 .
6. Поясніть різне значення валентних кутів для наступних пар молекул: OF_2 (103°) і H_2O ($104,5^\circ$); NF_3 (102°) і NH_3 ($107,3^\circ$); NF_3 (102°) і PF_3 (104°).
7. Сформулюйте основні положення моделі гібридизації атомних орбіталей для пояснення просторової конфігурації молекули.
8. Яка просторова орієнтація sp , sp^2 , sp^3 гібридних орбіталей відносно атома ?

9. Який тип гібридизації орбіталей центрального атома найбільше ймовірний для молекул CH_4 , NH_3 і H_2O ; BH_3 і BF_3 ; BeH_2 ?
10. Молекула оксиду вуглецю (IV) діамагнітна, неполярна, зв'язок CO характеризується високою міцністю ($E = 803$ кДж/моль), між ядерна відстань d_{co} складає $0,116$ нм, що на $0,027$ нм менше довжини одинарного зв'язку CO ($d_{\text{co}} = 0,143$ нм). Поясніть наведені експериментальні данні, виходячи із будови молекули CO_2 .
11. Експериментально встановлено, що молекула BF_3 має форму плоского трикутника, а комплексний іон BF_4^- - тетраедричну будову. Довжина зв'язку BF у BF_3 коротша ($0,129$ нм), ніж у BF_4^- ($0,143$ нм). Поясніть ці дані.
12. Яку просторову конфігурацію мають молекули SO_2 , SO_3 , BeF_2 , BF_3 , NF_3 , OF_2 , NOCl , COCl_2 ? Які з цих молекул мають електричний момент диполя?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №6

ТЕМА: Комплексні (координаційні) сполуки.

МЕТА: засвоєння основних положень координаційної теорії, номенклатури, методів синтезу та властивостей комплексних сполук.

Контрольні запитання та задачі:

1. На прикладі формули сполуки $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ визначте комплексний іон, комплексоутворювач (центральный атом) , ліганди, координаційне число.
2. Дайте характеристику хімічних зв'язків у комплексних сполуках.

3. Охарактеризуйте усі види ізомерії комплексних сполук (геометрична, оптична, сольватна, іонізаційна, координаційна, ізомерія зв'язку).
4. Дайте назву сполук з комплексним іоном: $K_4[Fe(CN)_6]$; $Na[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$; $K_2[PtCl_6]$; $Na_2[Zn(OH)_4]$; $(NH_4)_3[Fe(Cl_6)]$; $K_2[Fe(NO)(CN)_5]$; $Na[Cr(H_2O)_2F_4]$; $Na_2[Pt(CN)_4Cl_2]$.
5. Дайте назву сполук з комплексним катіоном, визначте ступінь окислення іона комплексоутворювача: $[Al(H_2O)_5OH]SO_4$; $[Pt(H_2O)(NH_3)_2OH]NO_3$; $[Co(NH_3)_5CNS]Cl_2$; $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$; $[Ni(H_2O)_6](NO_3)_2$; $[Ag(NH_3)_2]ClO_4$; $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.
6. Назвіть нейтральні комплекси: $[Co(NH_3)_3Cl_3]$; $[Co(H_2O)_4(NO_2)_2]$; $[Ru(H_2O)(NH_3)_2SO_3]$; $[Cr(NH_3)_3(CNS)_3]$; $[Ni(CO)_4]$. Напишіть рівняння дисоціації та вирази і значення констант нестійкості наступних сполук: $Na_2[Zn(OH)_4]$; $[Zn(NH_3)_4]F_2$; $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$; $[Ag(NH_3)_2]Cl$.
7. Згідно методу ВЗ, визначте гібридні орбіталі центрального іону і геометричну структуру комплексів, для яких вказується число неспарених електронів:
 - а) $[CoCl_4]^-$ - три неспарених електрони;
 - б) $[AuCl_4]^-$ - діаманітний;
 - в) $[FeCl_4]^-$ - п'ять неспарених електронів;
 - д) $[PdCl_4]^{2-}$ - діаманітний.
8. Згідно з теорією кристалічного поля, визначте, чи будуть діаманітними чи парамагнітними наступні октаедричні комплекси, в яких ліганди складають:
 - а) сильне поле: $[Co(H_2O)_2(CN)_4]^-$, $[Mn(CN)_6]^{4+}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[Cr(CN)_6]^{4+}$, $[Co(NO_2)_6]^{4-}$
 - б) слабе поле: $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$, $[Mn(C_2O_4)_3]^{3-}$, $[CoF_6]^{3-}$, $[Fe(H_2O)F_5]^{3-}$
9. Покажіть, чому і як розщеплюється енергетичний d -рівень у тетраедричному полі лігандів. Розподіліть d -електрони по d -орбіталях іона-комплексоутворювача в тетраедричному полі у випадку високо- і низькоспінового комплексів.
10. Із водного розчину, що містить 0,04 моль комплексної сполуки складу $PtCl_4 \cdot 3NH_3$, при додаванні $AgNO_3$ осаджується 0,04 моль $AgCl$. За результатами цього дослідів складіть координаційну формулу вихідної сполуки.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Одержання аніонних комплексів.

1. Отримати калій тетраїodobісмутат . Для цього в пробірку до 3-4 крапель розчину нітрату бісмуту додають розчин йодиду калію до утворення темно-бурого осаду йодиду бісмуту. Додають насичений розчин йодиду калію до розчинення осаду.

2. Відмічають колір отриманого розчину. Записують рівняння реакції. Записують рівняння електролітичної дисоціації отриманої комплексної сполуки.

3. Отримати гідроксокомплекси, що містять іони $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$; $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$. Для цього в три пробірки вносять по 1 мл розчинів сульфату цинку, хлориду хрому, сульфату алюмінію і в кожен з них додають по краплях розчин луку до розчинення початкового осаду. Записують рівняння реакцій та називають комплексні сполуки.

Дослід 2. Одержання катіонних комплексів.

1. Отримати катіонний комплекс нікелю. Для цього одержують спочатку гідроксид нікелю шляхом взаємодії рівних об'ємів розчинів сульфату нікелю та гідроксиду натрію. Вилучають смужкою фільтрувального паперу рідку фазу і додають до осаду по краплях 20% -ний розчин гідроксиду амонію до розчинення осаду. Записують рівняння реакцій утворення комплексної сполуки та її дисоціації. Називають комплексну сполуку.

2. Отримати катіонний комплекс міді. Для цього спочатку досліджують розчин сульфату міді на наявність катіонів міді та сульфат-іонів. У дві пробірки наливають по 0,5 мл розчину сульфату міді і додають в першу – залізний цвях, а в другу – розчин хлориду барію. Відмічають спостереження. Записують рівняння реакцій.

3. Комплексну сполуку міді отримують шляхом взаємодії розчину сульфату міді з 20%-ним розчином гідроксиду амонію. Відмічають спостереження. Записують рівняння реакції. Називають комплексну сполуку. Отриманий розчин комплексної сполуки ділять на дві пробірки і проводять якісні реакції на катіон міді та сульфат-іон. Пояснюють різницю в поведінці сульфату міді та комплексної сполуки міді.

Дослід 3. Комплексні сполуки в реакціях обміну.

1. У дві пробірки наливають по 0,5 мл свіжоприготовленого розчину сульфату заліза (II). В першу додають розчин $K_3[Fe(CN)_6]$, в другу – розчин $K_4[Fe(CN)_6]$. Яка з цих реакцій є якісною? Запишіть рівняння цієї реакції в молекулярному та іонному вигляді.

2. У дві пробірки наливають по 0,5 мл розчину хлориду заліза (III). В першу додають розчин $K_3[Fe(CN)_6]$, в другу – розчин $K_4[Fe(CN)_6]$. Яка з цих реакцій є якісною? Запишіть рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 4. Стійкість та дисоціація комплексних іонів.

1. Одержати комплексну сполуку $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Для цього до розчину нітрату срібла додати розчин хлориду натрію. До утвореного осаду приливають розчин гідроксиду амонію до повного розчинення утвореного осаду. Відмічають спостереження. Записують рівняння реакцій. Розчин розділяємо у чотири пробірки та використовуємо для виконання дослідів.

2. У першу пробірку до розчину комплексної сполуки $[Ag(NH_3)_2]Cl$ вносять шматочок цинку. Відмічають спостереження. Записують рівняння реакції утворення комплексного аміакату цинку, враховуючи, що координаційне число Zn^{2+} рівне чотирьом. Пояснити, користуючись таблицею констант нестійкості комплексних іонів, причину витіснення цинком срібла із його аміачного комплексного іону.

У другу пробірку додають розчин гідроксиду натрію, в третю – розчин йодиду калію. Відмічають спостереження. Записують рівняння дисоціації комплексного іону $[Ag(NH_3)_2]^+$ та вираз константи нестійкості. Дати пояснення спостережуваним явищам, користуючись рівнянням дисоціації комплексного іону та правилом добутку розчинності.

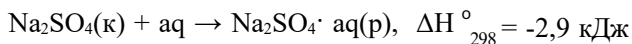
ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №7

ТЕМА: Тепловий ефект хімічної реакції. Теплоти розчинення, гідратації і нейтралізації.

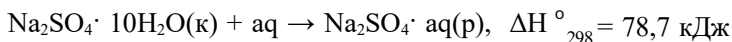
МЕТА: навчитися експериментально визначати теплові ефекти хімічних реакцій калориметричним методом і проводити розрахунки по термохімічних рівняннях за законом Гесса.

Контрольні запитання і вправи:

- а) Чому хімічні і фазові перетворення супроводжуються виділенням чи поглинанням енергії?
б) Які зміни в системі визначають тепловий ефект реакції (фазового перетворення), що протікає відповідно при сталому об'ємі (ізохорний процес) та при сталому тиску (ізобарний процес)?
- Сформулюйте закон Гесса на прикладі теплового ефекту реакції утворення стибій пентахлориду (SbCl_5) безпосередньо з простих речовин і у дві послідовні стадії – утворення з простих речовин стибій трихлориду (SbCl_3) і наступне його окислення хлором.
- Використовуючи теплоти утворення, обчисліть тепловий ефект наступних реакцій у стандартних умовах:
 - $2\text{KClO}_3(\text{к}) = 2\text{KCl}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{г})$
 - $\text{C}_{(\text{графіт})} + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{Al}(\text{к}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{Fe}(\text{к})$
- Які процеси відбуваються при розчиненні солі у воді? Що таке теплота гідратації?
- Розчинення Na_2SO_4 супроводжується виділенням теплоти:



В той же час при розчиненні кристалогідрату відбувається поглинання теплоти:



- Обчисліть теплоту гідратації Na_2SO_4 .

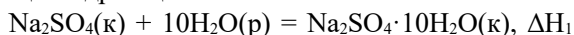
- б) Чим пояснити, що розчинення одних речовин супроводжується виділенням теплоти, а інших – поглинанням?
6. При розчиненні 10 г CaCl_2 у 200 мл води температура розчину піднялась на $7,7^\circ\text{C}$. Обчисліть теплоту гідратації CaCl_2 , якщо теплота розчинення $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ дорівнює $19,08 \text{ кДж/моль}$. Питому теплоємність розчину можна прийняти рівною питомій теплоємності води ($4,18 \cdot 10^3 \text{ Дж/кг} \cdot \text{K}$).

Експериментальна частина

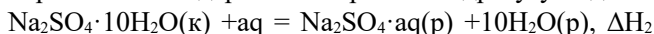
Дослід 1. Визначення теплоти гідратації натрію сульфату (VI).

Процес розчинення у воді натрію сульфату можна розділити на 2 стадії:

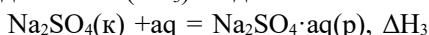
I стадія – процес гідратації



II стадія – розчинення одержаного кристалогідрату у воді



Сумарний тепловий ефект процесу ($\Delta H_1 + \Delta H_2$) дорівнює теплоті розчинення безводної солі (ΔH_3) згідно з законом Гесса:



Вимірявши за допомогою калориметру теплові ефекти процесів розчинення ΔH_2 і ΔH_3 , можна розрахувати теплоту гідратації ΔH_1 :

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2$$

Для проведення дослідів використовуйте калориметр, який складається з двох стаканів: зовнішнього - місткістю 750-1000 мл та внутрішнього - місткістю 250-300 мл, які накриті кришкою з отворами для термометра і мішалки.

Зважте внутрішній стакан калориметра і налейте в нього 100 г дистильованої води і виміряйте її температуру з точністю до $0,1^\circ\text{C}$ (T_1).

Зважте з точністю до 0,01 г близько 3-4 г безводного натрію сульфату, розтертого у порошок. Швидко висипте наважку солі у воду і, обережно помішуючи розчин мішалкою, зафіксуйте найвищу температуру розчину з точністю до $0,1^\circ\text{C}$ (T_2). Після охолодження розчину до кімнатної температури зважте внутрішній стакан з розчином.

Виконайте дослід, взявши наважку 4-5г гексагідрату натрію сульфату (VI) – глауберову сіль – з точністю до 0,01г.

Дані дослідів запишіть у таблицю:

Вид солі	T ₁ , К	T ₂ , К	ΔT, К	m _{стак} , г	m _{стак} + розчин., Г	m _{розчину} , г	m _{солі} , г

На основі експериментальних даних обчисліть теплоту гідратації натрію сульфату (VI).

Розрахунки.

Теплоту розчинення визначаємо за формулою:

$$\Delta H_{\text{роз}} = - \frac{q \times M}{m} \times 10^{-3} \text{ (кДж/моль)}$$

де q – теплота, що виділилась (поглинулась) у калориметрі, кДж;

M – мольна маса речовини, г/моль

m – маса наважки речовини, г

$q = (m_{\text{стак}} \cdot C_{\text{стак}} + m_{\text{розчину}} \cdot C_{\text{розчину}}) \cdot \Delta T$,

m_{стак} – маса стакана, г; m_{розчин}

– маса розчину, г;

C_{стак} – питома теплоємність скла 0,753 Дж/(г·К)

C_{розчину} – питома теплоємність розчину (води) 4,184 Дж/(г·К);

ΔT – різниця температур T₂ і T₁

Теплоту гідратації визначаємо за формулою:

$$\Delta H_{\text{гидр.}} = \Delta H_{\text{роз.}} \text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{к})} - \Delta H_{\text{розч.}} \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}_{(\text{к})}$$

Теоретичне значення цього ефекту дорівнює - 81,6 кДж.

Обчисліть відносну похибку, % за формулою:

$$K = \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{експер.}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \times 100\%$$

ΔH

Дослід 2. Визначення теплоти розчинення амонію нітрату (V).

Дослід і розрахунки теплоти розчинення до нього проведіть по методиці, описаній у досліді 1. Наважка амонію нітрату повинна складати близько 5 г з точністю до 0,01 г на 100 г дистильованої води. Слід пам'ятати, що солі нітратної кислоти розчиняються у воді

зі зниженням температури. У зв'язку з цим, потрібно зафіксувати

найнижчу температуру розчину для розрахунку теплоти розчинення амонію нітрату (V).

Обчисліть відносну похибку досліду в %, знаючи що теоретичне значення теплоти розчинення амонію нітрату дорівнює +26,54 кДж.

Дослід 3. Визначення теплоти нейтралізації сильної основи сильною кислотою і розрахунок енергії Гіббса реакції.

Приготуйте по 50 мл 1М розчинів NaOH (KOH) і HCl (HNO₃). Зважте внутрішній стакан калориметру з точністю до 0,1 г. Вилийте 50 мл розчину лугу в нього і виміряйте температуру з точністю до 0,1°C. Виміряйте температуру приготовленого розчину кислоти з тією ж точністю. Потім вилийте розчин кислоти у калориметричний стакан, де знаходиться розчин лугу. Обережно помішуючи отриманий розчин мішалкою, зафіксуйте його найвищу температуру з точністю до 0,1°C. Після охолодження розчину до кімнатної температури зважте внутрішній стакан калориметру з розчином.

На основі експериментальних даних обчисліть кількість тепла, що виділилась під час реакції нейтралізації. Можна вважати, що початкова температура (T₁) – це середнє арифметичне значення температури кислоти і лугу, а кінцева (T₂) – це найвища температура після зливання розчинників.

Маса розчину (m_{розч.}) дорівнює: m_{розч.} = m_{стак.} + роз – m_{стак.}

Дані досліду запишіть у таблицю:

T _{лугу}	T _{кислоти}	T _{середнє} , K	T ₂ , K	ΔT, K	m _{стак.} , г	m _{стак. + розчин.} , г	m _{розчин.} , г

Обчислення

Теплота, що виділяється при реакції нейтралізації під час досліду у калориметрі, розраховується за формулою

$$q = (m_{\text{стак}} \cdot C_{\text{стак}} + m_{\text{розчину}} \cdot C_{\text{розчину}}) \cdot \Delta T,$$

m_{стак} – маса стакану, г;

m_{розчин} – маса розчину, г;

C_{стак} – питома теплоємність скла 0,753 Дж/(г·K)

C_{розчину} – питома теплоємність розчину (води) 4,184 Дж/(г·K);

ΔT = T₂ - T₁, де T₁ – середнє арифметичне значення початкових температур кислоти і лугу;

q – теплота, виділена при реакції нейтралізації, Дж.

Обчислена за результатами досліду кількість теплоти (q) виділяється при нейтралізації 50мл 1М розчину, тобто $\frac{50}{1000} = 0,05$ грам-молекули.

Перераховуємо теплоту нейтралізації сильної основи сильною кислотою на одну грам-молекулу та виражаємо її у кДж:

$$\Delta H_{\text{нейтр.}} = -\frac{q}{0,05} \times 10^{-3} (\text{кДж} / \text{моль})$$

Теоретичне значення цього ефекту дорівнює 56,5 кДж/моль. Обчисліть відносну похибку експерименту:

$$K = \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{експер.}}}{\Delta H_{\text{теор.}}} \times 100\%$$

ΔH

Дослід 4. Визначте теплоти нейтралізації слабкої основи слабкою кислотою.

Проведіть дослід і розрахунки до нього за методикою, описаною у досліді 3. Для проведення досліду використовуємо по 50 мл 1М розчинів амонію гідроксиду і оцтової кислоти. Обчисліть теплоту нейтралізації на одну грам-молекулу і порівняйте результат з даними попереднього досліду.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 8

ТЕМА: Кінетика хімічних реакцій.

МЕТА: вивчення швидкості хімічної реакції і її залежності від різних факторів: концентрації, температури, каталізатора. Дослідження впливу концентрації реагентів на стан хімічної

рівноваги.

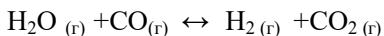
Контрольні запитання і вправи:

1. Що таке швидкість хімічної реакції і від яких факторів вона залежить?
2. Сформулюйте закон діючих мас. Запишіть математичний вираз закону для реакцій:
 - а) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$
 - б) $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{к})$
 - в) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NOBr}(\text{г})$
3. Як і чому змінюється швидкість хімічної реакції при зміні температури? Рівняння Вант-Гоффа.
4. Що називають енергією активації? Зв'язок енергії активації і константи швидкості реакції (рівняння Арреніуса).
5. Від яких факторів залежить швидкість хімічної реакції у гетерогенних системах?
6. Що таке каталізатор і як він впливає на швидкість хімічної реакції?
7. Що називають порядком реакції? Запишіть кінетичне рівняння для реакцій 0, 1, 2 та 3 порядків.
8. Який стан оборотної хімічної реакції називається хімічною рівновагою?
9. Напишіть рівняння константи рівноваги для наступних процесів:
 - а) $2\text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
 - б) $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$
 - в) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{CuO}(\text{к}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Cu}(\text{к})$

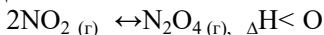
Як зміститься рівновага в кожному із вказаних вище процесів при підвищенні тиску?

10. Який взаємозв'язок константи рівноваги (K) і енергії Гіббса (ΔG)? Як за значенням ΔG° розрахувати K і навпаки?
11. Обчисліть значення ΔG_{298}° і константу хімічної рівноваги K_p

при 25°C для системи:



12. У суміші NO_2 (бурого кольору) і N_2O_4 (безбарвного) протікає оборотна реакція:



Як впливає зміна температури на стан рівноваги системи? Як це відобразиться на зміні кольору суміші?

13. Складіть рівняння реакції термічного розкладу;

- 1) CaCO_3 (к) ; 2) Mg CO_3 (к); 3) Ba CO_3 (к) на оксиди ЭО (к) і CO_2 (г)
 - а) Обчисліть ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} , ΔS^0_{298} термічного розкладу цих сполук.
 - б) Яка температура термічного розкладу даних карбонатів при $\Delta G^0_{298} = 0$? Вважайте, що ΔH і ΔS не залежить від температури;
 - в) Розмістіть карбонати у ряд по їх термічній стійкості. Чим можна пояснити саме таку послідовність карбонатів у ряду?
14. В чому сутність рівноваги при плавленні і кипінні речовин?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі

Цю залежність можна виявити на прикладі реакції взаємодії водного розчину тіосульфату натрію із сірчаною кислотою, що описується рівнянням:



Досліджувана реакція протікає в кілька стадій:

- 1) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$
- 2) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S} \downarrow$
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

Реакції 1,3 протікають миттєво. Найбільш повільною є реакція 2, яка і визначає загальну швидкість реакції. Ця реакція є реакцією першого порядку.

Проводять контрольний дослід: наливають у пробірку 3 краплі розчину H_2SO_4 , та 5 крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Нерозчинна сірка виділяється у вигляді слідів блакитнувато-білої опалесценції (каламуть). Час від початку реакції до появи перших слідів каламуті залежить від концентрації реагуючих речовин і температури.

Проводять ще три аналогічних досліди, змінюючи концентрацію розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ шляхом розведення його водою відповідно до даних табл.1.

Додають розчин H_2SO_4 до розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Відраховують час по секундоміру від моменту додавання розчину H_2SO_4 до початку появи каламуті.

Дані дослідів заносять у таблицю 1.

Таблиця 1

№ п / п	Розчин 1		Розчин 2	$V_{\text{заг}}$	Умовна концен трація	$l, \text{с}$	$U' = \frac{1}{\text{умовн. одиниці}}$
	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ краплі	$V(\text{H}_2\text{O})$ краплі	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ краплі				
1	4	8	1	13	C		
2	8	4	1	13	2C		
3	12	-	1	13	3C		

Розраховують U' – швидкість реакції. Розраховують k – константу швидкості. Будують графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. На осі абсцис відкладають у визначеному масштабі відносні концентрації тіосульфату натрію, на осі ординат – відповідні їм швидкості. Зазначте, як змінювалася швидкість реакції зі зміною концентрації тіосульфату натрію?

Дослід 2. Вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі.

Для дослідів готують три пробірки з розчином 1 і три пробірки з розчином 2 відповідно до таблиці 2.

Таблиця 2

№ п/ п	Розчин 1	Розчин2	$V_{\text{заг.}}$	t^0, C	с	ψ	$U' = \frac{1}{\text{умовн. одиниці}}$
	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ краплі	$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ краплі					
1	10	10	20	20			
2	10	10	20	30			
3	10	10	20	40			

Кожну пару пробірок (розчинів 1 і 2) термостатують у хімічній склянці з водою, температура якої зазначена в таблиці. Воду в хімічній склянці нагрівають на електроплитці (на 2-3 градуси вище температури, зазначеної в таблиці). Температуру контролюють по

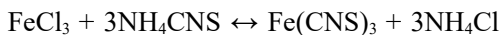
термометру, зануреному в склянку з водою, що нагрівається. Довівши температуру до необхідного значення, зливають вміст пробірок (розчин 1 доливають до розчину 2) і визначають час до появи каламуті. Дані досліду заносять у таблицю і розраховують U – швидкість реакції і температурний коефіцієнт ψ із формули:

$$\frac{U_{t_2}}{U_{t_1}} = \frac{t_2 - t_1}{10}$$

Будують графік залежності швидкості реакції від температури. На осі абсцис відкладають значення температури, на осі ординат – відповідні їм швидкості.

Дослід 3. Вплив концентрації реагентів на хімічну рівновагу

Вплив концентрації реагентів вивчається на прикладі оборотної реакції



Один з компонентів реакції - $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ забарвлений в червоний колір, а решту - безбарвні. Зміна інтенсивності забарвлення дозволяє робити висновок про зміщення хімічної рівноваги в системі.

Для приготування рівноважної суміші налити в склянку 50 мл дистильованої води, додати 5 крапель розчину FeCl_3 та по краплях додати розчин NH_4CNS до утворення світлочервоного забарвлення. Розчин розділити в чотири пробірки, одну з яких залишити для контролю.

В першу пробірку внести декілька крапель концентрованого розчину FeCl_3 , в другу – декілька крапель концентрованого розчину NH_4CNS , в третю – один мікрошпатель кристалічного NH_4Cl , розчини струшують.

Порівняти інтенсивність забарвлення розчинів з контрольною пробіркою і пояснити зміну інтенсивності забарвлення на основі

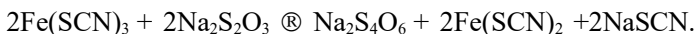
принципу Ле-Шательє. Написати вираз для константи рівноваги даної реакції.

Дослід 4. Вплив каталізатора на швидкість реакції

У дві пробірки вносять по 1 - 2 мл 0,5 н. розчину роданіду амонію NH_4SCN і по 2 - 3 краплі 0,5 н. розчину хлориду заліза (III). Що спостерігається?

В одну з пробірок додають 2 – 3 краплі 1 н. розчину сульфату міді CuSO_4 .

В обидві пробірки вносять невелику кількість тіосульфату натрію. Спостерігають різну швидкість знебарвлення розчинів, що відбувається внаслідок відновлення Fe^{3+} до Fe^{2+} :



Відзначають усі спостереження і записують рівняння реакцій:

- взаємодії хлориду заліза (III) з роданідом калію з утворенням $\text{Fe}(\text{SCN})_2$;
- відновлення заліза (III) у залізо (II) тіосульфатом натрію. Яке забарвлення має $\text{Fe}(\text{SCN})_2$?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №9

ТЕМА: Концентрація розчинів.

МЕТА: *формування навичок приготування розчинів різної концентрації із сухої (кристалічної) солі чи більш концентрованого розчину.*

Контрольні запитання та задачі:

1. Які способи вираження концентрації розчинів вам відомі?

2. У одному літрі розчину міститься 10,6 г динатрію карбонату Na_2CO_3 . Обчисліть молярну, нормальну концентрації розчину і титр.
Відповідь: 0,1М; 0,2Н; $10,6 \cdot 10^{-3}$ г/мл
3. Для приготування розчину взяли 5,6 г калію гідроксиду КОН, 500 г води. Розрахуйте молярність приготовленого розчину і молярну частку розчиненої речовини.
Відповідь: 0,2 моль/кг; 0,36%.
4. Скільки грамів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ необхідно для приготування 300 г розчину, в якому масова частка $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ складає 5 %.
Відповідь: 15 г
5. Скільки грамів натрію гідроксиду треба взяти, щоб приготувати 5 л 0,1 М розчину NaOH?
Відповідь: 20 г.
6. Скільки грамів $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і води необхідно для приготування 200 мл розчину купрум сульфату (VI), в якому масова частка CuSO_4 складає 5%, густина розчину 1,022 г/см³?
Відповідь: 16 г; 188,4 г.
7. Який об'єм 2М розчину NaCl необхідний для приготування 500 мл розчину з густиною 1,02 г/см³, в якому масова частка NaCl складає 2%. Обчисліть масову концентрацію приготовленого розчину.
Відповідь: 88 мл; 20,41 г/л.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Приготування розчину з заданою масовою часткою солі(%).

Отримайте завдання у викладача. Обчисліть, скільки потрібно солі і води для приготування розчину заданої концентрації (Na_2CO_3 – 17,7%; 15,2%; NH_4Cl – 22%, 18%; KCl – 22%, 18%).

Зважте на лабораторних технохімічних терезах необхідну кількість солі і висипте її у конічну колбу на 250 мл. Відміряйте циліндром необхідну кількість води і вилийте у колбу з сіллю (воду необхідно приливати поступово, весь час перемішуючи розчин). Збережіть приготовлені розчини солей для проведення досліду 3.

Приготовлений розчин з колби перелийте у циліндр і виміряйте ареометром його густину. Теоретичні значення густини розчинів солей наведені в таблиці.

Сіль	Концентрація, %	Густина розчину (теоретична), г/см ³
Na₂CO₃	17,7	1,190
	15,2	1,160
NH₄Cl	22,0	1,062
	18,0	1,051
KCl	22,0	1,147
	18,0	1,118

Обчисліть молярну, нормальну концентрації та титр приготовленого розчину.

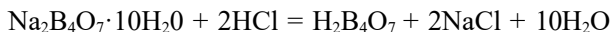
Результати досліду запишіть у таблицю:

Маса		Густи на розчи ну	Концентрація приготовленого розчину		
сол і	вод и		моляр на	нормал ьна	тит р

Дослід 2. Приготування розчину динатрій тетраборату-води (1/10) (бури) заданої нормальної концентрації.

Отримайте завдання у викладача. Обчисліть, скільки солі необхідно для приготування розчину заданої концентрації (0,5 Н, 0,3 Н; 0,2 Н).

Молярну масу еквівалента бури розрахуйте, використовуючи молярну масу кристалогідрату $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ і рівняння реакції:



Зважте необхідну кількість солі на технічних терезах. Розчиніть її у мірній колбі на 250 мл у невеликій кількості води, а потім доливайте у колбу воду до мітки. Закрийте колбу корком і перемішайте розчин.

Визначте нормальну концентрацію приготовленого розчину і порівняйте з тією, що ви отримали в завданні. Для цього відберіть із колби піпеткою 10 мл розчину бури, додайте 2 краплі індикатора метилового оранжевого і титруйте 0,1N розчином HCl до зміни кольору від жовтого до рожевого.

Повторіть титрування. Результати титрування не повинні відрізнятися один від одного більше ніж на 0,1 мл.

Розрахуйте нормальну концентрацію приготовленого розчину користуючись законом еквівалентів:

$$V_{\text{к-ти}} \cdot C_{\text{к-ти}} = V_{\text{солі}} \cdot C_{\text{солі}};$$

$$C_{\text{солі}} = \frac{V_{\text{к-ти}} \times C_{\text{к-ти}}}{V_{\text{солі}}},$$

де $V_{\text{к-ти}}$ – об'єм 0,1N розчину HCl , витрачений на титрування ;

$V_{\text{солі}}$ – об'єм розчину бури;

$C_{\text{к-ти}}$ – нормальна концентрація розчину HCl ;

$C_{\text{солі}}$ – нормальна концентрація бури.

Обчисліть молярну концентрацію і титр приготовленого розчину.

Результати дослідів зведіть у таблицю:

Моляр на маса еквівалента бури, Ме	Маса бури для приготування розчину, m	V _{HCl} 0,1 Н				Концентрація приготовленого розчину		
		1	2	3	середнє	Нормальна		Титр (Т)
						за да на	отри мана	

Дослід 3. Приготування розчину солі з заданою масовою часткою (%) із більш концентрованого розчину.

Використайте для роботи розчини, приготовлені у досліді 1. Це буде ваш концентрований розчин.

Обчисліть об'єм концентрованого розчину солі (V , мл), необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Результат обчислень перевірте у викладача.

Відміряйте циліндром розрахований об'єм концентрованого розчину, перенесіть його у мірну колбу і доливайте водою до необхідного об'єму. Приготовлений розчин перемішайте, перелийте у циліндр і виміряйте ареометром його густину (ρ).

За вказівкою викладача розрахуйте: молярну, нормальну концентрацію, моляльність, молярну частку, титр приготовленого розчину. Результати досліді запишіть у таблицю:

Густина розчину		Масова частка (%) розчину		V , мл	ρ , г/мл	Концентрація розчину		
вихідного	заданого	вихідного	заданого			молярна (нормальна)	моляльна (молярна частка)	титр (Т)

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №10

ТЕМА: Визначення молекулярної маси криоскопічним методом.

МЕТА: навчитись визначати молекулярну масу розчиненої речовини по зниженню температури замерзання (кристалізації) розчину.

Контрольні запитання і вправи.

1. Сформулюйте закон Рауля і 2 наслідок з нього. Напишіть їх математичний вираз.
2. Кріоскопічна стала і її фізичний зміст.
3. Яка залежність між $\Delta t_{\text{зам. (кипіння)}}$ і молекулярною масою речовини? Сутність кріоскопічного методу знаходження молекулярної маси речовини.
4. При розчиненні 5,18 г речовини у 150 г води $\Delta t_{\text{зам.}} = 1,39^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте молекулярну масу розчиненої речовини. ($K = 1,86$)
5. При якій температурі кристалізується розчин що містить 50 г глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ у 450 г води? ($K = 1,86$).
6. Обчисліть концентрацію водного розчину гліцерину $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ у % мас, якщо він замерзає при $-0,52^{\circ}\text{C}$. ($K = 1,86$).
7. Розчин, що містить 1,70 г хлориду цинку у 250 г води, замерзає при $-0,23^{\circ}\text{C}$. Розрахуйте уявну ступінь дисоціації хлориду цинку у цьому розчині.
8. При якій температурі повинен замерзати 40%- ний розчин етилового спирту у воді?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення молекулярної маси розчиненої речовини кріоскопічним методом.

Робота проводиться з використанням приладу Кріоскопу, який складається із зовнішнього стакана кріоскопу (4) ємністю на 600-750мл, робочої пробірки (3), що закрита щільно корком, в яку вставлені термометр (1) та мішалка з нержавіючої сталі (2), зображений на рис. 4

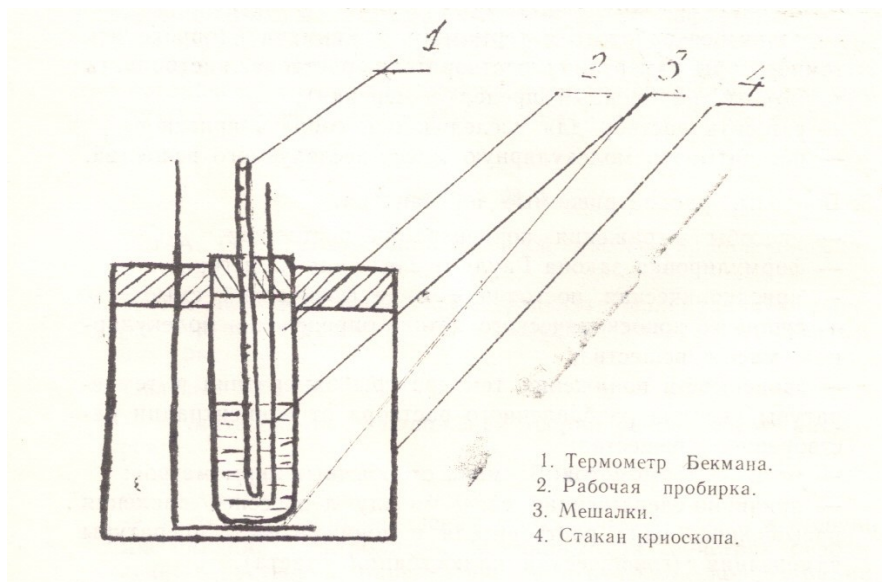


Рис. 4. Кріоскоп для визначення молекулярної маси розчиненої речовини.

Для проведення досліду можуть бути використані добре розчинні в воді неелектроліти: ацетон, глюкоза, гліколь, гліцерин, сахароза і т.п.

Заповніть стакан криоскопу охолоджувальною сумішшю із льоду, солі (NaCl) і води. Відміряйте 50 мл дистильованої води і налейте у робочу пробірку.

Помістіть у пробірку термометр, щоб рівень розчинника був на 1-1,5 см вище кульки термометру, мішалку разом з робочою пробіркою помістіть в охолоджувальну суміш.

Перемішуючи воду мішалкою, спостерігайте за показами термометра. В момент появи перших кристалів льоду зафіксуйте показання термометру ($t_{\text{кр.}}$) з точністю до $0,01^\circ$

Іноді вода переохолоджується. В цьому випадку у момент появи льоду температура води підвищується. Температурою кристалізації (замерзання) води слід вважати температуру, що встановлюється після такого стрибка.

Визначення температури кристалізації розчинника повторіть. Для цього вийміть робочу пробірку зі стакану криоскопу, нагрійте її рукою поки не розчиняться всі кристали льоду. Потім знову

помістіть пробірку у стакан і повторіть визначення температури кристалізації води 3 рази. Розрахуйте середнє значення температури кристалізації.

Розходження між двома вимірами не повинно перевищувати $0,01^{\circ}$.

Далі візьміть наважку досліджуваної речовини (2 г) з точністю до $0,01\text{г}$. Внесіть наважку у розчинник, що не містить кристалів льоду і добре перемішайте до повного розчинення речовини.

Знову зберіть прибор і визначить температуру кристалізації розчину так, як це вказано для води (розчинника).

Пам'ятайте, що при кристалізації розчину температура не лишається постійною, тому що по мірі виділення кристалів льоду концентрація розчину підвищується і температура кристалізації розчину постійно знижується. Тому слід не допускати переохолодження розчину і виділення великої кількості кристалів. Температурою кристалізації слід вважати показання термометра у момент появи перших кристалів льоду ($t'_{\text{кр}}$). Якщо не вдалося уникнути переохолодження, то за температуру кристалізації розчину приймають найвищу температуру розчину після появи кристалів льоду.

Дослід вимірювання температури кристалізації розчину повторюють 3 рази. Розходження між окремими вимірюваннями не повинні перевищувати $\pm 0,01^{\circ}\text{C}$.

Розрахунки:

Експериментальні дані запишіть у таблицю:

№ виміру	Температура кристалізації		Середня температура кристалізації	
	розчинника, (t)	розчину, (t')	розчинника, (t)	розчину, (t')

Зниження температури кристалізації розчину розрахуйте за формулою:

$$\Delta t = t_{\text{кр. серед.}} - t'_{\text{кр. серед.}}$$

Розрахуйте молекулярну масу досліджуваної речовини за рівнянням:

$$M = \frac{K \times g_0 \times 1000}{g \times \Delta t};$$

Де K – криоскопічна стала (1,86)

g_0 – наважка досліджуваної речовини, г

g – наважка розчинника, г

Δt – зниження температури кристалізації розчину

Розрахуйте похибку досліду у відсотках, порівнявши одержаний результат з теоретичним значенням молекулярної маси досліджуваної речовини.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 11

ТЕМА: Реакції іонного обміну в розчинах електролітів. Іонна рівновага. Добуток розчинності.

МЕТА: вивчити умови одностороннього протікання реакцій-іонного обміну в розчинах електролітів; ознайомитись з загальними властивостями малорозчинних електролітів і методикою розрахунків, пов'язаних з добутком розчинності .

Контрольні запитання та вправи:

1. Складіть іонні рівняння реакцій між наступними речовинами:
 - а) $\text{BaCl}_2(\text{p}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{p}) \rightarrow$
 - б) $\text{KOH}(\text{p}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p}) \rightarrow$
 - в) $\text{NaCl}(\text{p}) + \text{KNO}_3(\text{p}) \rightarrow$
 - г) $\text{CuSO}_4(\text{к}) + \text{NaOH}(\text{p}) \rightarrow$
 - д) $\text{CaCO}_3(\text{к}) + 2\text{HCl}(\text{p}) \rightarrow$
- 1) Розрахуйте зміну енергії Гіббса (ΔG^0_{298}) в стандартних умовах для цих реакцій.

- 2) Які з даних реакцій можливі? Чим це пояснюється?
- 3) В напрямку здобуття яких речовин проходять обмінні реакції в розчинах електролітів? Сформулюйте умови протікання іонних реакцій практично незворотно і до кінця.
2. Чи буде виділятися сірководень H_2S при взаємодії з хлорною кислотою:
- 1) заліза (II) сульфідом FeS ; 2) ртуті (II) сульфідом HgS ? Обчисліть значення (ΔG^0_{298}) цих реакцій.
3. Що таке добуток розчинності малорозчинних речовин? Від яких факторів він залежить?
4. Запишіть молекулярне та іонне рівняння реакції утворення малорозчинного електроліту і вираз добутку розчинності цього електроліту.
5. Який характер зміни в ряду $\text{Ca(II)} - \text{Sr(II)} - \text{Ba(II)}$ розчинності сульфатів? Яке припущення можна зробити про розчинність берилію сульфату (VI) і магнію сульфату (VI) у воді?
6. По табличним значенням добутку розчинності розрахуйте рівноважну концентрацію іонів у насичених розчинах PbSO_4 і PbS . Який іон – SO_4^{2-} чи S^{2-} являється більш чутливим реактивом для аналітичного визначення іонів Pb^{2+} ($\text{ДР}_{\text{PbSO}_4} = 1,6 \cdot 10^{-8}$; $\text{ДР}_{\text{PbS}} = 2,5 \cdot 10^{-27}$) ?
7. Розрахуйте активність іона заліза (III) у насиченому розчині Fe(OH)_3 . В скільки разів $a_{\text{Fe}^{3+}}$ в цьому розчині менше a_{OH^-} ?
8. Використовуючи значення добутку розчинності, поясніть чому при пропусканні H_2S через розчин CuSO_4 випадає осад CuS , а при пропусканні того ж газу через розчин FeSO_4 осад FeS не утворюється ($\text{ДР}_{\text{CuS}} = 6,3 \cdot 10^{-36}$; $\text{ДР}_{\text{FeS}} = 5 \cdot 10^{-18}$)

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Реакції іонного обміну в розчинах електролітів.

а) Реакції що проходять з утворенням осаду

В пробірку налейте 2-3 мл розчину натрію хлориду і додайте 2-3 краплі аргентум нітрату (V). Поясніть результат досліду і відмітьте колір осаду. Запишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.

У пробірку налейте 2-3 мл розчину барію хлориду і додайте 2-3 краплі розчину сульфатної (VI) кислоти. Поясніть результат

дослідіть і відмітьте колір осаду. Запишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.

б) Реакції, що проходять з утворенням летких сполук.

У пробірку налейте 2-3 мл розчину натрію карбонату і додайте по краплям хлоридну кислоту. Що спостерігається? Запишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.

У пробірку з твердим натрієм хлоридом (під тягою!) налейте 1-2 мл сульфатної (VI) кислоти і злегка нагрійте. Дослідіть газ, що виділяється вологим синім лакмусовим папером. Поясніть зміну кольору індикатора. Запишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.

в) Реакції, що проходять з утворенням малодисоціюючої речовини.

У пробірку налейте 2-3 мл розчину натрію ацетату і прилийте 2-3 краплі хлоридної кислоти. За запахом визначить утворену сполуку. Запишіть молекулярне та іонне рівняння реакції.

У 2 пробірки налейте 2-3 мл розчинів відповідно купрум сульфату (VI) та нікелю хлориду. До кожної з них по краплям додавайте розчин натрію гідроксиду до утворення помітної кількості осаду. Поясніть результат дослідіть і відмітьте колір осадів. Запишіть молекулярні та іонні рівняння реакції.

Дослід 2. Зміщення іонної рівноваги.

а) Зниження кислотності середовища при додаванні однойменного іона.

Налійте у пробірку 2-3 мл 0,1Н розчину оцтової кислоти і додайте кілька крапель розчину метилоранжу. Зверніть увагу на забарвлення розчину. Розлийте розчин порівну у дві пробірки. Залишіть одну з них для порівняння, а в другу долийте такий самий об'єм насиченого розчину натрію ацетату.

Поясніть зміни забарвлення індикатора на основі порушення іонної рівноваги.

Запишіть вираз константи іонної рівноваги в розчині оцтової кислоти.

б) Зниження лужності середовища при додаванні однойменного іона.

Налійте в пробірку 2-3 мл 0,1Н розчину амонію гідроксиду і додайте кілька крапель розчину фенолфталеїну. Зверніть увагу на забарвлення розчину. Розлийте розчин порівну у дві пробірки.

Залишіть одну із них для порівняння, а в другу долийте такий самий об'єм насиченого розчину амонію хлориду.

Поясніть зміну забарвлення індикатора на основі порушення іонної рівноваги.

Запишіть вираз константи іонної рівноваги в розчині амонію гідроксиду.

в) Витіснення оцтової кислоти з її солі.

Помістіть у 2 пробірки по однаковому шматочку цинку і долийте по 5 мл 2Н розчину хлоридної кислоти. Коли в обох пробірках почнеться рівномірне виділення водню, додайте в одну пробірку 5 мл 2Н розчину натрію ацетату, а в другу – 5 мл води. Зверніть увагу, що в першій пробірці швидкість виділення водню помітно зменшилась.

Поясніть на основі іонної рівноваги, чому додавання солі слабкої кислоти до сильної кислоти зменшує її реакційну активність.

Запишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.

г) Витіснення карбонатної кислоти з її солі.

Налийте у пробірку 2-3 мл розчину натрію карбонату і додайте такий самий об'єм розчину кальцію хлориду. Спостерігайте за утворенням осаду. Розділіть розчин з осадом порівну в дві пробірки і долийте в одну з них хлоридну, а в другу – оцтову кислоти. Поясніть на основі іонної рівноваги розчинність карбонату кальцію в хлоридній і оцтовій кислотах. Запишіть молекулярні та іонні рівняння реакцій.

Дослід 3. Умова утворення осаду малорозчинного електроліту.

У дві пробірки налейте по 2-3 мл 0,005М розчину плюмбум (II) нітрату (V). В одну з них додайте такий самий об'єм 0,05 М розчину калію хлориду, а в другу - такий самий об'єм 0,05М розчину калію йодиду.

При оформленні результатів дослідів дайте відповіді на такі питання:

1. В якій із пробірок утворився осад малорозчинного електроліту? Запишіть молекулярне і іонне рівняння реакції.

2. За якої умови (а чи б) утворюється осад малорозчинного електроліту:

а) $C_{Pb^{2+}} \cdot C_{2Hal^{-}} > DР_{PbHal2}$; б) $C_{Pb^{2+}} \cdot C_{2Hal^{-}} < DР_{PbHal2}$?

3. За результатами дослідів порівняйте значення добутку розчинності плюмбум (II) хлориду і плюмбум (II) йодиду. Наведіть

табличні значення даних добутоків розчинності і порівняйте з ними свій висновок.

Дослід 4. Умова розчинення осадів малорозчинних електролітів.

Налийте в одну пробірку 2-3 краплі 0,25М розчину заліза (II) сульфату (VI), а в – іншу 2-3 краплі 0,25М розчину купрум сульфату (VI). Додайте до кожної пробірки по 2-3 краплі амонію сульфіді (**під тягою!**). Відмітьте утворення осадів. До осадів FeS і CuS додайте по 5-7 крапель 2Н розчину хлоридної кислоти. Який з осадів розчинився?

При оформленні результатів досліді запишіть:

1. Молекулярні та іонні рівняння утворення CuS та FeS.
2. Молекулярне та іонне рівняння розчинення осаду. У якій пробірці осад не розчинився?
3. За якої умови (а чи б) розчиняється осад малорозчинного сульфіді:
а) $C_{Me}^{2+} \cdot C_S^{2-} \geq D_{P_{MeS}}$? б) $C_{Me}^{2+} \cdot C_S^{2-} \leq D_{P_{MeS}}$?
4. Використовуючи вище наведені співвідношення (а чи б) і табличні значення $D_{P_{MeS}}$, поясніть, чому один із сульфідів розчиняється у хлоридній кислоті, а інший – ні.

Дослід 5. Розчинення осаду малорозчинного електроліту при хімічних взаємодіях.

Налийте у пробірку 2-3 мл 0,25М розчину магнію сульфату (VI) і додайте до нього по краплям 0,5М розчин натрію гідроксиду до утворення осаду малорозчинного магнію гідроксиду. Розділіть добутий розчин з осадом порівну у 2 пробірки. Додайте до осаду у першій пробірці одну краплю 2Н розчину хлоридної кислоти і перемішайте вміст пробірки скляною паличкою, потім додайте другу краплю і т.д. Порахуйте і запишіть число крапель розчину HCl, при якому сталось повне розчинення осаду магнію гідроксиду.

Повторіть те ж саме з осадом у другій пробірці, додаючи до нього по краплям 2Н розчин амонію хлориду. Підрахуйте і запишіть число крапель амоніаку.

При оформленні досліді запишіть:

1. Молекулярне та іонне рівняння реакції одержання магнію гідроксиду.
2. Молекулярні та іонне рівняння реакції розчинення осаду магнію гідроксиду в HCl.
3. Молекулярне та іонне рівняння реакції розчинення осаду магнію гідроксиду в NH₄Cl.

4. Чому в одному випадку розчинення осаду відбулось раніше? Дайте мотивовану відповідь.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ № 12

ТЕМА: Теорія електролітичної дисоціації.

МЕТА: *засвоїти основні поняття теорії електролітичної дисоціації, оволодіти навичками дослідження властивостей розчинів електролітів.*

Контрольні запитання і вправи.

1. Які фактори визначають розпад речовин в розчині на іони? При відповіді розгляньте взаємозв'язок константи іонізації речовин у розчині і енергії Гіббса цього процесу. Як впливає природа розчиненої речовини і природа розчинника на глибину процесу іонізації речовини у розчині?
2. Сформулюйте поняття “активність іона” і поясніть його необхідність для пояснення властивостей сильних електролітів.
 - а) Як активність іона залежить від його аналітичної (загальної) концентрації?
 - б) В яких випадках коефіцієнт активності іона близький до одиниці і замість значення активності в розрахунках можна використовувати концентрацію іона?
3. Для кисневмісних кислот спостерігається залежність їх сили від числа периферійних (не зв'язаних у радикал ОН) атомів кисню, наприклад:

	$(\text{HO})_n\text{E}$	$(\text{HO})_n\text{EO}$	$(\text{HO})_n\text{EO}_2$	$(\text{HO})_n\text{EO}_3$
K_i, а	$10^{-8} - 10^{-11}$	$10^{-2} - 10^{-4}$	велике	дуже велике
pK_i, а	8-11	2-4	-1-(-3)	-10
Сила кислоти	слабкі	серед. сили	сильні	дуже сильні

Як можна пояснити вказану закономірність?

4. Як класифікують по силі наступні кислоти: HNO_3 , HClO , H_2SO_3 , H_6TeO_6 , H_2SO_4 ? В підтвердження відповіді наведіть значення констант іонізації цих кислот.
5. Напишіть вираз констант ступенів іонізації фосфатної (V) кислоти. Наведіть значення K_{1a} , K_{2a} , K_{3a} .
 - а) Яке співвідношення між значеннями K_{1a} , K_{2a} , K_{3a} і чим це пояснюється?
 - б) Присутність яких іонів найбільш ймовірна в розчині фосфатної (V) кислоти і чим це пояснюється?
6. Як впливає на стан рівноваги іонізації слабкого електроліту в розчині додавання до розчину однойменних іонів?
При відповіді напишіть рівняння іонізації і вираз константи іонізації оцтової кислоти і покажіть, як впливає на стан рівноваги іонізації оцтової кислоти додавання до розчину натрію ацетату .
7. а) Покажіть як взаємозв'язані pH , pOH , $\text{p}K_w$.
б) Розрахуйте концентрацію іонів H^+ і pH середовища, якщо концентрація OH^- - іонів рівна:
 - 1). 10^{-8} моль/л;
 - 2) 10^{-2} моль/л.
8. Яка концентрація (моль/л) H^+ і OH^- - іонів розчину, якщо його pH 4,3?
9. Розрахуйте концентрацію (моль/л) OH^- - іонів розчину з pH 9,4.
10. Розчин, що містить 0,636 г Na_2CO_3 в 120 г води, кристалізується при $-0,225^\circ\text{C}$. Розрахуйте ступінь дисоціації (іонізації) Na_2CO_3 у розчині.
11. Нижче наведені інтервали pH – переходу забарвлення деяких кислотно-основних індикаторів:

Метиловий жовтий	червоне-жовте	2,9-4,0
Метиловий оранжевий	червоне-жовте	3,1-4,4
Метиловий червоний	червоне-жовте	4,4-6,3
Лакмус	червоне-синє	5,0-8,0
Фенолфталеїн	безбарвне-червоне	8,0-9,8

- а) В якому середовищі – кислому, нейтральному чи лужному – знаходяться інтервали переходу забарвлення метилового оранжевого, метилового червоного, лакмусу, фенолфталеїну?
- б) Чи можна за допомогою метилового оранжевого відрізнити: 1) помірно кисле середовище ($\text{pH} \approx 3$) від слабо кислого ($\text{pH} \approx 5,6$); 2) слабо кисле середовище від нейтрального; 3) нейтральне середовище від лужного?
- в) Чи можна за допомогою фенолфталеїну відрізнити: 1) кисле середовище від нейтрального; 2) нейтральне від слабо лужного ($\text{pH} \approx 8$); 3) слабо лужне від лужного ($\text{pH} \approx 11$)?

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Електропровідність розчинів.

Використовуючи установку, схема якої наведена на рис.5, порівняйте електропровідність 0,1м водних і спиртових розчинів калію гідроксиду та калію нітрату .

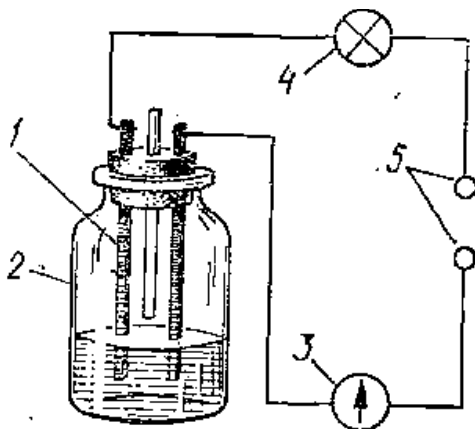


Рис. 5 Прилад для вимірювання електропровідності розчинів.

Прилад складається з графітових електродів 1, посудини для досліджуваного розчину 2, амперметра 3, електричної лампочки 4 і штепсельної вилки 5. Електроди, амперметр і лампа вмикаються послідовно.

В стакан ємністю 100 мл налейте 50 мл досліджуваного розчину і опустіть графітові електроди. Перед опусканням електродів в розчин їх слід кожного разу добре промити дистильованою водою. Після включення струму перевірте покази амперметра та ступінь розжарювання електролампи, яка хоч і грубо, але характеризує електропровідність розчину. Електроди опускайте у всі досліджувані розчини на однакову глибину. Поясніть різницю електропровідності водного і спиртового розчинів однієї і тієї ж речовини.

Дослід 2. Електропровідність розчинів кислот.

Налійте у 3 сухих стакани однаковий об'єм 1М розчинів хлоридної, оцтової та сульфатної (VI) кислот. Використовуючи прилад, зображений на рис. 5, перевірте чи проводять вони електричний струм. Запишіть показання амперметра і зверніть увагу на інтенсивність розжарювання електролампи. За результатами проведених дослідів розмістіть кислоти у ряд по їх активності.

Дослід 3. Дія кислот однакової концентрації на метал.

Налійте у 3 пробірки по 10 мл 1М розчинів хлоридної, сульфатної і оцтової кислот. Однакові за розміром та вагою (не більше 0,2 г) кусочки магнію (або цинку) одночасно внесіть у пробірки з кислотами. Дослідіть, в якій кислоті метал розчиняється швидше і поясніть чому.

Дослід 4. Визначення рН і забарвлення індикаторів в залежності від рН.

Визначити за допомогою рН-метра значення рН нейтрального, кислого і лужного розчинів. Для цього у три стакани налейте відповідно дистильовану воду, 0,1М розчин хлоридної кислоти і 0,1М розчин лугу і виміряйте рН середовища.

Перенесіть 2-3 мл розчинів із стаканів у три пробірки. Визначте забарвлення індикаторів. Для цього додайте у три пробірки по одній краплі лакмусу, метилового оранжевого і фенолфталеїну.

Для визначення рН розчину використовують кольорову шкалу універсального індикаторного паперу. Для цього скляною

паличкою перенесіть 2-3 краплі досліджуваного розчину на універсальний індикаторний папір. Порівняйте забарвлення ще мокрої плями з кольоровою шкалою. Зробіть висновок про приблизне значення рН досліджуваних розчинів.

Результати спостережень оформіть у вигляді таблиці:

Індикатор	Інтервал переходу індикатора	Середовище		
		нейтральне	кисле	лужне
Лакмус рН, Забарвлення	5,0-8,0			
	Червоне-синє			
Метиловий оранжевий рН, забарвлення	3,1-4,4			
	Червоне-жовте			
Фенолфталеїн рН, забарвлення	8,0-9,8			
	Безбарвне-червоне			
Універсальний папір рН, забарвлення	0-10			
	Червоне-синє			

Дослід 5. Залежність ступеню дисоціації (іонізації) від розведення кислоти.

Приготуйте у чотирьох стаканах по 100-150 мл оцтової кислоти: в першу – концентрованої (льодяної), а в інших – розбавленої дистильованою водою у 10, 50 і 250 разів. Послідовно дослідіть електропровідність усіх чотирьох розчинів (див. дослід 2, 3). Запишіть покази амперметра і зверніть увагу на інтенсивність розжарювання електролампочки.

Поясніть результати дослідів і зробіть висновок про характер залежності ступеня дисоціації (іонізації) кислоти від розведення.

Дослід 6. Електропровідність водних розчинів амоніаку і гідроксидів металів.

Перевірте і поясніть електропровідність 1М розчинів гідроксидів натрію, калію і розчину амоніаку (див. досліди 2, 3).

Дослід 7. Вплив однойменних іонів на дисоціацію слабого електроліту.

У дві пробірки з 0,1М оцтовою кислотою додайте індикатора метилового оранжевого. Одну з пробірок залиште як контрольну, а в другу долийте натрію ацетату. Поясніть зміну забарвлення індикатора в цій пробірці.

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №13

ТЕМА: Гідроліз солей.

МЕТА: вивчення властивостей водних розчинів солей, пов'язаних з реакцією гідролізу.

Контрольні запитання та задачі:

1. Яка залежність існує між зарядом і розмірами катіону і його здатністю до гідролізу?
2. Яка залежність існує між зарядом і розміром аніону і його здатністю до гідролізу?
3. Є розчин солей KCl , $NaCl$, $CuCl_2$, $AlCl_3$. В яких розчинах концентрація іона H^+ дорівнює концентрації іона OH^- ? Відповідь мотивуйте.
4. Чи можна, використовуючи фенолфталеїн, відрізнити водний розчин Na_2SiO_3 від водного розчину Na_2SO_4 ? Відповідь мотивуйте.
5. Чи можна з допомогою рН-метра відрізнити водний розчин KCl від водного розчину NH_4Cl ? Відповідь мотивуйте.
6. Чи є справедливим твердження, що водні розчини KCl і $NaCl$ мають однакове значення водневого показника середовища? Відповідь мотивуйте.
7. Чому при приготуванні водного розчину цинку хлориду його підкислюють хлоридною кислотою (HCl)?
8. Чи можливе довготривале існування водного розчину ацетату заліза? Чи буде стійким цей розчин?

9. Використовуючи довідкові дані, обчисліть константу гідролізу солі CH_3COONa .
10. Використовуючи довідкові дані, обчисліть ступінь гідролізу солі CH_3COONa в 0,01М розчині.
11. На прикладах гідролізу солей Na_3PO_4 і FeCl_3 поясніть ступінчате протікання процесу гідролізу при нагріванні чи розбавленні розчинів. Складіть рівняння реакції.
12. Обчисліть рН 0,001М розчину Na_2CO_3 (при розрахунку беріть до уваги тільки першу ступінь гідролізу).
13. Обчисліть рН 0.1М розчину CuCl_2 (при розрахунку беріть до уваги тільки першу ступінь гідролізу).
14. рН водного розчину NH_4Cl дорівнює 5. Складіть рівняння реакції гідролізу і розрахуйте дійсну концентрацію розчину.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Реакція середовища при гідролізі солей.

В п'ять пробірок внести по 15-20 крапель розчинів солей: в першу - натрію карбонату; в другу – амонію нітрату; в третю - амонію карбонату; в четверту калію хлориду; в п'яту (для контролю) - дистильовану воду. В кожен пробірку додати по 5 –10 крапель нейтрального розчину лакмусу. Розчини розмішати. По зміні кольору лакмусу зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної із солей. Свої спостереження і висновки записати у формі таблиці:

№ дослід	Формула солі	Забарвлення лакмусу	Реакція середовища	Значення рН розчину.

Написати молекулярні та іонні рівняння гідролізу солей.

Дослід 2. Гідроліз солі, утвореної сильною основою і слабкою кислотою.

Виміряйте рН 1 М розчину Na_2CO_3 за допомогою рН – метра, або за допомогою колориметричної шкали універсального індикатора шляхом візуального колориметрування розчину.

Складіть рівняння реакції гідролізу солі (перша ступінь) і розрахуйте теоретичне значення рН досліджуваного розчину.

Порівняйте виміряне (дослідне) і розраховане (теоретичне) значення рН.

Дослід 3. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою.

Виміряйте рН розчину заліза хлориду (III) FeCl_3 як у попередньому досліді (дослід 2)

Складіть рівняння реакції гідролізу (перша ступінь) і розрахуйте молярну концентрацію солі у розчині на основі знайденого значення рН ($C_{\text{дослід}}$). Порівняйте це значення з концентрацією приготовленого розчину.

Дослід 4. Порушення рівноваги реакції гідролізу солі при розбавленні розчину.

Переконайтесь що концентрований розчин плюмбуму нітрату $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прозорий.

В колбу налейте 50 мл водопровідної води і додайте 1-2 краплі концентрованого розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ спостерігайте утворення осаду.

Оформлення результатів дослідів виконайте за планом.

1. Назвіть іон, що гідролізується, складіть рівняння реакції гідролізу і поясніть, чому концентрований розчин $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прозорий.
2. Поясніть, чому при розведенні у колбі появляється осад. Чи має ця реакція відношення до процесу гідролізу солі, що досліджується?
3. Зробіть висновок про вплив розбавлення розчинів солей, що гідролізуються, на рівновагу процесу гідролізу.

Дослід 5. Порушення рівноваги реакції гідролізу при зміні температури.

В пробірку внесіть 5-6 мл розчину натрію ацетату CH_3COONa і 1-2 краплі фенолфталеїну. Розділіть одержаний розчин у дві пробірки, одну з них залиште для порівняння, іншу – нагрійте до кипіння. Порівняйте забарвлення індикатора в обох пробірках. Дайте пробірці охолонути і знову порівняйте забарвлення індикатора в обох пробірках.

Складіть рівняння реакції гідролізу солі, вказавши іон, що гідролізується. Зробіть висновок про середовище розчину і вплив температури на рівновагу процесу гідролізу.

Дослід 6. Розчинення металу в продуктах гідролізу солей.

Помістіть у пробірку шматочок цинку, додайте 2-3 мл концентрованого розчину алюмінію хлориду і нагрійте. Спостерігайте за розчиненням цинку і виділенням бульбашок водню. Складіть рівняння реакції, що відбувається.

Дослід 7. Взаємне посилення гідролізу солі слабкої основи сіллю слабкої кислоти.

До 5-6 крапель розчину алюмінію сульфату додайте такий же об'єм розчину натрію карбонату .

Поясніть утворення осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$, склавши рівняння гідролізу солей, що досліджуються і рівняння реакції, що відбувається при зливанні їх водних розчинів.

Поясніть причини взаємного підсилення гідролізу цих солей.

Перевірте, чи знаходиться в осаді який утворився, карбонат. Для цього декантацією відділіть осад, промийте його водою і подійте на нього хлоридною кислотою. Чи буде виділятися при цьому CO_2 ?

ЛАБОРАТОРНЕ ЗАНЯТТЯ №14

ТЕМА: Окисно-відновні процеси.

МЕТА: *вивчення окисно-відновних властивостей металів, неметалів і їх сполук, освоєння методики складання рівнянь окисно-відновних процесів і методів розрахунку редокс-потенціалів.*

Контрольні запитання і вправи.

1. Сформулюйте поняття окисника, відновника, виходячи з уявлення про зміну ступеню окислення елементів.

2. Які з наступних речовин – Cl_2 , KMnO_4 , Na_2S , FeSO_4 , NaNO_2 , KI , PbO_2 , KBr , Na_2SO_3 , K_2CrO_4 – є тільки окисниками, тільки відновниками і як окисниками, так і відновниками?
3. Наведіть приклади міжмолекулярних і внутрішньомолекулярних окисно-відновних реакцій.
4. Якими способами можна визначити напрямок окисно-відновних реакцій?
5. а) Розрахуйте ΔG_{298}° і з'ясуйте термодинамічну можливість термічного розкладу $\text{Na}_2\text{SO}_3(\text{k})$ з утворенням $\text{Na}_2\text{S}(\text{k})$ і $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{k})$.
б) До якого типу окисно-відновних реакцій відноситься даний процес?
6. а) Який взаємозв'язок ΔG_{298}° і електродного потенціалу ϕ ?
б) наведіть значення ΔG_{298}° і ϕ_{298}° для напівреакцій
 $\text{Zn(k)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{p})$ $\text{Cu(k)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{p})$
в) Визначте принципову можливість процесу:
 $\text{Zn(k)} + \text{CuSO}_4(\text{p}) = \text{ZnSO}_4(\text{p}) + \text{Cu(k)}$
Розрахуйте зміну енергії Гіббса і електрорушійну силу гальванічного елемента у стандартних умовах.
7. Що відбувається з пластинкою заліза при зануренні її у розчин купрум(II) сульфату? Відповідь підтвердить значенням стандартних окисно-відновних потенціалів відповідних систем.
8. Від яких факторів залежать окисно-відновний потенціал?
а) З'ясуйте термодинамічну можливість протікання реакцій між розчинами KMnO_4 і Na_2SO_3 у: 1) кислому; 2) лужному і 3) нейтральному середовищі
б) У якому середовищі окислювальні властивості іону MnO_4^- будуть найсильнішими? Наведіть значення стандартних потенціалів відповідних напівреакцій.
9. Розрахуйте електродний потенціал системи $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, якщо активність іонів $[\text{Fe}^{3+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.
а) Розрахуйте потенціал системи $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ при: $[\text{H}^+] = 1 \text{ моль/л}$ 2) $[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$, якщо $[\text{MnO}_4^-]/[\text{Mn}^{2+}] = 1$
б) Пояснити залежність $\phi^\circ \text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ від pH середовища (рис. 6)

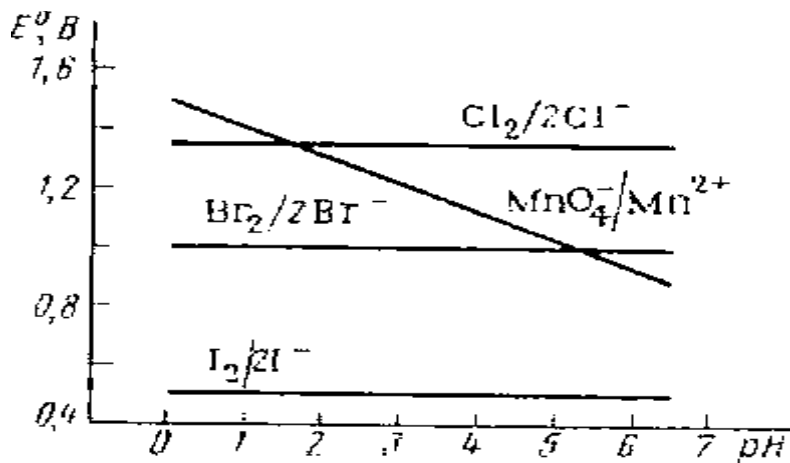
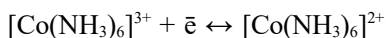


Рис. 6 Залежність окислювального потенціалу системи $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ від pH середовища.

- в) При яких значеннях pH можливо відновлення іонів MnO_4^- іонами: 1) I^- ; 2) Br^- ; 3) Cl^- ?
10. Напишіть рівняння для розрахунку потенціалу реакції



Розрахуйте потенціал системи при 298 К для випадків, коли активність окисленої і відновленої форм речовини дорівнюють (моль/л) відповідно: 0,01 і 1,0; 0,01 і 0,1; 1,0 і 0,01.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Відновлювальні властивості металів.

У три пробірки налейте однаковий об'єм 0,2 мл 0,1М розчину сульфатної (VI) кислоти. В одну пробірку додайте магній або цинк, в другу – ферум, в третю – купрум.

Запишіть спостереження, складіть рівняння реакцій і пояснити результати досліду.

Дослід 2. Порівняння хімічної активності феруму і купруму.

Знежирену і оброблену у хлоридній кислоті залізну пластинку опустити в 1М розчин купруму (II) сульфату . Через деякий час вийміть пластинку з розчину. Поясніть результат досліду і складіть рівняння реакції.

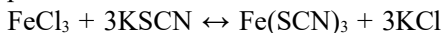
Дослід 3. Порівняння хімічної активності хлору і йоду. (Тяга!)

До розчину йодиду калію по краплям додайте хлорну воду. Поясніть утворення осаду. Складіть рівняння реакції.

Дослід 4. Взаємодія розчинів сполук Fe(III) і Sn(II).

До розчину калію тіоціанату або амонію додайте розчин солі феруму (III). Відмітьте забарвлення розчину, що утворився. Після цього додайте до розчину по краплях до повного знебарвлення розчин стануму (II) хлориду .

Поясніть в якому напрямку і чому відбувається порушення рівноваги в системі:



Дослід 5. Реакція диспропорціонування. (Тяга!)

Кристалік йоду обробіть невеликою кількістю 2М розчину NaOH при слабкому нагріванні. Одержаний розчин підкисліть.

Запишіть спостереження, складіть рівняння окисно-відновної реакції, враховуючи, що утворюється йодит натрію та йодат натрію.

Дослід 6. Окислювально-відновні властивості іону NO₂⁻ (Тяга!)

1. До підкисленою розбавленою сульфатною (VI) кислотою розчину калію йодиду – додайте розчин натрію (II) нітрату . Відмітьте виділення газу, зміну його кольору на бурий під дією кисню повітря, а також колір утвореного осаду. Експериментально докажіть виділення йоду.

2. Розчин калію перманганату (VII) KMnO₄ підкисліть розбавленою сульфатною (VI) кислотою і долийте розчин натрію (II) нітрату NaNO₂. Поясніть знебарвлення розчину.

Складіть рівняння проведених реакцій. Поясніть, яку функцію виконує NaNO₂ у кожному з виконаних дослідів.

Дослід 7. Вплив рН середовища на окислювально-відновні реакції.

а) Відновлення калію манганату (VII) KMnO_4 натрію сульфатом (IV).

В три пробірки налейте по 3 мл розчину KMnO_4 . В першу додайте 2 мл 1М розчину H_2SO_4 , в другу – 2 мл H_2O , в третю – 2мл 2М розчину KOH .

В кожному з пробірок додайте по 3 мл розчину натрію сульфату (IV) – Na_2SO_3 .

Запишіть спостереження, складіть рівняння реакцій і поясніть результати дослідів. Зауважте, що фіолетовий колір має іон MnO_4^- , слабо рожевий – іон Mn^{2+} , зелений – іон MnO_4^{2-} , бурий – осад MnO_2 і $\text{Mn}(\text{OH})_4$.

б) Окислення $\text{Fe}(\text{II})$ до $\text{Fe}(\text{III})$ у кислому та лужному середовищі.

До свіжоприготовленого розчину FeSO_4 (одержаного розчиненням взятих у надлишку стружок заліза в розбавленій сульфатній (VI) кислоті) прилийте розчин NaOH . Що спостерігаєте? Що відбувається після взаємодії одержаного осаду з киснем повітря?

Складіть рівняння реакції і поясніть результати дослідів.

До свіжоприготовленого розчину FeSO_4 додайте 2 мл 1М розчину сульфатної (VI) кислоти і кілька крапель бромної води. В пробірку додайте 2 краплі розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Запишіть спостереження, складіть рівняння реакцій і поясніть результати дослідів.

Прилади та реактиви:

Лабораторна робота №1.

Одержання і властивості оксидів, гідроксидів та солей.

MgO (крист.), індикаторний папір, розчин фенолфталеїну, сіль магнію, NaOH (0,5 М; 30 %), HCl (конц.), сіль алюмінію, NH_4OH (2Н), SnCl_4 (0,5 М), CuSO_4 (0,5 М), $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (0,5 М), H_3PO_4 (0,5 Н), $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (0,5 М), FeSO_4 (0,5 М), апарат Кіппа.

Лабораторна робота № 3.
Визначення еквівалентної маси металу.

Прилад для визначення еквівалента металу, термометр, барометр, наважки металу, розчин хлоридної кислоти (1:1,5), склянка Освальда, циліндр, лійка.

Лабораторна робота №4.
Будова атому та періодичний закон.

CuSO_4 (0,5 M), Fe (мет.), Zn (мет.), Pb (мет.), Sn (мет.), Mg (мет.), Na_2SO_3 (0,5 M), йодна вода, AgNO_3 (1 %), MgCl_2 (0,5 M), $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 M), Na_2SO_4 (0,5 M), Na_2SiO_3 (силікатний клей), NaOH (0,5 M), NH_4OH (2H).

Лабораторна робота №6.
Комплексні (координаційні) сполуки.

$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 M), KI (0,5 M), FeSO_4 (0,5 M), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 M), $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 M), ZnSO_4 (0,5 M), FeCl_3 (0,5 M), AgNO_3 (1 %), NaCl (0,5 M), Zn (мет.), CrCl_3 (0,5 M), $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 M), NaOH (0,5 M), NiSO_4 (0,5 M), NH_4OH (20 %), CuSO_4 (0,5 M), Fe (мет.), BaCl_2 (0,5 M).

Лабораторна робота №7.
Тепловий ефект хімічної реакції.
Теплоти розчинення, гідратації і нейтралізації.

Термометр, калориметр, Na_2SO_4 (крист.), $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ (глауберова сіль), NH_4NO_3 (крист.), NaOH (1 M), HCl (1 M), NH_4OH (1 M), CH_3COOH (1 M).

**Лабораторна робота №8.
Кінетика хімічних реакцій.**

H_2SO_4 (крист.), $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,5 М), FeCl_3 (0,5 М), NH_4CNS (0,5 М), NH_4Cl (крист.), CuSO_4 (1 М).

**Лабораторна робота №9.
Концентрація розчинів.**

NaCl (крист.), KCl (крист.), Na_2CO_3 (крист.), $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ (бура), HCl (0,1 Н), метиловий оранжевий, технохімічні терези, мірні колби на 250 мл, конічні колби на 250-300 мл, хімічні стакани на 100 мл, бюретки, ареометри, циліндри на 200-250 мл, циліндри на 50-100 мл.

**Лабораторна робота №10.
Визначення молекулярної маси кріоскопічним методом.**

Кріоскоп, термометр, мішалка, охолоджуюча суміш, глюкоза (крист.) або сахароза (крист.).

**Лабораторна робота №11.
Реакції іонного обміну в розчинах електrolітів.
Добуток розчинності.**

CH_3COOH (0,1 Н), CH_3COONa (насичений розчин; 2 Н), NH_4OH (1 М), NH_4Cl (насичений розчин), метилоранж, фенолфталеїн, Zn (мет.), HCl (2 Н), Na_2CO_3 (0,5 М), CaCl_2 (0,5 М), NaCl (0,5 М, крист.), AgNO_3 (1 %), BaCl_2 (0,5 М), H_2SO_4 (2 Н), CuSO_4 (0,5 М), NiCl_2 (0,5М), NaOH (2 М), FeCl_3 (0,5 М), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (конц.), AlCl_3 (конц. розчин), $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 М).

Лабораторна робота №12.
Теорія електролітичної дисоціації.

HCl (0,1 М; 1 М), NaOH (0,1 М; 1 М), лакмус, метил оранжевий, фенолфталеїн, універсальний індикаторний папір, KOH (0,1 М та 1 М водний розчин; 0,1 М спиртовий розчин), KNO₃ (0,1 М водний розчин; 0,1 М спиртовий розчин), CH₃COOH (1 М; 0,1 М; конц.), H₂SO₄ (1 М), наважки по 0,2 г Zn або Mg, NH₄OH (1 М), CH₃COONa (0,5 М).

Лабораторна робота №13.
Гідроліз солей.

Na₂CO₃ (1 М), NH₄NO₃ (1 М), (NH₄)₂CO₃ (1 М), KCl (1 М), лакмус, фенолфталеїн, рН-метр, універсальний індикаторний папір, FeCl₃ (1 М), Pb(NO₃)₂ (конц. розчин), CH₃COONa (0,5 М), Zn (гран.), AlCl₃ (конц. розчин), (NH₄)₂SO₄ (0,5 М).

Лабораторна робота №14.
Окисно-відновні процеси.

H₂SO₄ (0,1 М), Fe (мет.), Zn (мет.), Cu (мет.), Mg (мет.), CuSO₄ (0,5 М), KI (0,5 М), хлорна вода, бромна вода, KSCN (0,5 М), FeCl₃ (0,5 М), SnCl₂ (0,5 М), I₂ (крист.), NaOH (2 М), KMnO₄ (0,5 М), NaNO₂ (0,5 М), H₂SO₄ (1 М), KOH (0,5 М), Na₂SO₃ (0,5 М), Fe (стружки), K₄[Fe(CN)₆] (0,5 М).

ЛІТЕРАТУРА

Основна:

1. Петрушина Г. О. Загальна та неорганічна хімія. Курс лекцій. Дніпро: ВТК «Друкар». 2022. 260 с.
2. Павленко В. О. Давиденко Ю. М., Фрицький І. О. Розчини. Навчальний посібник. Київ: ВПЦ „Київський університет”, 2020, 175 с.
3. Ледовських В. М. Основи синтезу неорганічних речовин : Навч. посібник. Київ : НАУ, 2019. 240.
4. Левітін Є. Я., Ведерникова І. О., Антоненко О. В. та ін. Загальна та неорганічна хімія : навч. посіб. для студентів закл. вищ. освіти. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2019. 368 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В. М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник. Київ : Вища школа., 2019. 471 с.

Додаткова:

1. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: навч. посіб. 2-ге перевидання. Київ, Ліра-К, 2022. 96с.
2. Луцевич Д. Д., Березан О.В. Конспект-довідник з хімії. Київ : Вища школа, 1997. 240 с.
3. Пономарьова В.В. Основи хімії: навч. посіб. Київ : ВПЦ "Київський університет", 2022. 160 с.
4. Назарко І.С. , Вічко О.І. Загальна хімія : навчальний посібник для студентів технічних спеціальностей. Тернопіль : Тернопільський національний технічний

університет імені Івана Пулюя, 2019. 192 с.

5. Терещіленко К. В., Струтинська Н. Ю., Слободяник М. С. Збірник задач та вправ з хімії: навч. посіб. Київ : Компринт, 2021. 61 с.

6. Басов В. П., Родіонов В. М. Хімія: загальна, органічна та неорганічна хімія Навчальний посібник. Київ: Каравела, 2018. 320 с.

Методичне видання
(українською мовою)

Перетятко В. В.,
Лашко Н. П.,
Луганська О. В.

НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні вказівки до лабораторних робіт
для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра
спеціальності "Хімія"

Рецензент К.О. Домбровський
Відповідальний за випуск О.А. Бражко
Коректор А.Б. Полтавська

