Міністерство аграрної політики України
Харківський національний аграрний університет
імені В.В. Докучаєва

Я.О. Свіщова, І.Б. Бондаренко, О.Є. Васюков

ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОХІМІЇ

Практикум

Харків – 2011

ББК Гя7+Е072я7
С24
УДК 543(075.8)+577.1(075.8)

Затверджено на засіданні вченої ради ННІ агробізнесу Харківського національного аграрного університету ім. В.В. Докучаєва (протокол № 3 від 19 листопада 2010 р.)

Рецензенти:
канд.с.-г. наук, доц. В.С. Залізовський;
д-р хім. наук, провідний наук. співроб. С.А. Шаповалов

Свіщова Я.О.
С24 Хімія з основами біохімії: практикум / Я.О. Свіщова, І.Б. Бондаренко, О.Є. Васюков. – Харків: ХНАУ, 2011. – 101 с.

Наведено основні питання для самоконтролю студентів; різні методики виконання та оформлення типових лабораторних робіт; обов'язкові до розв'язання поваріантні задачі до кожної теми.

Для студентів за напрямком підготовки «Екологія та охорона навколишнього середовища» освітньо-кваліфікаційного рівня «бакалавр».

ББК Гя7+ Е072я7

© Свіщова Я.О., Бондаренко І.Б.,
Васюков О.Є., 2011
© Харківський національний аграрний університет ім. В.В. Докучаєва, 2011

Зміст

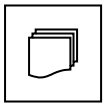
Список умовних позначень та скорочень …….	5
Вступ …….	6
Тема 1. Основні класи неорганічних сполук ……	7
Завдання 1. Розрахунок за рівняннями реакції ……	8
Завдання 2. Номенклатура неорганічних сполук ……	10
Лабораторна робота №1. Основні класи неорганічних сполук ……..	11
Тема 2. Основні поняття та стехіометричні закони хімії ……	17
Завдання 3. Застосування газових законів та закону Авогадро ……..	18
Завдання 4. Розрахунок еквівалентних мас речовини …….	20
Лабораторна робота №2. Визначення молярної маси карбон (IV) оксиду ……..	23
Лабораторна робота №3. Визначення еквівалентної маси магнію за воднем …….	27
Тема 3. Будова атома. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва …….	29
Завдання 5. Розподіл електронів в атомі ……..	30
Завдання 6. Опис властивостей елемента за його електронною будовою ……	31
Тема 4. Хімічний зв'язок та будова молекул ……	35
Завдання 7. Побудова структурних формул речовин ……..	36
Тема 5. Загальна характеристика розчинів ……...	38
Завдання 8. Способи вираження концентрації розчину …..	39
Лабораторна робота №4. Приготування розчинів заданої концентрації ……...	41
Тема 6. Основні закономірності хімічних перетворень ……..	51
Завдання 9. Вплив різних факторів на швидкість реакції ...	52
Лабораторна робота №5. Дослідження кінетики взаємодії	56

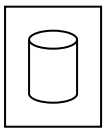
натрій тіосульфату із сульфатною кислотою ……..	
Тема 7. Розчини електролітів. Електролітична дисоціація ….	60
Завдання 10. Рівняння дисоціації речовин ……..	61
Завдання 11. Складання рівнянь взаємодії в іонному вигляді …….	62
Завдання 12. Розрахунок розчинності речовини ……..	63
Завдання 13. Розрахунок значення pH розчину ……..	65
Завдання 14. Гідроліз солі ……..	66
Завдання 15. Розрахунок pH буферних розчинів …….	68
Лабораторна робота №6. Реакції в розчинах електролітів..	70
Тема 8. Окисно-відновні реакції ……	72
Завдання 16. Окисно-відновні властивості сполук ……..	73
Завдання 17. Визначення стехіометричних коефіцієнтів в ОВР ……..	75
Завдання 18. Складання рівнянь ОВР ……..	78
Лабораторна робота №7. Окисно-відновні реакції ……..	79
Тема 9. Комплексні сполуки ……..	83
Завдання 19. Складання формул та визначення властивостей комплексних сполук ……	84
Лабораторна робота №8. Отримання та визначення властивостей комплексних сполук	88
Тема 10. Колоїдні системи	90
Завдання 20. Складання формул та визначення властивостей міцел золю	90
Лабораторна робота №9. Методи отримання колоїдних систем ……..	92
Теми рефератів ……	95
Додатки ……	96
Список рекомендованої літератури ……..	101

Список умовних позначень та скорочень

звертіть увагу ;

повторіть;

 виконайте вправу;

 виконайте лабораторну работу.

н.у. – нормальні умови;

ОВР – окисно-відновні реакції.

Вступ

Хімія є однією з основних фундаментальних природничих наук, необхідною для поглиблиння впливу екологічного контролю над усіма ланками муніципального життя, виробництва, сільського господарства, створення екологічно чистої продукції, забезпечення належних умов проживання.

У своїй педагогічній діяльності ХНАУ ім. В.В. Докучаєва керується наказами МОН України від 30.12.2005 № 774 «Про впровадження кредитно-модульної системи організації навчального процесу» та від 16.10.2009 № 943 «Про впровадження у вищих навчальних закладах України Європейської кредитно-трансферної системи (ECTS)». Згідно з положеннями ECTS на самостійну роботу студенту відводиться не менше 50 % обсягу часу з навчальної дисципліни (в Україні 44 % для студентів, що навчаються за ОПП підготовки фахівців ОКР «бакалавр» і 66 % − для студентів за ОПП «магістр».

Практикум спрямований саме на самостійне засвоєння, поглиблиння знань студентами за напрямком підготовки «Екологія та охорона навколишнього середовища» освітньо-кваліфікаційного рівня «бакалавр» в аграргних вищих навчальних закладах з розділів «Неорганічна та біонеорганічна хімія» і «Фізична та колоїдна хімія».

Практикум складається з:

1) наведених до кожного розділу переліків обов’язкових питань, проробка яких дасть змогу студенту самостійно розібратися в основних хімічних положеннях, термінах та явищах, отримати додаткову до лекційного матеріалу інформацію, підготуватися до навчальних занять;
2) індивідуальних розрахункових завдань, що мають на меті закріпити отримані теоретичні знання та показати їх практичне застосування для вирішення професійних проблем;
3) лабораторних робіт, виконання яких навчить користуватися основним хімічним обладнанням та посудом, виконувати необхідні розрахунки, користуватися довідковою інформацією, самостійно проводити хімічні експерименти, здійснювати статистичну обробку результатів дослідження;
4) переліку тем рефератів для виконання індивідуальних творчих завдань, писання та захист яких навчить студента висловлювати свою професійну думку, передавати відповідну інформацію колегам і аудиторії.

Кожен із зазначених видів робіт виконується студентами протягом семестру та оцінюється певною кількістю балів. За отриманою сумою балів оцінюються результати навчання, а це в свою чергу, свідчитиме про можливість зарахування кредиту.

Тема 1. Основні класи неорганічних сполук

У результаті вивчення цієї теми необхідно засвоїти класифікацію неорганічних сполук, генетичний зв'язок між ними. Потрібно знати способи їх отримання, характерні властивості та номенклатуру. Слід навчитися складати рівняння хімічної реакції, виконувати найпростіші розрахунки за цими рівняннями, а також проводити пробіркові досліди.

Питання для самоконтролю

1. Розподіл неорганічних сполук на прості та складні.
2. Назвіть основні класи складних неорганічних сполук.
3. Які неорганічні сполуки відносять до класу оксидів?
4. Чому дорівнює ступінь окиснення оксигену в оксидах?
5. Номенклатура оксидів.
6. Що лежить в основі розподілу оксидів на солетворні та несолетворні?
7. Розподіл оксидів на основні, кислотні та амфотерні.
8. Хімічні властивості основних, кислотних та амфотерних оксидів.
9. Назвіть основні способи утворення оксидів.
10. Які неорганічні сполуки відносять до класу основ?
11. Класифікація та номенклатура основ.
12. Які основи називають лугами?
13. Наведіть основні методи отримання основ.
14. Хімічні властивості основ.
15. Дайте визначення амфотерних гідроксидів.
16. Хімічні властивості амфотерних гідроксидів.
17. Які неорганічні сполуки відносять до класу кислот?
18. Класифікація та номенклатура кислот.
19. Способи утворення безкисневих та кисневмісних кислот.
20. Хімічні властивості кислот.
21. Які неорганічні сполуки відносять до класу солей?
22. Класифікація та номенклатура солей.
23. Способи отримання солей (середніх, кислих, основних).
24. Хімічні властивості солей.
25. Генетичний зв'язок між класами неорганічних сполук.

Завдання для самостійної роботи

Завдання 1. **Розрахунок за рівняннями реакції**

У кожному варіанті необхідно:

1) скласти рівняння реакції одержання вказаної речовини усіма відомими способами;

2) розрахувати маси реагуючих речовин, використовуючи умови завдання;

3) визначити класи сполук і дати їм назву за міжнародною номенклатурою;

4) скласти рівняння реакції, що характеризують хімічні властивості вказаної речовини;

5) розрахувати масову частку кожного з елементів у речовині.

Варіанти

1. Добуто 0,9 моль H_3PO_4, що становить 90 % від теоретичного.
2. Добуто 1,25 моль $Ca(H_2PO_4)_2$, що становить 84 % від теоретичного.
3. Добуто 0,56 моль $FeSO_4$, що , становить 78 % від теоретичного.
4. Добуто 1,5 моль MgOHCl, що становить 75 % від теоретичного.
5. Добуто 1,25 моль $Cr(OH)_3$, що становить 70 % від теоретичного.
6. Добуто 0,2 моль P_2O_5, що становить 85 % від теоретичного.
7. Добуто 2,5 моль $CuSO_4$, що становить 95 % від теоретичного.
8. Добуто 0,45 моль H_2SO_4, що становить 72 % від теоретичного.
9. Добуто 2,4 моль NaOH, що становить 93 % від теоретичного.
10. Добуто 0,75 моль $Mg_3(PO_4)_2$, що становить 68 % від теоретичного.
11. Добуто 2,5 моль $Fe(OH)SO_4$, що становить 80 % від теоретичного.
12. Добуто 1,6 моль $Ca(HCO_3)_2$, що становить 78 % від теоретичного.
13. Добуто 0,6 моль Na_2ZnO_2, що становить 63 % від теоретичного.
14. Добуто 2,3 моль H_2SiO_3, що становить 84 % від теоретичного.
15. Добуто 0,4 моль $KHSO_4$, що становить 77 % від теоретичного.
16. Добуто 0,15 моль CO_2, що становить 75 % від теоретичного.

Приклад виконання завдання

(Варіант 16)

1. Складаємо рівняння реакції отримання CO_2:

$$1)\ C + O_2 \xrightarrow{t} CO_2;$$

2) $CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$;

3) $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$;

4) $CH_4 + O_2 \xrightarrow{t} 2H_2O + CO_2$. 1.1

2. Обчислюємо маси реагуючих речовин, використовуючи одне зі складених рівнянь реакцій (наприклад, 1). Враховуючи умову завдання, визначаємо

$$\eta\ (CO_2) = \frac{\nu_{практ.}}{\nu_{теор.}} \cdot 100\%,$$

Тоді, $\nu_{теор.} = \frac{\nu_{практ.}}{\eta(CO_2)} \cdot 100$,

підставляємо, $\nu_{теор.} = \frac{0{,}15}{75} \cdot 100 = 0{,}2$ моль, 1.2

де $\eta\ (CO_2)$ – вихід CO_2, %;

$\nu_{практ.}$ – кількість практично отриманого CO_2, моль;

$\nu_{теор.}$ – кількість теоретично розрахованого CO_2, моль.

Маси реагуючих речовин знаходимо згідно з рівнянням реакції:

x моль		*y* моль		0,2 моль
C	+	O_2	→	CO_2
1 моль		1 моль		1 моль.

Аналіз рівняння реакції показує, що *x* = 0,2 моль та *y* = 0,2 моль, звідси:

$$m(C) = \nu(C) \cdot M(C) = 0{,}2 \cdot 12 = 2{,}4 \text{ г},$$
$$m(O_2) = \nu(O_2) \cdot M(O_2) = 0{,}2 \cdot 32 = 6{,}4 \text{ г}, \quad 1.3$$

де $\nu(C)$ – кількість карбону, моль;

$\nu(O_2)$ – кількість оксигену, моль;

$M(C)$ – молярна маса карбону, г/моль;

$M(O_2)$ – молярна маса оксигену, г/моль.

3. CO_2 – оксид, карбон оксид (IV).

4. Хімічні властивості CO_2:

$$H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3;$$
$$CO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O;$$
$$CO_2 + K_2O \rightarrow K_2CO_3. \quad 1.4$$

5. Розраховуємо масову частку кожного з елементів у речовині.

Так, для будь-якої речовини, наприклад B_xC_y, масову частку елементу розраховують за формулою:

$$\omega(B) = \frac{x \cdot A(B)}{M(B_xC_y)} \cdot 100, \qquad 1.5$$

де ω(B) – масова частка елемента B, %;

x – кількість етомів елемента B;

A(B) – атомна маса елемента B, г/моль;

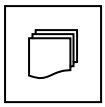
$M(B_xC_y)$ – молярна маса сполуки B_xC_y, г/моль.

У нашому випадку:

$$\omega(C) = \frac{1 \cdot A(C)}{M(CO_2)} \cdot 100 = \frac{12}{44} \cdot 100 = 27{,}27\ \%,$$

$$\omega(O) = \frac{2 \cdot A(O)}{M(CO_2)} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 16}{44} \cdot 100 = 72{,}73\ \%,$$

або $\omega(O) = 100 - \omega(C) = 100 - 27{,}27 = 72{,}73\ \%$. 1.6



Завдання 2. **Номенклатура неорганічних сполук**

Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наведені перетворення, назвати за міжнародною номенклатурою кожну з отриманих речовин та встановити її клас.

Варіанти

1. $Pb \rightarrow PbO \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow PbO \rightarrow Pb(NO_3)_2$.

2. $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NaH_2PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

3. $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2ZnO_2$.

4. $Cr \rightarrow Cr_2O_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K[Cr(OH)_4]$.

5. $NH_4OH \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow NH_4OH$.

6. $Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2CO_3 \rightarrow LiHCO_3 \rightarrow LiNO_3 \rightarrow Li_2SO_4$.

7. $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow CaSiO_3$.

8. $Sn \rightarrow SnO \rightarrow Sn(NO_3)_2 \rightarrow Sn(OH)_2 \rightarrow Na_2SnO_2 \rightarrow SnSO_4 \rightarrow SnCl_2$.

9. $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow NaCl \rightarrow HCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow KCl \rightarrow AgCl$.

10. $N_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Na(NO_3)_2$.

11. $Be \rightarrow BeO \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2 \rightarrow Be(NO_3)_2 \rightarrow K_2BeO_2$.

12. $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$.

13. $Cd \rightarrow CdO \rightarrow CdCl_2 \rightarrow Cd(OH)_2 \rightarrow CdSO_4 \rightarrow CdCO_3 \rightarrow CdO \rightarrow Cd(NO_3)_2$.

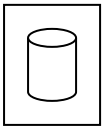
14. $Fe \rightarrow FeO \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.

15. $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$.

16. $Na \rightarrow Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3$

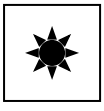
Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O$ (натрій оксид, оксид);
$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$ (натрій гідроксид, гідроксид);
$NaOH + CO_2 \rightarrow NaHCO_3$ (натрій гідрокарбонат, кисла сіль);
$NaHCO_3 + NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$ (натрій карбонат, середня сіль);
$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$ (натрій хлорид, середня сіль);
$NaCl + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + HCl$ (натрій нітрат, середня сіль).



Лабораторна робота №1
Основні класи неорганічних сполук

Мета роботи: навчитися проводити пробіркові досліди, складати рівняння хімічних реакцій; закріпити знання з методів отримання та хімічних властивостей речовин; зрозуміти генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.



Найбільш розповсюдженими є позасистемні одиниці виміру об′єму − літр, мілілітр. В методиках ДСТУ та при оформленні офіційних паперів користуються одиницями виміру об′єму в системі СІ − $м^3$, $см^3$. Для поліпшення навчального процесу під час виконання лабораторних робіт та розв'язання задач треба користуватися системними одиницями виміру об'єму.

Виконуючи лабораторні роботи, необхідно дотримуватися правил техніки безпеки щодо використання хімічних реактивів та поведінки в навчальній лабораторії.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Хімічні властивості простих речовин**

1.1. Властивості металів (взаємодія металів з кислотами).

У пробірку вміщуємо гранулу цинку та додаємо 8–10 крапель сульфатної кислоти (1:1).

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

1.2. Властивості неметалів.

В одну пробірку вміщуємо шматочок магнію та 3–5 $см^3$ розчину хлоридної кислоти (1:3), а в другу – такий же об'єм води. Першу пробірку закриваємо пробкою з газовідвідною трубкою, а другу занурюємо в кристалізатор з водою і перевертаємо. Потім вводимо в неї газовідвідну трубку і спостерігаємо, як утворений водень витискує воду.

Рівняння реакції: _____ .

Виймаємо пробірку з кристалізатора і підносимо до неї пальник.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

1.3. Властивості амфотерних речовин.

У пробірку вміщуємо дві гранули алюмінію і додаємо 8–10 крапель сульфатної кислоти (1:1).

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

У пробірку вміщуємо дві гранули алюмінію і додаємо 8–10 крапель концентрованого розчину натрій гідроксиду і підігріваємо на газовому пальнику.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

Дослід 2. **Утворення та хімічні властивості оксидів**

2.1. Основні оксиди.

2.1.1. Отримання основних оксидів.

Шматочок магнію спалюємо на повітрі.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

2.1.2. Взаємодія основних оксидів з водою.

Продукт реакції вміщуємо в конус та додаємо 10 $см^3$ води, переколочуємо і підігріваємо.

Спостерігаємо: _____ .

Додаємо 1–2 краплі індикатору метилоранжу.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

2.1.3. Взаємодія з кислотами.

Шматочок магнію спалюємо на повітрі. Продукт реакції вміщуємо в конус та додаємо 8–10 крапель хлоридної кислоти.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

У конус додаємо10 $см^3$ води та 1–2 краплі індикатору метилоранжу.

Спостерігаємо: _____ .

2.2. Кислотні оксиди.

2.2.1. Отримання кислотних оксидів.

Спалюємо у конусі шматочок сірки.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

2.2.2. Взаємодія кислотних оксидів з водою.

У конус додаємо 20 $см^3$ води, закриваємо пробкою та переколочуємо до повного зникнення диму.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

Додаємо 1–2 краплі індикатору метилоранжу.

Спостерігаємо: _____ .

2.2.3. Взаємодія кислотних оксидів з основами.

Спалюємо у конусі шматочок сірки. У конус додаємо 5–10 крапель натрій гідроксиду та перемішуємо.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

У конус додаємо10 $см^3$ води та 1–2 краплі індикатору метилоранжу.

Спостерігаємо: _____ .

Дослід 3. **Утворення та хімічні властивості кислот**

3.1. Отримання кисневмісних кислот.

У пробірку вміщуємо невелику кількість кристалів натрій ацетату та додаємо 1 $см^3$ хлоридної кислоти і перемішуємо скляною паличкою. Підносимо лакмусовий папірець до краю пробірки.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

У пробірку вміщуємо 0,5 $см^3$ натрій карбонату та додаємо 1 $см^3$ хлоридної кислоти і перемішуємо скляною паличкою.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

3.2. Отримання безкисневих кислот.

У пробірку вміщуємо невелику кількість кристалів натрій хлориду та додаємо 8–10 крапель розчину концентрованої сульфатної кислоти і закриваємо пробкою з газовідвідною трубкою. Підносимо лакмусовий папірець до краю газовідвідної трубки.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

3.3. Властивості кислот.

3.3.1. Взаємодія з основними оксидами (дослід 2.1.3).

3.3.2. Взаємодія із солями (дослід 3.1 та 3.2).

3.3.3. Взаємодія з основами.

У пробірку вміщуємо 5 крапель натрій гідроксиду та додаємо 1 краплю індикатору метилоранжу. Фіксуємо забарвлення індикатору та додаємо 5 крапель хлоридної кислоти.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

Дослід 4. **Утворення та хімічні властивості основ**

4.1. Отримання розчинних у воді основ (лугів).

У стакан наливаємо 50 $см^3$ води і вміщуємо шматочок натрію.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

До розчину додаємо 1–2 краплі фенолфталеїну.

Спостерігаємо: _____ .
До розчину краплями додаємо хлоридну кислоту.
Спостерігаємо: _____ .
Рівняння реакції: _____ .

4.2. Отримання нерозчинних у воді основ.
У дві пробірки наливаємо по 1 $см^3$ купрум сульфату і додаємо декілька крапель розчину натрій гідроксиду.
Спостерігаємо: _____ .
Рівняння реакції: _____ .

4.3. Властивості основ.
4.3.1. Розпад основ при нагріванні.
Утворений осад купрум (II) гідроксиду (дослід 4.2) нагріваємо на газовому пальнику.
Спостерігаємо: _____ .
Рівняння реакції: _____ .

4.3.2. Взаємодія з кислотами.
До утвореного в досліді 4.2 осаду купрум (II) гідроксиду додаємо 5–6 крапель хлоридної кослоти.
Спостерігаємо: _____ .
Рівняння реакції: _____ .

4.3.3. Взаємодія із солями.
У пробірку вносимо 3–4 краплі розчину нікель (II) хлориду та додаємо 3 краплі натрій гідроксиду.
Спостерігаємо: _____ .
Рівняння реакції: _____ .

4.3.4. Взаємодія з кислотними оксидами (дослід 2.2.3).

Дослід 5. **Утворення та властивості амфотерного гідроксиду**

5.1. Отримання амфотерного гідроксиду.
У дві пробірки відбираємо по 1 $см^3$ розчину алюміній сульфату та додаємо по декілька крапель натрій гідроксиду.
Спостерігаємо: _____ .
Рівняння реакції: _____ .

5.2. Взаємодія з кислотами.

До утвореного осаду алюміній гідроксиду (дослід 5.1) додаємо краплями 1см^3 хлоридної кислоти.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

5.3. Взаємодія з основами.

До утвореного осаду алюміній гідроксиду (дослід 5.1) додаємо краплями 1–2 см^3 натрій гідроксиду.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

Дослід 6.**Утворення та хімічні властивості солей**

6.1. Реакція обміну з іншими солями.

У пробірку вносимо 2–3 краплі розчину натрій карбонату та додаємо 2–3 краплі кальцій хлориду.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

6.2. Взаємодія з іншими кислотами.

У пробірку вносимо невеличкий шматок крейди і додаємо 1 см^3 хлоридної кислоти.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

6.3. Взаємодія з лугами.

У пробірку вносимо 1 см^3 ферум (III) хлориду та додаємо декілька крапель розчину натрій гідроксиду.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

6.4. Витиснення металів з водних розчинів солей.

У пробірку вміщуємо гранулу цинку та додаємо 8–10 крапель розчину купрум (II) сульфату. Пробірку залишаємо на 5 хв.

Спостерігаємо: _____ .

Рівняння реакції: _____ .

Висновок: _____

_____ .

Зразок оформлення лабораторної роботи подано у дод. 1.

Тема 2. Основні поняття та стехіометричні закони хімії

У результаті вивчення цієї теми необхідно засвоїти такі поняття, як атом, хімічний елемент, молекула, речовина, моль, еквівалент; засвоїти та вміти використовувати для хімічних розрахунків закони: збереження мас, сталого складу, об'ємних співвідношень, закон Авогадро та його наслідки, закон еквівалента.

Питання для самоконтролю

1. Дайте визначення поняття атома.
2. Що таке хімічний елемент?
3. Що таке молекула?
4. Що позначає хімічна формула речовини?
5. Чим зумовлюються хімічні та фізичні властивості речовини?
6. Що спільного і чим відрізняються абсолютні та відносні атомні і молекулярні маси?
7. Що таке атомна одиниця маси?
8. Дайте визначення одного молю речовини.
9. Чому дорівнює стала Авогадро?
10. Наведіть приклад зв'язку кількості речовини з її молярною масою.
11. Чому дорівнює кількість структурних одиниць у будь-якій кількості речовини?
12. Сформулюйте закон збереження мас. Яка різниця у формулюванні цього закону Ломоносовим та Ейнштейном?
13. Сформулюйте закон сталого складу.
14. Які речовини відносять до дальтонідів, а які − до бертолідів?
15. Сформулюйте закон об'ємних співвідношень.
16. Закон Авогадро то його наслідки.
17. Хімічний еквівалент. Розрахунок хімічних еквівалентів простих та складних сполук.
18. Сформулюйте закон еквівалетів. У чому полягає його значення?
19. Основні газові закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака та об'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака.
20. Закон Клапейрона-Менделєєва для ідеальних газів.
21. Дайте визначення поняття нормальних умов (н.у.).

Завдання для самостійної роботи

Завдання 3. **Застосування газових законів та закону Авагадро**

У кожному варіанті (табл. 1) для зазначеного газу необхідно з’ясувати:

1. Об’єм, який буде займати цей газ за нормальних умов.
2. Масу певного об’єму газу за н.у.
3. Абсолютну масу його молекули.
4. Кількість молекул газу, що містяться в цьому об’ємі.
5. Відносну густину газу за воднем та повітрям.

Таблиця 1

Варіанти до завдання 3

Варіант	Газ	Тиск газу, Па	Об’єм газу, $см^3$	Температура, ^0C
1	NO_2	89800	224	17
2	NH_3	120400	448	50
3	N_2	96700	561	43
4	SO_2	110025	672	36
5	H_2S	108160	336	54
6	CH_4	88750	112	63
7	O_2	94300	448	83
8	CO_2	100900	336	28
9	F_2	102200	513	31
10	C_2H_6	121100	672	33
11	Cl_2	84070	784	18
12	HCl	91360	89,6	38
13	PH_3	109825	112	45
14	C_6H_6	83200	600	87
15	C_2H_2	96000	500	15
16	NO	50610	289	27

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. За рівнянням об’єднаного закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака знаходимо об’єм, який буде займати цей газ за н.у.:

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

звідки $V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{T \cdot P_0} = \frac{50610 \cdot 289 \cdot 273}{300 \cdot 101300} = 131{,}4$ см^3.

$$T = t,^0C + 273 = 27 + 273 = 300\,\text{K}, \qquad 2.1$$

де P_0 – тиск за н. у. (101300), Па;
T_0 – температура за н. у. (273), К;
V_0 – об'єм, що займає газ за н.у., см^3;
P – тиск, Па;
T – температура, К;
V – об'єм, що займає газ, см^3.

2. За рівнянням Клапейрона-Менделєєва знаходимо масу певного об'єму газу за н.у.:

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T = \frac{m \cdot R \cdot T}{M},$$

звідки $m(NO) = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{101300 \cdot 1{,}31 \cdot 10^{-4} \cdot 30}{8{,}31 \cdot 273} = 0{,}175$ г.

$$M(\text{NO}) = 14 + 16 = 30 \text{ г/моль}, \qquad 2.2$$

де P – тиск, Па;
T – температура, К;
R – газова стала (8,31), кДж/моль·К;
V – об'єм, що займає газ, см^3;
ν – кількість речовини, моль;
m – маса газу, г;
M – молярна маса газу, г/моль.

3. Абсолютна маса молекули NO дорівнює:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекули NO важать 30 г
1 молекула NO важить x г,

звідки $x = \frac{30}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = 5 \cdot 10^{-23}$ г.

4. Визначаємо кількість молекул NO в 131,4 мл:

$$N = \nu \cdot N_A = \frac{V \cdot N_A}{V_m} = \frac{0{,}1314 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{22{,}4} = 3{,}53 \cdot 10^{21}, \qquad 2.3$$

де N – кількість молекул;
N_A – стала Авогадро;
ν – кількість газу, моль;
V – об'єм газу, дм^3;
V_m – молярний об'єм газу, дм^3/моль.

5. Визначаємо відносну густину NO за воднем та повітрям:

$$D_{H_2} = \frac{M(\text{NO})}{M(\text{H}_2)} = \frac{30}{2} = 15;$$

$$D_{пов.} = \frac{M(\text{NO})}{M(повітря)} = \frac{30}{29} = 1{,}03, \qquad 2.4$$

де D_{H_2} – відносна густина газу за воднем;

$D_{пов.}$ – відносна густина газу за повітрям;

M(NO) – молярна маса нітроген (II) оксиду, г/моль;

M(H_2) – молярна маса водню, г/моль;

M(*повітря*) – молярна маса повітря, г/моль.

Завдання 4. **Розрахунок еквівалентних мас речовини**

У кожному варіанті (табл. 2) необхідно визначити:

1) значення еквівалентної маси для речовин;

2) значення кількості еквівалентів для певної маси.

Таблиця 2

Варіанти до завдання 4

Варіанти	Маса, г	Проста речовина	Оксиди	Основи	Кислоти	Солі
1	10,51	Na	K_2O	$Fe(OH)_3$	HCl	Al_2S_3
2	15,34	Ca	CO_2	$Sr(OH)_2$	H_2SiO_3	Li_3PO_4
3	16,41	Al	Fe_2O_3	AgOH	$HclO_4$	$CaCl_2$
4	11,22	C	MnO_2	$Ni(OH)_2$	H_2SO_3	SrS
5	23,41	Li	Cr_2O_3	$Ca(OH)_2$	H_3PO_4	Ag_2SO_4
6	17,89	Si	FeO	Li(OH)	$HbrO_3$	K_2CO_3
7	21,14	Zn	Li_2O	$Cr(OH)_3$	H_2MoO_4	$Al_2(CO_3)_3$
8	12,45	Ag	Al_2O_3	$Zn(OH)_2$	H_2CO_3	$K_2Cr_2O_7$
9	26,94	Ba	SiO_2	$Co(OH)_2$	$H_2S_2O_3$	$Ca(ClO)_2$
10	31,42	S	As_2O_3	NaOH	H_3AsO_4	$CrCl_3$
11	18,37	Cr	SO_3	$Ba(OH)_2$	HIO_3	$ZnBr_2$
12	34,78	P	CaO	$Mn(OH)_2$	HNO_3	$KMnO_4$
13	24,31	Mn	Na_2O	$Fe(OH)_2$	HBr	$Na_2S_2O_3$
14	19,56	Cu	NO_2	$Al(OH)_3$	$H_2Cr_2O_7$	$Fe_2(SO_4)_3$
15	30,21	B	P_2O_5	KOH	HbrO	Na_3AsO_4
16	14,51	Be	MgO	$Mg(OH)_2$	H_2S	$Mg_3(PO_4)_2$

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Розраховуємо значення еквівалентної маси та кількість еквівалентів для речовини Be:

$$E(\text{Be}) = \frac{A(\text{Be})}{B},$$

$$E(\text{Be}) = \frac{9}{2} = 4{,}5 \text{ г/моль},$$

$$\nu = \frac{m}{E(\text{Be})} = \frac{14{,}51}{4{,}5} = 3{,}22 \text{ моль-екв}, \qquad 2.5$$

де E(Be) – еквівалентна маса Берилію, г/моль;
B – валентність елемента;
A(Be) – атомна маса Берилію, г/моль.
ν – кількість еквівалента Берилію, моль-екв;
m – маса берилію, г.

2. Розраховуємо значення еквівалента та кількість еквівалентів для речовини MgO:

$$E(\text{MgO}) = \frac{M(\text{MgO})}{x \cdot B},$$

$$E(\text{MgO}) = \frac{40}{1 \cdot 2} = 20, \text{ г/моль},$$

$$\nu = \frac{m}{E(\text{MgO})} = \frac{14{,}51}{20} = 0{,}73 \text{ моль-екв}, \qquad 2.6$$

де E(MgO)– еквівалентна маса магній оксиду, г/моль;
M(MgO) – молярна маса магній оксиду, г/моль;
B – валентність елемента,
x – кількість атомів елемента;
ν – кількість еквівалента магній оксиду, моль-екв;
m – маса магній оксиду, г.

3. Розраховуємо значення еквівалентної маси та кількість еквівалентів для речовини $Mg(OH)_2$:

$$E(\text{Mg(OH)}_2) = \frac{M(\text{Mg(OH)}_2)}{x},$$

$$E(\text{Mg(OH)}_2) = \frac{58}{2} = 29, \text{ г/моль},$$

$$\nu = \frac{m}{E(\text{Mg(OH)}_2)} = \frac{14{,}51}{29} = 0{,}5 \text{ моль-екв}, \qquad 2.7$$

де $E(Mg(OH)_2)$ – еквівалентна маса магній гідроксиду, г/моль;
$M(MgOH)$ – молярна маса магній гідроксиду, г/моль;
x – кількість гідроксогруп;
ν – кількість еквівалента магній гідроксиду, моль-екв;
m – маса магній гідроксиду, г.

4. Розраховуємо значення еквівалента та кількість еквівалентів для речовини H_2S:

$$E(H_2S) = \frac{M(H_2S)}{x},$$

$$E(H_2S) = \frac{34}{2} = 17, \text{ г/моль},$$

$$\nu = \frac{m}{E(H_2S)} = \frac{14{,}51}{17} = 0{,}85 \text{ моль-екв}, \qquad 2.8$$

де $E(H_2S)$– еквівалентна маса сульфідної кислоти, г/моль;
$M(H_2S)$ – молярна маса сульфідної кислоти, г/моль;
x – кількість атомів Гідрогену;
ν – кількість еквівалента сульфідної кислоти, моль-екв;
m – маса сульфідної кислоти, г.

5. Розраховуємо значення еквівалентної маси та кількість еквівалентів для речовини $Mg_3(PO_4)_2$:

$$E(Mg_3(PO_4)_2) = \frac{M(Mg_3(PO_4)_2)}{B \cdot x},$$

$$E(Mg_3(PO_4)_2) = \frac{262}{2 \cdot 3} = 43{,}67, \text{ г/моль},$$

$$\nu = \frac{m}{E(Mg_3(PO_4)_2)} = \frac{14{,}51}{43{,}67} = 0{,}33 \text{ моль-екв}, \qquad 2.9$$

де $E(Mg_3(PO_4)_2)$ – еквівалентна маса магній фосфату, г/моль;
$M(Mg_3(PO_4)_2)$ – молярна маса магній фосфату, г/моль;
B – валентність металу;
x – кількість атомів металу;
ν – кількість еквівалента магній фосфату, моль-екв;
m – маса магній фосфату, г.

Лабораторна робота №2

Визначення молярної маси карбон (IV) оксиду

Мета роботи: ознайомитися з методом отримання газів за допомогою апарата Кіппа; навчитися встановлювати масу предмета за допомогою техно-хімічних терезів, вимірювати об'єм рідини за допомогою мірного циліндру; закріпити на практиці знання газових законів та розрахунок помилки результатів досліду.

Прилад для отримання карбон (IV) оксиду зображено на рис. 1. Він складається з апарата Кіппа та промивних склянок. Апарат Кіппа складається з трьох шароподібних склянок, дві з яких з'єднані між собою. У нижній склянці є тубус із пробкою, крізь який виходить відпрацьована рідина. Середній шар також має тубус із пробкою, крізь яку проходить скляна трубка з краном. У верхньому отворі другого шару розташована шароподібна воронка, кінець якої доходить до низу апарата.

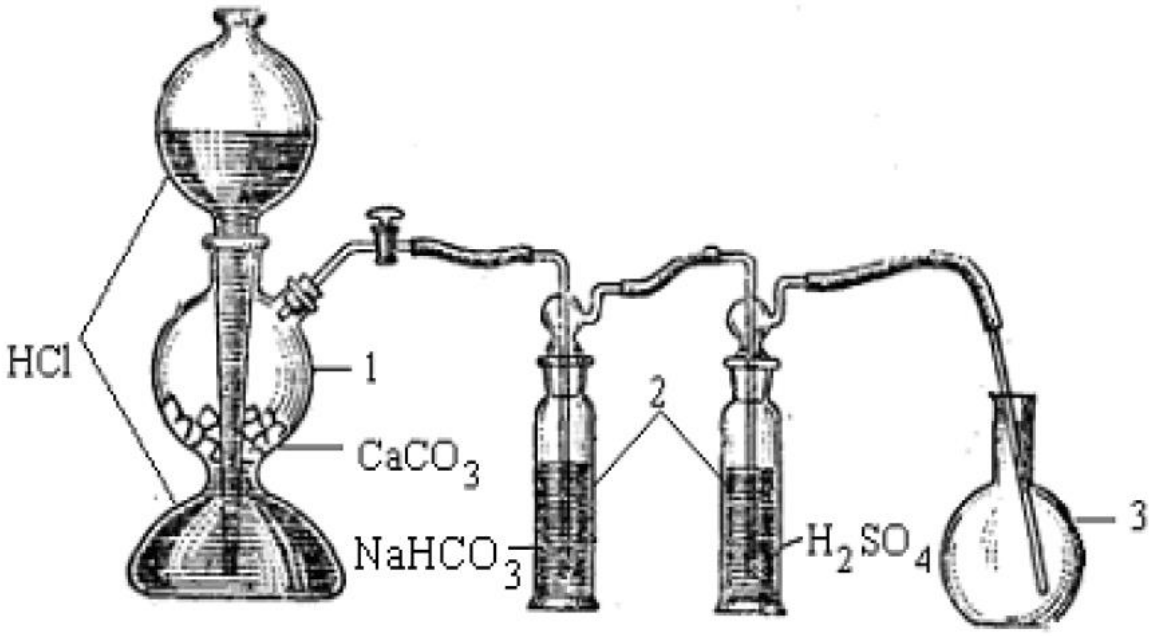


Рис. 1. Прилад для отримання CO_2

Для отримання CO_2 в середньому шарі розташовують шматочки мармуру ($CaCO_3$), а у верхній наливають хлоридну кислоту, яка при відкритті крану потрапляє крізь нижній шар у середній і взаємодіє з мармуром.

Якщо апарат закрити, то під тиском газу, що утворився, кислота виштовхується із середнього шару у верхній і реакція припиняється.

Експериментальна частина

1. На технохімічних терезах визначаємо масу конічної колби ємністю 200–250 см^3 з пробкою та повітрям (m_1).

2. Колбу наповнюємо карбон (IV) оксидом, отриманим в апараті Кіппа. Для цього кінець газовідвідної трубки опускаємо на дно колби і пропускаємо газ 5–7 хв. Закриваємо колбу пробкою і зважуємо (m_2).

3. Відкриваємо колбу і знову пропускаємо газ 2–3 хв. Закриваємо колбу пробкою і зважуємо (m_3).

4. Порівнюємо маси m_2 та m_3. Якщо різниця між ними становить менше, ніж 0,01 г, вважаємо, що карбон (IV) оксид повністю витіснив повітря з колби.

5. За допомогою барометра і термометра визначаємо тиск (P) та температуру (T) під час експерименту.

6. Визначаємо ємність колби (V). Для цього наливаємо в колбу води з верхом, її надлишок витискуємо гумовою пробкою і переносимо в мірний циліндр.

7. Результати експерименту записуємо у вигляді табл. 3.

Таблиця 3

Результати експерименту з визначення молярної маси карбон (IV) оксиду

m_1, г	m_2, г	m_3, г	P, кПа	T, К	V, дм^3

Обробка експериментальних даних

1. Визначаємо об’єм газу, що приведений до н.у.:

$$V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T}, \qquad 2.10$$

де P – тиск за умов експерименту, кПа;

T – температура за умов експерименту, К;

V – об’єм газу за умов експерименту, дм^3 (дорівнює об’єму колби);

T_0 – температура за н.у. (273 К);

P_0 – тиск за н.у. (101,3 кПа);

V_0 – об’єм газу за н.у.

2. Розраховуємо масу повітря в колбі за н.у.:

$$m_{пов.} = 1{,}29 \cdot V_0, \qquad 2.11$$

де $m_{пов.}$ – маса повітря, г;
V_0 – об'єм карбон (IV) оксиду за н.у., дм^3;
1,29 – густина повітря за н.у. (г/дм^3).

3. Визначаємо масу колби з пробкою без повітря:

$$m_к = m_1 - m_{пов.}, \qquad 2.12$$

де $m_к$ – маса колби з пробкою без повітря, г;
$m_{пов.}$ – маса повітря, г;
m_1 – маса колби з пробкою та повітрям, г.

4. Визначаємо масу карбон (IV) оксиду;

$$m(CO_2) = m_2 - m_к, \qquad 2.13$$

де $m(CO_2)$ – маса карбон (IV) оксиду, г;
$m_к$ – маса колби з пробкою без повітря, г;
m_2 – маса колби з пробкою та карбон (IV) оксидом, г.

5. Знаходимо відносну густину карбон (IV) оксиду за повітрям:

$$D_{пов.} = \frac{m(CO_2)}{m_{пов.}}. \qquad 2.14$$

де $D_{пов.}$ – відносна густина карбон (IV) оксиду за повітрям;
$m(CO_2)$ – маса карбон (IV) оксиду, г;
$m_{пов.}$ – маса повітря, г.

6. Визначаємо молярну масу карбон (IV) оксиду:
а) за його відносною густиною за повітрям:

$$M_1(CO_2) = 29 \cdot D_{пов.}, \qquad 2.15$$

де $M_1(CO_2)$ – молярна маса карбон (IV) оксиду, г/моль;
$D_{пов.}$ – відносна густина карбон (IV) оксиду за повітрям.
б) за законом Авогадро:

$$M_2(CO_2) = \frac{m(CO_2) \cdot 22{,}4}{V_0}, \qquad 2.16$$

де $M_2(CO_2)$ – молярна маса карбон (IV) оксиду, г/моль;
$m(CO_2)$ – маса карбон (IV) оксиду, г;
V_0 – об'єм карбон (IV) оксиду за н.у., дм^3.

в) за рівнянням Менделєєва-Клайперона:

$$M_3(CO_2) = \frac{m(CO_2) \cdot R \cdot T}{P \cdot V}, \qquad 2.17$$

де $M_3(CO_2)$ – молярна маса карбон (IV) оксиду, г/моль;
P – тиск за умов експерименту, кПа;
T – температура за умов експерименту, К;
V – об'єм газу за умов експерименту, дм^3 (дорівнює об'єму колби);
R – газова стала (8,31), кДж/моль·К;
$m(CO_2)$ – маса карбон (IV) оксиду, г.

7. Знаходимо середнє арифметичне значення молярної маси карбон (IV) оксиду:

$$\overline{M}(CO_2) = \frac{M_1(CO_2) + M_2(CO_2) + M_3(CO_2)}{3}. \qquad 2.18$$

8. Розраховуємо відносну похибку визначення:

$$\Delta = \frac{\left|\overline{M}(CO_2) - M^{теор.}(CO_2)\right|}{M^{теор.}(CO_2)} \cdot 100, \qquad 2.19$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;
$\overline{M}(CO_2)$ – середнє арифметичне значення молярної маси карбон (IV) оксиду, г/моль;
$M^{теор}(CO_2)$ – теоретичне значення молярної маси карбон (IV) оксиду, 48г/моль.

Висновок:_____
_____
_____
_____
_____ .

Лабораторна робота №3
Визначення еквівалентної маси магнію за воднем

Мета роботи: засвоїти закон еквівалентів; навчитися експериментально визначати еквівалент металу.

Експериментальна частина

1. Прилад для проведення досліду (рис. 2) складається з двох бюреток, заповнених водою та з'єднаних між собою гумовою трубкою, і реакційної пробірки із загибленням, що за допомогою гумової трубки з'єднується з однією з бюреток. Прилад кріпиться на штативі. Перед початком досліду необхідно впевнитися в герметичності приладу.

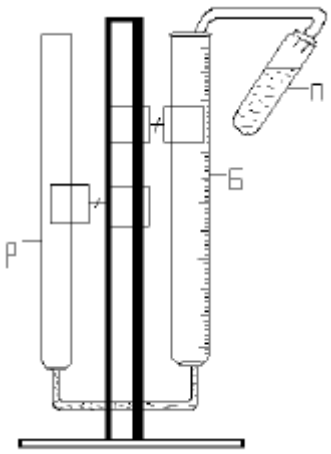


Рис. 2. Прилад для вимірювання об'єму водню

2. Зважуємо на аналітичних терезах наважку магнію в межах 0,020–0,025г.

3. Визначаємо рівень води в бюретці, з'єднаної з пробіркою.

4. У пробірку наливаємо 4–5 $см^3$ хлоридної кислоти (1:3). Наважку магнію кладемо на кінчик пробірки, і струшуванням пробірки переміщуємо магній у розчин кислоти. Швидко приєднуємо пробірку до приладу.

5. У результаті хімічної реакції виділяється водень, який витісняє воду в бюретці:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow. \qquad 2.20$$

6. Після закінчення реакції визначаємо рівень води в бюретці.

7. За різницею рівнів до початку реакції і після її закінчення визначаємо об'єм утвореного водню.

8. Дослід повторюємо двічі. Результати досліду записуємо в табл. 4.

Таблиця 4

Результати експерименту з визначення еквівалента магнію за воднем

Наважка магнію m, г	Умови досліду		Рівень води у бюретці		Об'єм водню, V, $см^3$	Парціальний тиск пари води, h, кПа
	температура, Т, К	тиск, Р, кПа	перед дослідом	після досліду		

1. Визначаємо об’єм водню за н.у:

$$V_0 = \frac{(P-h)\cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T}, \qquad 2.21$$

де P – тиск за умов експерименту, кПа;

T – температура за умов експерименту, К;

V – об’єм водню, що виділився за умов експерименту, см^3;

T_0 – температура за н.у. (273), К;

P_0 – тиск за н.у. (101300), Па;

V_0 – об’єм водню за н.у.;

h – парціальний тиск пари води в бюретці, який впливає на тиск газу в бюретці (дод. 2).

2. Використовуючи закон еквівалентів та те, що водень є газом, розраховуємо еквівалентну масу магнію:

$$\frac{m(\mathrm{Mg})}{m(\mathrm{H_2})} = \frac{E(\mathrm{Mg})}{E(\mathrm{H_2})},$$

$$\frac{m_{Mg}}{V_0} = \frac{E(Mg)}{V_{E(H_2)}},$$

$$E(\mathrm{Mg}) = \frac{m(\mathrm{Mg})\cdot V_{E(\mathrm{H_2})}}{V_0},$$

$$V_{E(\mathrm{H_2})} = \frac{V_m}{2} = \frac{22{,}4}{2} = 11{,}2 \text{ дм}^3/\text{моль}, \qquad 2.22$$

де $m(\mathrm{Mg})$, $m(\mathrm{H_2})$ – маса магнію та водню відповідно, г;

$E(\mathrm{Mg})$, $E(\mathrm{H_2})$ – еквівалентна маса магнію та гідрогену, г/моль;

$V_{E(\mathrm{H_2})}$ – об’єм еквівалента водню, дм^3;

V_0 – об’єм водню за н.у., дм^3.

Тоді остаточна формула для розрахунку має вигляд:

$$E(\mathrm{Mg}) = \frac{m(\mathrm{Mg})\cdot 11{,}2}{V_0}. \qquad 2.23$$

3. Розраховуємо практичне значення еквівалентної маси за двома наважками та знаходимо середнє значення ($\overline{E}_{практ.}$).

4. Теоретична еквівалентна маса магнію:

$$E(\text{Mg}) = \frac{A(\text{Mg})}{B} = \frac{24}{2} = 12, \qquad 2.24$$

де E(Mg) – еквівалентна маса магнію, г/моль;

B – валентність магнію;

A(Mg) – атомна маса Магнію, г/моль.

5. Розраховуємо відносну помилку визначення:

$$\Delta = \frac{\left|\overline{E}_{практ.} - E_{теор.}\right|}{E_{теор.}} \cdot 100 = \frac{\left|\overline{E}_{практ.} - 12\right|}{12} \cdot 100, \qquad 2.25$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;

$\overline{E}_{практ}$ – середнє значення еквівалентної маси магнію, г/моль;

$E_{теор.}$ – теоретичне значення еквівалентної маси магнію, 12 г/моль.

Висновок:_____

_____ .

Тема 3. Будова атому. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва

У результаті вивчення цієї теми необхідно засвоїти такі поняття: електронна хмара, атомна орбіталь, квантові числа, основні характеристики атомів; навчитися розрізняти ізотопи та ізобари, вміти складати електронні формули атомів та іонів, а також прогнозувати хімічні властивості елементів та їх сполук, користуючись періодичною системою.

Питання для самоконтролю

1. Сучасна модель стану електрона в атомі.
2. Що таке електронна хмара та атомна орбіталь?
3. Що характеризує головне квантове число? Як воно змінюється?
4. Що характеризує орбітальне квантове число? Як воно змінюється?
5. Що характеризує магнітне квантове число? Як воно змінюється?
6. Що характеризує спінове квантове число? Як воно змінюється?
7. Принцип Паулі. Яка максимальна кількість електронів на енергетичних рівнях та підрівнях?

8. Розподіл електронів в атомах за правилом Клечковського.

9. Сформулюйте основні принципи складання електронних графічних формул атомів (правило Хунда).

10. Наведіть сучасне формулювання періодичного закону.

11. Структура періодичної системи.

12. Охарактеризуйте загальний склад та зміну властивостей елементів в періодах.

13. Який фізичний смисл номера періоду?

14. Охарактеризуйте загальний склад та зміну властивостей елементів у групах.

15. Який фізичний смисл номера групи?

16. Зміна атомних радіусів елементів у періодах та групах періодичної системи.

17. Зміна енергії іонізації та спорідненості до електронів елементів у періодах та групах періодичної системи.

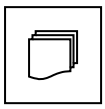
18. Що таке електронегативність?

19. Розташування елементів у таблиці відносної електронегативності Полінга.

20. Чим відрізняються валентність і ступінь окиснення елементів?

21. Назвіть склад ядра атома.

22. Дайте визначення ізотопів та ізобарів.



Завдання для самостійної роботи

Завдання 5. **Розподіл електронів в атомі**

Користуючись правилом Клечковського, наведіть порядок заповнення енергетичних підрівнів в елементі (табл. 5).

Таблиця 5

Варіанти до завдання 5

Варіант	Порядковий номер елемента
1	2
1	89
2	90
3	91
4	92
5	93
6	94
7	95
8	96
9	97
10	98

Продовження табл. 5

1	2
11	99
12	100
13	101
14	102
15	103
16	57

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Під номером 57 розміщується елемент Лантан (La). Заряд його ядра дорівнює +57, а загальна кількість електронів – 57. La міститься в шостому періоді, тому його електрони займають шість енергетичних рівнів.

2. Розрахуємо суму $n + l$ для кожного підрівня на всіх шести рівнях:

$$1s\ 2s\ 2p\ 3s\ 3p\ 3d\ 4s\ 4p\ 4d\ 4f\ 5s\ 5p\ 5d\ 5f\ 6s\ 6p\ 6d\ 6f;$$

$1s$: 1 + 0 = 1;
$2s$: 2 + 0 = 2;
$2p$: 2 + 1 = 3;
$3s$: 3 + 0 = 3;
$3p$: 3 + 1 = 4;
$3d$: 3 + 2 = 5;
$4s$: 4 + 0 = 4;
$4p$: 4 + 1 = 5;
$4d$: 4 + 2 = 6;
$4f$: 4 + 3 = 7;
$5s$: 5 + 0 = 5;
$5p$: 5 + 1 = 6;
$5d$: 5 + 2 = 7;
$5f$: 5 + 3 = 8;
$6s$: 6 + 0 = 6;
$6p$: 6 + 1 = 7;
$6d$: 6 + 2 = 8;
$6f$: 6 + 3 = 9.

3.1

3. Користуючись правилом Клечковского та максимально можливою кількістю електронів на кожному підрівні, запишемо:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}5d^1. \qquad 3.2$$

Завдання 6. **Опис властивостей елемента за його електронною будовою**

Користуючись періодичною системою, для кожного елемента (табл. 6) визначте:

1) визначити загальну кількість електронів;

2) визначити кількість електронних рівнів;

3) визначити кількість валентних електронів;

4) скласти електронну формулу елемента з розподілом електронів з рівнями та підрівнями;

5) навести електронну графічну формулу атома, враховуючи вільні орбіталі для частково заповнених рівнів;

6) користуючись розподілом електронів в атомі, зробити висновок про перевагу металевих або неметалевих властивостей;

7) враховуючи вільні орбіталі та неспарені електрони, визначити усі можливі валентності елемента в сполуках;

8) навести максимально та мінімально можливі ступені окиснення елемента, а також наведіть електронні формули, що їм відповідають;

9) для усіх позитивних ступенів окиснення скласти формули оксидів елемента, встановити їх вид. Скласти формули відповідних гідроксидів і наведіть рівняння їх дисоціації;

10) описати, як змінюються окисні та відновні властивості елемента зі зміною ступеня окиснення.

Таблиця 6

Варіанти до завдання 6

Варіант	Порядковий номер елемента
1	24
2	50
3	28
4	83
5	42
6	25
7	74
8	23
9	51
10	26
11	34
12	48
13	27
14	82
15	29
16	33

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Під номером 33 розміщений елемент Арсен (As). Заряд його ядра дорівнює +33, а загальна кількість електронів – 33.

2. As знаходиться в 4-му періоді, тому його електрони займають чотири енергетичних рівні.

3. Оскільки Арсен – елемент головної підгрупи V групи, то на зовнішньому рівні в нього п’ять електронів, які і є валентними.

4. Електронна формула має вигляд:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3. \qquad 3.3$$

5. Електронна графічна формула зображена на рис. 3. На четвертому енергетичному рівні вільні *d*- та *f*-орбіталі.

6. На зовнішньому енергетичному рівні кількість електронів більша ніж чотири при невеликому радіусі атома (усього чотири енергетичних рівні), тому Арсен більше здатний приєднувати електрони, тобто має переважно неметалеві властивості.

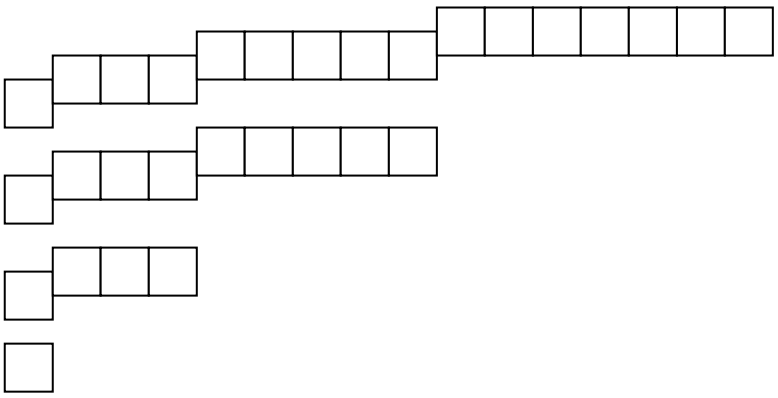


Рис. 3. Електронна графічна формула Арсену

7. Користуючись електронною графічною формулою (рис. 3), визначаємо, що у незбудженому стані атом Арсену має три неспарованих *p*-електрони. У збудженому стані кількість неспарованих електронів дорівнює п’яти за рахунок розпаровування 4*s* електронів (рис. 4).

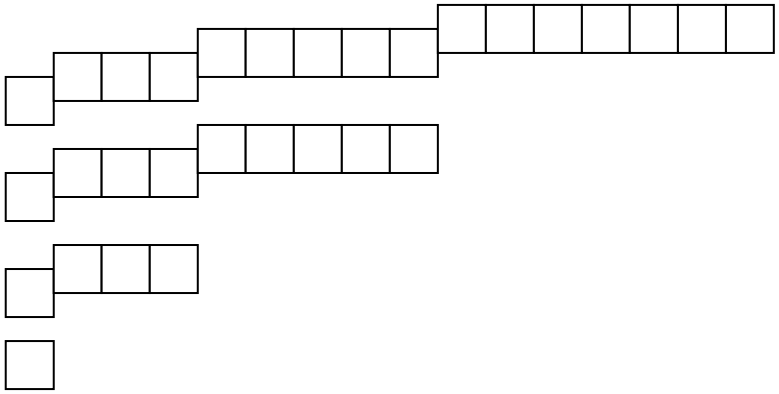


Рис. 4. Електронна графічна формула Арсену у збудженому стані

Тому можливі валентності елемента в сполуках 3 та 5.

8. Користуючись електронною формулою бачимо, що атом Арсену при утворенні сполук може віддавати п’ять або три електрони, набуваючи при цьому ступенів окиснення +3 та +5, або приєднувати три електрони (8 – 5), набуваючи ступеня окиснення −3. Таким чином, максимальний ступінь окиснення +5, а мінімальний −3. Електронні формули, що їм відповідають, такі:

$$\begin{aligned} &+5: && 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}; \\ &-3: && 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6. \end{aligned} \qquad 3.4$$

9. Оксиди Арсену: As_2O_3 та As_2O_5. Оскільки As є неметалом, то його оксиди мають переважно кислотний характер, особливо As_2O_5. Для As_2O_3 слід очікувати появу амфотерних властивостей, але з перевагою кислотного характеру. Формула гідроксидів для As^{3+} – $As(OH)_3$, а As^{5+} відповідає кислота H_3AsO_4. Рівняння дисоціації мають такий вигляд:

$$\begin{gathered} 3H^+ + AsO_3^{3-} \leftrightarrow As(OH)_3 \leftrightarrow As^{3+} + 3OH^-. \\ H_3AsO_4 \leftrightarrow 3H^+ + AsO_4^{3-}. \end{gathered} \qquad 3.5$$

10. У ряду As^{5+}, As^{3+}, As^0, As^{3-} окисні властивості послаблюються, а відновлювальні, навпаки, посилюються внаслідок зростання кількості електронів. As^{3-} має лише відновальні властивості, тому що восьмиелектронна конфігурація зовнішнього рівня не дозволяє приймати додаткові електрони. As^{5+} має окисні властивості внаслідок того, що його зовнішній (четвертий рівень) не містить електронів.

Тема 4. Хімічний зв’язок та будова молекул

У результаті вивчення цієї теми необхідно чітко розрізнювати типи хімічного зв’язку, знати їх основні характеристики, встановлювати тип зв’язку в сполуках, розуміти значення гібридизації та природу міжмолекулярної взаємодії; користуючись значенням валентності елементів, уміти складати графічні формули сполук.

Питання для самоконтролю

1. Назвіть основні види хімічного зв’язку.
2. На чому базується метод валентних зв’язків?
3. На чому базується метод молекулярних орбіталей?
4. Що таке ковалентний хімічний зв’язок?
5. Хімічний зв’язок між атомами яких елементів називають ковалентним полярним зв’язком, а між якими − ковалентним неполярним зв’язком?
6. Назвіть основні властивості ковалентного зв’язку.
7. Що таке довжина хімічного зв’язку?
8. Що таке енергія хімічного зв’язку?
9. Що таке насиченість і направленість хімічного зв’язку?
10. Дайте визначення електричного моменту диполя.
11. У чому сутність явища гібридизації орбіталей?
12. Що таке sp^3-, sp^2- та sp-гібридизація? Наведіть приклади молекул речовин, у яких є зазначені види гібридизації.
13. Що спільного та чим відрізняється ковалентний полярний зв’язок від іонного зв’язку?
14. Яким речовинам притаманний металевий зв’язок?
15. Опишіть механізм утворення зв’язку за донорно-акцепторним механізмом?
16. Що таке водневий зв’язок?
17. Назвіть основні види міжмолекулярної взаємодії.
18. Що таке орієнтаційна взаємодія?
19. Що таке дисперсійна взаємодія?
20. Що таке індукційна взаємодія?
21. Що таке валентність елемента?

Завдання для самостійної роботи

Завдання 7. **Побудова структурних формул речовин**

Побудувати структурні формули речовин (табл. 7). Користуючись значенням електронегативності елементів, указати тип зв'язку між атомами.

Таблиця 7

Варіанти до завдання 7

Варіант	Речовини			
	оксиди	основи	кислоти	солі
1	K_2O	$Fe(OH)_3$	HCl	$NaHCO_3$
2	CO_2	$Sr(OH)_3$	H_2SiO_3	$Ca(OH)Br$
3	Fe_2O_3	$AgOH$	$HclO_4$	$Fe(OH)SO_4$
4	MnO_2	$Ni(OH)_2$	H_2SO_3	KH_2PO_4
5	Cr_2O_3	$Ca(OH)_2$	H_3PO_4	$Mg(OH)ClO$
6	FeO	$Li(OH)$	$HbrO_3$	NH_4HSO_3
7	Li_2O	$Cr(OH)_3$	H_2MoO_4	$Ni(HSO_4)_2$
8	Al_2O_3	$Zn(OH)_2$	H_2CO_3	$Bi(OH)_2NO_3$
9	SiO_2	$Co(OH)_2$	$H_2S_2O_3$	$Ba(HS)_2$
10	As_2O_3	$NaOH$	H_3AsO_4	$Al(OH)Cl_2$
11	SO_3	$Ba(OH)_2$	HIO_3	$NaHCrO_4$
12	CaO	$Mn(OH)_2$	HNO_3	Na_2HPO_4
13	Na_2O	$Fe(OH)_2$	HBr	$Sr(OH)NO_2$
14	NO_2	$Al(OH)_3$	$H_2Cr_2O_7$	$Ca(HcrO_4)_2$
15	P_2O_5	KOH	$HbrO$	$Ba(OH)I$
16	MgO	$Mg(OH)_2$	H_2SeO_4	KHS

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Магній розміщений у II групі головній підгрупі і має на своєму зовнішньому рівні два електрони, його валентність також дорівнює 2. Оксиген, що міститься в VI групі головної підгрупи, на зовнішньому рівні має шість електронів, до стійкої восьмиелектронної конфігурації йому не вистачає двох електронів, тому валентність оксигену також дорівнює 2. Структурна формула оксиду MgO має такий вигляд:

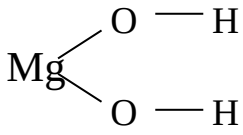
$$Mg — O.$$

Різниця відносних електронегативностей Магнію та Оксигену дорівнює:

$$A(\text{Mg} - \text{O}) = 3{,}5 - 1{,}23 = 2{,}27 > 2, \qquad 4.1$$

тому зв'язок Mg – O має іонний характер.

2. Гідроген на зовнішньому рівні має один електрон, і його валентність також дорівнює 1. Враховуючи вищезазначене для Магнію та Оксигену, структурна формула $Mg(OH)_2$ буде мати вигляд:



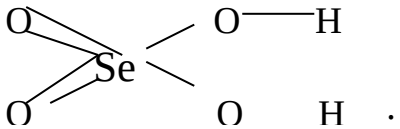
Різниця відносних електронегативностей Гідрогену та Оксигену дорівнює:

$$A(\text{O–H}) = 3{,}5 - 2{,}1 = 1{,}4 < 2, \qquad 4.2$$

зв'язок O–H – ковалентний полярний.

A(Mg–O) > A(O–H), тому під час хімічних перетворень за участю $Mg(OH)_2$ відбувається розрив зв'язків Mg–O.

3. Селен розміщується в VI групі головної підгрупи, на зовнішньому рівні має шість електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку. Таким чином, валентність Селену дорівнює 6. Структурна формула H_2SeO_4 має вигляд:



Різниця відносних електронегативностей Селену та Оксигену дорівнює:

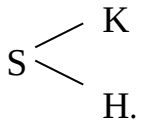
$$A(\text{Se–O}) = 3{,}5 - 2{,}48 = 1{,}02 < 2, \qquad 4.3$$

зв'язок Se–O – ковалентний полярний.

A(O–H) > A(Se–O), тому під час хімічних перетворень за участю H_2SeO_4 відбувається розрив зв'язків O–H та заміщення атомів Гідрогену.

4. Сульфур так само, як і Селен, розміщений в VI групі головної підгрупи, на зовнішньому рівні має шість електронів, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку. Таким чином,

максимальна валентність Сульфуру дорівнює 6, але при утворенні зв'язку з менш електронегативними атомами він має валентність 2 (8 – 6 = 2). До стійкої восьмиелектронної конфігурації не вистачає двох електронів. Калій розміщується в першій групі, і його валентність дорівнює 1. Структурна формула кислої солі KHS має вигляд:



Різниця відносних електронегативностей Калію та Сульфуру, Гідрогену та Сульфуру відповідно дорівнює:

$$A(\text{K–S}) = 2{,}6 - 0{,}91 = 1{,}69 < 2,$$
$$A(\text{H–S}) = 2{,}6 - 2{,}1 = 0{,}5 < 2. \qquad 4.4$$

тому зв'язки між Калієм та Сульфуром, Гідрогеном та Сульфуром також ковалентні полярні. Зв'язок K–S більш полярний, ніж H–S, тому під час хімічних перетворень за участю KHS спочатку заміщується атом Калію, а потім атом Гідрогену.

Тема 5. Загальна характеристика розчинів

У результаті вивчення цієї теми необхідно засвоїти визначення таких термінів, як розчин, розчинність, концентрація, дисперсійна система; зрозуміти процес утворення істинного розчину на основі фізичної та хімічної теорії розчинів; знати способи вираження кількісного складу розчинів і можливість перерахунку з одного способу вираження концентрації в іншого.

Питання для самоконтролю

1. Дайте визначення дисперсійної системи, дисперсійної фази та дисперсійного середовища.
2. Дайте сучасне визначення терміна «розчин». Склад істинних розчинів.
3. В якому агрегатному стані можуть існувати розчини?
4. Що таке концентровані та розведені розчини?
5. Розчинність речовин. Розподіл речовин за розчинністю. Криві розчинності.
6. Які розчини відносять до насичених розчинів? Явище кристалізації.

7. Фізична та хімічна теорія розчинів. Взаємодія між розчиненою речовиною та розчинником.

8. Що таке сольвати (гідрати)?

9. Стадії процесу розчинення. Знак теплового ефекту кожної стадії.

10. Дайте визначення таких видів концентрацій та запишіть формули для їх розрахунків:

а) масова частка розчиненої речовини;

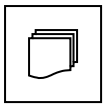
б) молярна частка;

в) молярна концентрація (молярність);

г) моляльна концентрація (моляльність);

д) молярна концентрація еквівалента (нормальність);

е) титр.



Завдання для самостійної роботи

Завдання 8. **Способи вираження концентрації розчину**

Зробити перерахунки заданої концентрації речовини (за даними табл. 8) на інші способи вираження концентрації.

Таблиця 8

Варіанти до завдання 8

Варі-ант	Речовина	ρ, г/см^3	ω, %	*x*	C_M, моль/дм^3	C_m, моль/кг	$C_н$, моль-екв/дм^3	T, г/см^3
1	H_2SO_4	1,07	10,56	?	?	?	?	?
2	NaOH	1,31	?	?	9,28	?	?	?
3	HCl	1,18	?	?	?	?	11,7	?
4	HNO_3	1,39	?	?	14,29	?	?	?
5	$MgSO_4$	1,22	?	?	?	?	?	0,244
6	K_2SO_4	1,06	?	?	0,5	?	?	?
7	Na_2CO_3	1,05	?	?	?	?	?	0,011
8	CH_3COOH	1,02	?	?	2,61	?	?	?
9	NH_4OH	0,89	?	?	?	?	15,71	?
10	$HclO_4$	1,27	37,08	?	?	?	?	?
11	H_3PO_4	1,76	?	?	16,41	?	?	?
12	KOH	1,47	?	?	?	?	12,19	?
13	NaCl	1,03	?	?	?	?	?	0,0585
14	HBr	1,49	46,85	?	?	?	?	?
15	HF	1,12	?	?	?	?	19,52	?
16	HNO_3	1,25	40	?	?	?	?	?

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Для розрахунку моляльності спочатку знайдемо масу нітратної кислоти, що відноситься до 1000 г води:

$$\omega(H_2O) = 100 - \omega(HNO_3) = 100 - 40 = 60\ \%,$$
$$\text{тоді } 1000 : 60 = y : 40,$$
$$\text{звідки } y = \frac{40 \cdot 1000}{60} = 666{,}67\ \text{г}, \qquad 5.1$$

де $\omega(H_2O)$ – масова частка води, %;

$\omega(HNO_3)$ – масова частка нітратної кислоти, %.

Мольна маса нітратної кислоти дорівнює 63,01 г/моль, тоді:

$$C_m = \frac{666{,}67}{63{,}01 \cdot 1} = 10{,}58\ \text{моль/кг}. \qquad 5.2$$

2. Для розрахунку молярної частки знаходимо кількість води та нітратної кислоти:

$$\nu(H_2O) = \frac{60}{18} = 3{,}33\ \text{моль}$$
$$\nu(HNO_3) = \frac{40}{63{,}01} = 0{,}635\ \text{моль},$$
$$\text{звідки } x = \frac{0{,}635}{3{,}33 + 0{,}635} = 0{,}16 \text{ або } 16\ \%, \qquad 5.3$$

де $\nu(H_2O)$ – кількість води, моль;

$\nu(HNO_3)$ – кількість азотної кислоти, моль.

3. Для розрахунку нормальності, молярності і титру розчину знайдемо масу нітратної кислоти, що міститься у 1000 $см^3$ розчину.

Маса 1000 $см^3$ розчину дорівнює:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1{,}25 = 1250\ \text{г},$$
$$\text{тоді } 1250 : 100 = z : 40,$$
$$\text{звідки } z = \frac{1250 \cdot 40}{100} = 500\ \text{г}, \qquad 5.4$$

де m – маса розчину, г;

V – об’єм розчину, $см^3$;

ρ – густина розчину, $г/см^3$.

Згідно з визначенням:

$$C = \frac{500}{63{,}01} = 7{,}935 \text{ моль/дм}^3.$$

$$E(HNO_3) = \frac{M(HNO_3)}{1} = 63{,}01 \text{ г/моль},$$

в цьому випадку $C_H = C_M = 7{,}935$ моль-екв/дм^3.

$$T = \frac{m}{V} = \frac{500}{1000} = 0{,}5 \text{ г/см}^3, \qquad 5.5$$

де C_M – молярна концентрація розчину, моль/дм^3;

C_H – еквівалентна концентрація, моль-екв/дм^3;

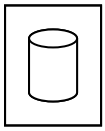
$E(HNO_3)$ – еквівалентна маса нітратної кислоти, г/моль;

$M(HNO_3)$ – молярна маса нітратної кислоти, г/моль;

m – маса речовини, г;

V – об’єм розчину, см^3;

T – титр розчину, г/см^3.



Лабораторна робота №4
Приготування розчинів заданої концентрації

Мета роботи: навчитися користуватися аналітичними терезами, вимірювати об’єми розчинів, користуючись вимірювальним посудом. Слід запам’ятати, що методика приготування розчину складається з таких чотирьох етапів:

– розрахунок маси (об’єму) речовини, що необхідна для приготування певного об’єму розчину заданої концентрації;

– зважування розрахованої маси (вимірювання розрахованого об’єму) речовини;

– розчинення речовини у необхідному об’ємі розчинника (найчастіше у воді);

– проведення перевірки правильності приготування розчину заданої концентрації, вимірюючи густину розчину ареометром для розчинів, для яких існують табличні дані зв’язку концентрації з густиною.

Експериментальна частина

Наведемо приклади п’ятьох найбільш розповсюджених випадків приготування розчинів.

1. Приготування розчину з певною масовою часткою розчиненої речовини

Завдання. Приготувати 500 г розчину натрій хлориду з масовою часткою 2 %.

Розрахунок

1. Розраховуємо необхідну масу NaCl:

$$\omega = \frac{m(\text{NaCl})}{m_{роз.}} \cdot 100,$$

$$\text{звідки } m(\text{NaCl}) = \frac{\omega \cdot m_{роз.}}{100} = \frac{2 \cdot 500}{100} = 10 \text{ г}, \qquad 5.6$$

де ω – масова частка розчину, %;

m(NaCl) – маса натрій хлориду, г;

$m_{роз.}$ – маса розчину, г.

2. Розраховуємо масу води:

$$m(H_2O) = 500 - 10 \text{ г}. \qquad 5.7$$

3. Розраховуємо необхідний об’єм води, враховуючи, що густина води 1г/см^3:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{490}{1} = 490 \text{ см}^3, \qquad 5.8$$

де m – маса розчину, г;

V – об’єм розчину, см^3;

ρ – густина розчину, г/см^3.

Експериментальна частина

Для приготування розчину необхідно мати: аналітичні терези, бюкс для зважування наважки, вимірювальний циліндр місткістю 500 см^3, стакан або колбу для приготування розчину, набір ареометрів.

1. На аналітичних терезах зважуємо 10±0,02 г натрій хлориду.
2. Наважку кількісно переносимо у стакан або колбу для приготування розчину.
3. Вимірювальним циліндром відміряємо 490 см^3 води, переносимо приблизно третину виміряного об’єму у стакан з наважкою і перемішуємо до повного розчинення солі.
4. Доливаємо воду з циліндра, розчин перемішуємо.
5. Визначаємо густину розчину за допомогою ареометра.

6. За довідковою таблицею (дод. 3) знаходимо масову частку речовини, що їй відповідає, і порівнюємо це значення із заданою величиною (2 %).

7. Робимо висновок про точність виконання досліду:

$$\Delta = \frac{\left|\omega^{теор.} - \omega^{практ.}\right|}{\omega^{теор.}} \cdot 100, \qquad 5.9$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;

$\omega^{теор.}$ – теоретично розрахована масова частка розчиненої речовини, %;

$\omega^{практ.}$ – практично встановлена масова частка розчиненої речовини, %.

2. Приготування розчину заданої еквівалентної концентрації з наважки речовини

Завдання. Приготувати 0,5 дм^3 розчину натрій сульфату з концентрацією $C(\frac{1}{2}Na_2SO_4)$ = 0,05 моль/дм^3.

Розрахунок

На основі формули розрахунку молярної концентрації знаходимо масу Na_2SO_4, необхідну для приготування розчину:

$$C(\tfrac{1}{2}Na_2SO_4) = \frac{\nu}{V} = \frac{m}{E(Na_2SO_4)\cdot V},$$

$$\text{звідки } m = C(\tfrac{1}{2}Na_2SO_4)\cdot E(Na_2SO_4)\cdot V,$$

$$E(Na_2SO_4) = \frac{M(Na_2SO_4)}{2} = \frac{2\cdot 23 + 32 + 4\cdot 16}{2} = \frac{142}{2} = 71, \text{ г/моль},$$

$$m = 0{,}05\cdot 71\cdot 0{,}5 = 1{,}775 \text{ г}, \qquad 5.10$$

де $C(\frac{1}{2}Na_2SO_4)$ – еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3;

m – маса натрій сульфату, г;

ν – кількість натрій сульфату, моль;

V – об’єм розчину, дм^3;

$M(Na_2SO_4)$ – молярна маса натрій сульфату, г/моль;

$E(Na_2SO_4)$ – еквівалентна маса натрій сульфату, г/моль.

Експериментальна частина

Для приготування розчину необхідно мати: аналітичні терези, бюкс для зважування наважки, вимірювальну колбу на 500 см^3, лійку, набір ареометрів.

1. На аналітичних терезах зважуємо 1,77±0,02 г натрій сульфату.

2. За допомогою лійки наважку кількісно переносимо у вимірювальну колбу на 500 см^3.

3. Наливаємо приблизно половину об'єму колби дистильованої води і перемішуємо розчин до повного розчинення солі.

4. Доливаємо води до риски, колбу закриваємо пробкою і розчин остаточно перемішуємо.

5. Визначаємо густину розчину за допомогою ареометра. За довідковою таблицею (дод. 3) знаходимо масову частку речовини, що їй відповідає, і переводимо це значення в еквівалентну концентрацію:

$$C = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{E(\mathrm{Na_2SO_4})}, \qquad 5.11$$

де $C(\frac{1}{2}\mathrm{Na_2SO_4})$ – еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3;

ω – масова частка розчину, %;

ρ – густина розчину, г/см^3;

$E(\mathrm{Na_2SO_4})$ – еквівалентна маса натрій сульфату, г/моль.

6. Робимо висновок про точність виконання досліду:

$$\Delta = \frac{\left|C^{теор.} - C^{практ.}\right|}{C_H^{теор.}} \cdot 100, \qquad 5.12$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;

$C^{теор.}$ – теоретично розрахована еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3;

$C^{практ.}$ – практично встановлена еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3.

3. Приготування розчину заданої еквівалентної концентрації з концентрованого розчину речовини

Завдання. Приготувати 500 см^3 розчину сульфатної кислоти з концентрацією $C(\frac{1}{2}\mathrm{H_2SO_4})$ = 0,1 моль/дм^3 з розчину з масовою часткою 96 % (ρ = 1,84 г/см^3).

Розрахунок

1. Як і в попередньому завданні, на основі формули розрахунку молярної концентрації знаходимо масу H_2SO_4, необхідну для приготування розчину:

$$C(\frac{1}{2}H_2SO_4) = \frac{\nu}{V} = \frac{m}{E(H_2SO_4)\cdot V},$$

$$\text{звідки } m = C(\frac{1}{2}H_2SO_4)\cdot E(H_2SO_4)\cdot V,$$

$$E(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{2\cdot 1 + 32 + 4\cdot 16}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{, г/моль,}$$

$$m = 0{,}1\cdot 49\cdot 0{,}5 = 2{,}45 \text{ г,} \qquad 5.13$$

де $C(\frac{1}{2}H_2SO_4)$ – еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3;

m – маса сульфатної кислоти, г;

ν – кількість сульфатної кислоти, моль;

V – об'єм розчину, дм^3;

$M(H_2SO_4)$ – молярна маса сульфатної кислоти, г/моль;

$E(H_2SO_4)$– еквівалентна маса сульфатної кислоти, г/моль.

2. Розраховуємо, в якій масі розчину H_2SO_4 з масовою часткою 96% міститься 2,45 г H_2SO_4:

$$m_{96\%\,р-ну} = \frac{m\cdot 100}{96} = \frac{2{,}45\cdot 100}{96} = 2{,}6 \text{ г.} \qquad 5.14$$

3. Розраховуємо необхідний об'єм H_2SO_4:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{2{,}6}{1{,}84} = 1{,}4 \text{ см}^3, \qquad 5.15$$

де V – об'єм розчину, см^3;

m – маса розчину, г;

ρ – густина розчину, г/см^3.

Експериментальна частина

Для приготування розчину необхідно мати: аналітичні терези, бюкс для зважування наважки, вимірювальну колбу на 500 см^3, градуювальну піпетку на 5 см^3, набір ареометрів.

1. У вимірювальну колбу наливаємо воду, заповнюючи приблизно дві третини її об’єму, і обережно додаємо 1,4 см^3 розчину H_2SO_4 (ω = 96 %).

2. Одержаний розчин перемішуємо.

3. Розчинення сульфатної кислоти у воді супроводжується нагріванням розчину. Через деякий час, коли температура розчину зрівняється з кімнатною, у вимірювальну колбу наливаємо води до риски.

4. Колбу закриваємо пробкою, розчин остаточно перемішуємо.

5. Визначаємо густину розчину за допомогою ареометра. За довідковою таблицею (дод. 4) знаходимо масову частку речовини, що їй відповідає, і переводимо це значення в еквівалентну концентрацію:

$$\text{де } C(\tfrac{1}{2}H_2SO_4) = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{E(H_2SO_4)}, \qquad 5.16$$

де $C(\frac{1}{2}H_2SO_4)$ – еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3;

ω – масова частка розчину, %;

ρ – густина розчину, г/см^3;

$E(H_2SO_4)$ – еквівалентна маса сульфатної кислоти, г/моль.

6. Робимо висновок про точність виконання досліду:

$$\Delta = \frac{\left|C^{теор.} - C^{практ.}\right|}{C_H^{теор.}} \cdot 100, \qquad 5.17$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;

$C^{теор.}$ – теоретично розрахована еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3;

$C^{практ.}$ – практично встановлена еквівалентна концентрація розчину, моль/дм^3.

4. Приготування розчину заданої концентрації з речовини у вигляді кристалогідрату

Завдання. Приготувати 250 г розчину купрум сульфату з масовою часткою 4 % з купрум сульфату пентагідрату ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$).

Розрахунок

1. Розраховуємо молярні маси:

$$M(CuSO_4) = 64 + 32 + 4\cdot16 = 160 \text{ г/моль},$$
$$M(CuSO_4\cdot5H_2O) = 64 + 32 + 4\cdot16 + 5\cdot18 = 250 \text{ г/моль}. \quad 5.18$$

2. Розраховуємо масу $CuSO_4$, що необхідна для приготування 250 г розчину з масовою часткою 4%:

$$m(CuSO_4) = \frac{\omega \cdot m_{роз.}}{100} = \frac{4 \cdot 250}{100} = 10 \text{ г}, \quad 5.19$$

де ω – масова частка розчину, %;
$m(CuSO_4)$ – маса купрум сульфату, г;
$m_{роз.}$ – маса розчину, г.

3. Розраховуємо масу $CuSO_4\cdot5H_2O$, що містить 10 г $CuSO_4$:

у 250 г $CuSO_4\cdot5H_2O$ міститься 160 г $CuSO_4$,
у x г $CuSO_4\cdot5H_2O$ міститься 10 г $CuSO_4$,

$$x = \frac{250 \cdot 10}{160} = 15{,}6 \text{ г}, \quad 5.20$$

тобто необхідна наважка $CuSO_4\cdot5H_2O$ для приготування заданого розчину дорівнює 15,6 г.

4. Розраховуємо необхідну для приготування масу води:

$$m(H_2O) = 250 - 15{,}6 = 234{,}4 \text{ г}. \quad 5.21$$

5. Розраховуємо необхідний об’єм води, враховуючи, що густина води 1г/мл:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{234{,}4}{1} = 234{,}4 \text{ см}^3, \quad 5.22$$

де V – об’єм розчину, см^3;
m – маса розчину, г;
ρ – густина розчину, г/см^3.

Експериментальна частина

Для приготування розчину необхідно мати: аналітичні терези, бюкс для зважування наважки, вимірювальний циліндр місткістю 250 см^3, стакан або колбу для приготування розчину, набір ареометрів.

1. На аналітичних терезах зважуємо 15,6±0,02 г $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

2. Наважку кількісно переносимо у стакан або колбу для приготування розчину.

3. Вимірювальним циліндром відміряємо 234,4 $см^3$ води, переносимо приблизно третину виміряного об'єму у стакан з наважкою і перемішуємо до повного розчинення солі.

4. Доливаємо воду з циліндра, розчин перемішуємо.

5. Визначаємо густину розчину за допомогою ареометра.

6. За довідковою таблицею (дод. 3) знаходимо масову частку речовини, що їй відповідає, і порівнюємо це значення із заданою величиною (4 %).

7. Робимо висновок про точність виконання досліду:

$$\Delta = \frac{\left|\omega^{теор.} - \omega^{практ.}\right|}{\omega^{теор.}} 100, \qquad 5.23$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;

$\omega^{теор.}$ – теоретично розрахована масова частка розчиненої речовини, %;

$\omega^{практ.}$ – практично встановлена масова частка розчиненої речовини, %.

5. Приготування розчину заданої концентрації з двох розчинів з відомими концентраціями тієї ж самої речовини

Завдання. Приготувати 200 г розчину з масовою часткою натрій хлориду 5 % з двох розчинів з масовими частками натрій хлориду відповідно 2 % та 10 %.

Розрахунок

1. Перед розрахунком за допомогою ареометрів необхідно виміряти густину вихідних розчинів і визначити дійсну концентрацію. Далі усі розрахунки проводити, спираючись на дійсну концентрацію.

2. Припустимо, що густина першого розчину дорівнює 1,0637 $г/см^3$, а другого – 1,011 $г/см^3$, що відповідає масовим часткам 10 % та 2 % відповідно.

3. Розраховуємо масові частки вихідних розчинів, які необхідно взяти для приготування заданого розчину.

Для цього будуємо схему-матрицю: у лівому стовпчику записуємо значення масових концентрацій початкових розчинів NaCl; посередині – значення масової частки NaCl у заданому розчині; у правому стовпчику записуємо значення масових часток вихідних

розчинів, які потрібно змішати. Ці значення знаходять шляхом віднімання по діагоналі квадрата − від більшого числа менше.

Тобто для того, щоб приготувати розчин з масовою часткою NaCl 5%, потрібно змішати три масові частини розчину з ω = 10 % та п’ять масових частин розчину з ω = 2 %.

4. Розраховуємо необхідні маси вихідних розчинів:

$$m_{10\%\,розч.} = \frac{200 \cdot 3}{3+5} = 75 \text{ г},$$
$$m_{2\%\,розч.} = 200 - 75 = 125 \text{ г}. \qquad 5.24$$

5. Розраховуємо необхідний об’єм вихідних розчинів:

$$V_{10\%\,розч.} = \frac{m}{\rho} = \frac{75}{1{,}063} = 70{,}56 \text{ см}^3,$$
$$V_{2\%\,розч.} = \frac{m}{\rho} = \frac{125}{1{,}011} = 123{,}64 \text{ см}^3, \qquad 5.25$$

де V – об’єм розчину, см^3;

m – маса розчину, г;

ρ – густина розчину, г/см^3.

Експериментальна частина

Для приготування розчину необхідно мати: вимірювальні циліндри місткістю 100 та 200 см^3, стакан або колбу, набір ареометрів.

1. За допомогою циліндрів відміряємо розраховані об’єми вихідних розчинів, переливаємо у колбу та перемішуємо.

2. Визначаємо густину розчину за допомогою ареометра.

3. За довідковою таблицею (дод. 3) знаходимо масову частку речовини, що їй відповідає, і порівнюємо це значення із заданою величиною (4 %).

4. Робимо висновок про точність виконання досліду:

$$\Delta = \frac{\left|\omega^{теор.} - \omega^{практ.}\right|}{\omega^{теор.}} \cdot 100, \qquad 5.25$$

де Δ – відносна похибка визначення, %;

$\omega^{теор.}$ – теоретично розрахована масова частка розчиненої речовини, %;

$\omega^{практ.}$ – практично встановлена масова частка розчиненої речовини, %.

Таблиця 9

6. Індивідуальні завдання до лабораторної роботи

Варіант	Завдання
1	2
1	Приготуйте 150 г розчину калій хлориду з масовою часткою 4 %. Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
2	Приготуйте 80 г розчину натрій карбонату з масовою часткою 6% із натрій карбонату декагідрату ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$). Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
3	Приготуйте 150 г розчину купрум сульфату з масовою часткою 2 % із натрій карбонату декагідрату купрум сульфату пентагідрату ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
4	Приготуйте 100 г розчину з масовою часткою натрій хлориду 15 % з двох розчинів з масовими частками натрій хлориду відповідно 20 % та 10 %. Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
5	Приготуйте 150 г розчину з масовою часткою натрій хлориду 15 % з розчину з масовою часткою натрій хлориду 20 % та води. Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
6	Приготуйте 200 г розчину з масовою часткою калій хлориду 8 % з двох розчинів з масовими частками натрій хлориду відповідно 2 % та 10 %. Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
7	Приготуйте 100 $см^3$ розчину натрій карбонату $C(\frac{1}{2}Na_2CO_3)$ = 1 моль/$дм^3$. Розрахуйте молярну концентрацію та масову частку Na_2CO_3 у розчині
8	Приготуйте 200 $см^3$ розчину натрій сульфату $C(\frac{1}{2}Na_2SO_4)$ = 0,2 моль/$дм^3$. Розрахуйте молярну концентрацію та масову частку Na_2SO_4 у розчині
9	Приготуйте 500 $см^3$ розчину сульфатної кислоти $C(\frac{1}{2}H_2SO_4)$ = 0,25 моль/$дм^3$ з розчину сульфатної кислоти (ω = 32 %, ρ = 1,235 г/$см^3$). Розрахуйте молярну концентрацію та масову частку H_2SO_4 у розчині
10	Приготуйте 120 г розчину натрій карбонату з масовою часткою 11 % із натрій карбонату декагідрату ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$). Розрахуйте дійсну молярну та нормальну концентрації розчину
11	Приготуйте 100 $см^3$ розчину купрум сульфату з концентрацією $C(\frac{1}{2}CuSO_4)$ = 0,2 моль/$дм^3$ із купрум сульфату пентагідрату ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). Розрахуйте масову частку $CuSO_4$ у розчині

Продовження табл. 9

1	2
12	Приготуйте 250 см^3 розчину сульфатної кислоти $C(\frac{1}{2}H_2SO_4)$ = 0,15 моль/дм^3 з розчину сульфатної кислоти (ω = 32 %, ρ = 1,235 г/см^3). Розрахуйте молярну концентрацію та масову частку H_2SO_4 у розчині
13	Приготуйте 100 см^3 розчину натрій карбонату з концентрацією $C(\frac{1}{2}Na_2CO_3)$ = 0,5 моль/дм^3 із натрій карбонату декагідрату ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$). Розрахуйте масову частку Na_2CO_3 у розчині
14	Приготуйте 250 см^3 розчину натрій хлориду з концентрацією C(NaCl) = 0,5 моль-екв/дм^3. Розрахуйте молярну концентрацію та масову частку NaCl у розчині
15	Приготуйте 100 см^3 розчину сульфатної кислоти $C(\frac{1}{2}H_2SO_4)$ = 0,05 моль-екв/дм^3 з розчину сульфатної кислоти (ω = 32 %, ρ = 1,235 г/см^3). Розрахуйте молярну концентрацію та масову частку H_2SO_4 у розчині

Тема 6. Основні закономірності хімічних перетворень

Внаслідок вивчення теми необхідно засвоїти основні кінетичні поняття: швидкість хімічної реакції, константа швидкості реакції; зрозуміти природу впливу температури, каталізатора на швидкість реакції; навчитися складати кінетичне рівняння; розрізняти поняття молекулярності і порядку реакції; користуватися законом діючих мас стосовно систем у стані рівноваги; оцінювати фактори, що впливають на рівновагу.

Питання для самоконтролю

1. Що таке швидкість хімічної реакції?
2. Сформулюйте основний закон хімічної кінетики.
3. Що таке кінетичне рівняння реакції?
4. У чому фізичний смисл константи швидкості реакції?
5. Що таке молекулярність і порядок реакції?
6. Як температура впливає на швидкість реакції?
7. Наведіть рівняння Ареніуса.
8. Що таке енергія активації?
9. Дайте визначення енергетичного бар'єра.
10. Що таке активований комплекс?
11. Від чого залежить швидкість хімічної реакції?
12. Наведіть механізм ланцюгової рекції.

13. Що таке вільні радикали?

14. Які речовини називають каталізаторами?

15. Який механізм гомогенного каталізу?

16. Який механізм гетерогенного каталізу?

17. Які речовини називають промоутерами, а які − каталітичними ядами?

18. Які реакції називаються оберненими, а які − необернеными?

19. Що таке хімічна рівновага?

20. Сформулюйте закон діючих мас.

21. Як впливає на стан хімічної рівноваги зміна температури, тиску, концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції (принцип Ле Шательє)?

22. Які реакції називаються екзотермічними, а які ендотермічними?

Завдання для самостійної роботи

Завдання 9. **Вплив різних факторів на швидкість реакції**

Для кожного з наведених у табл. 10 рівнянь реакцій необхідно:

1. Записати кінетичне рівняння прямої та зворотньої реакцій і встановити її порядок.

2. Встановити, як зміниться швидкість прямої реакції, якщо:

а) збільшити тиск у системі в чотири рази;

б) збільшити об’єм у два рази;

в) підвищити концентрацію кожної з реагуючих речовин у три рази.

3. Записати вираз для константи рівноваги та розрахувати її значення.

4. Розрахувати початкові концентрації реагуючих речовин.

5. З’ясувати, у якому напрямку зсунеться рівновага:

1) при збільшенні температури;

2) при зменшенні об’єму реакційної суміші.

Таблиця 10

Варіанти до завдання 9

Варіант	Реакція
1	2
1	$2SO_2\,(г) + O_2\,(г) \leftrightarrow 2SO_3\,(г) + Q$ [ ], моль/дм^3 0,1 0,05 0,9
2	$H_2\,(г) + S\,(г) \leftrightarrow H_2S\,(г) + Q$ [ ], моль/дм^3 0,015 0,025 0,045
3	$N_2\,(г) + O_2\,(г) \leftrightarrow 2NO\,(г) – Q$ [ ], моль/дм^3 3 9 4

Продовження табл. 10

1	2
4	CO_2 (г) + C (тв.) ↔ 2CO (г) – Q [ ], моль/дм^3 0,02 0,015
5	2CO (г) + O_2 (г) ↔ 2CO_2 (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,025 0,005 0,09
6	2NO_2 (г) ↔ N_2O_4 (р) + Q [ ], моль/дм^3 0,04 0,02
7	2NO (г) + Cl_2 (г) ↔ 2NOCl (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,07 0,035 0,075
8	N_2 (г) + O_2 (г) ↔ 2NO (г) [ ], моль/дм^3 0,025 0,025 0,05
9	H_2 (г) + I_2 (г) ↔2HI (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,1 1,1 0,8
10	CO (г) + H_2O (г) ↔ CO_2 (г) + H_2 (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,04 0,04 0,08 0,08
11	PCl_3 (г) + Cl_2 (г) ↔ PCl_5 (тв.) + Q [ ], моль/дм^3 0,025 0,035
12	H_2 (г) + Cl_2 (г) ↔2HCl (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,05 0,11 0,08
13	2H_2S (г) ↔ 2H_2 (г) + S_2 (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,4 0,3 0,15
14	CO (г) + H_2O (г) ↔ CO_2 (г) + H_2 (г) – Q [ ], моль/дм^3 0,05 0,06 0,02 0,02
15	4HCl (г) + O_2 (г) ↔ 2H_2O (г) + 2Cl_2 (г) + Q [ ], моль/дм^3 0,1 0,025 0,05 0,05
16	N_2 (г) + 3H_2 (г) ↔ 2NH_3 (г) + Q [ ], моль/дм^3 3 9 4

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Записати кінетичне рівняння прямої та зворотньої реакцій і встановити їх порядок. Для прямої та зворотньої реакцій:

$$V_п = k_1 \cdot C(N_2) \cdot C(H_2),$$
$$V_з = k_2 \cdot C(NH_3)^2, \qquad 6.1$$

де $V_п$ – швидкість прямої реакції, моль/дм^3·с;

$V_з$ – швидкість зворотньої реакції, моль/дм^3·с;

k_1 – константа швидкості прямої реакції;

k_2 – константа швидкості зворотньої реакції;

$C(H_2)$ – молярна концентрація водню, моль/дм^3;

$C(N_2)$ – молярна концентрація азоту, моль/дм^3;
$C(NH_3)$ – молярна концентрація амоніаку, моль/дм^3.

Порядок прямої реакції дорівнює: 3 + 1 = 4. Для зворотньої реакції – порядок дорівнює двом.

2.1. Якщо збільшити тиск у системі в чотири рази, то концентрація кожної з реагуючих речовин також збільшиться в чотири рази, тоді:

$$V_{n1} = k_1 \cdot 4 \cdot C(N_2) \cdot (4\ C(H_2),)^3,$$
$$\frac{V_{n1}}{V_n} = \frac{k_1 \cdot 4 \cdot C(N_2) \cdot (4 \cdot C(H_2))^3}{k_1 \cdot C(N_2) \cdot C(H_2)^3} = 256, \qquad 6.2$$

де V_n – швидкість прямої реакції, моль/дм^3·с;

V_{n1} – швидкість прямої реакції після збільшення тиску в системі, моль/дм^3·с;

k_1 – константа швидкості прямої реакції;

$C(H_2)$ – молярна концентрація водню, моль/дм^3;

$C(N_2)$ – молярна концентрація азоту, моль/дм^3.

Швидкість реакції збільшиться у 256 разів.

2.2. Якщо збільшити об’єм системи у два рази, то концентрація кожної з реагуючих речовин також зменшиться у два рази, тоді:

$$V_{n2} = k_1 \cdot \frac{C(N_2)}{2} \cdot \left(\frac{C(H_2)}{2}\right)^3,$$
$$\frac{V_{n2}}{V_n} = \frac{k_1 \cdot C(N_2) \cdot C(H_2)^3}{k_1 \cdot 2 \cdot C(N_2) \cdot 8 \cdot C(H_2)^3} = \frac{1}{16}, \qquad 6.3$$

де V_n – швидкість прямої реакції, моль/дм^3·с;

V_{n2} – швидкість прямої реакції після зменшення об’єму в системі, моль/дм^3·с;

k_1 – константа швидкості прямої реакції;

$C(H_2)$ – молярна концентрація водню, моль/дм^3;

$C(N_2)$ – молярна концентрація азоту, моль/дм^3.

Швидкість реакції зменшиться в 16 разів.

2.3. Якщо підвищити концентрації кожної з реагуючих речовин у три рази, тоді:

$$V_{n3} = k_1 \cdot 3 \cdot C(\mathrm{N_2}) \cdot (3 \cdot C(\mathrm{H_2}))^3,$$

$$\frac{V_{n3}}{V_n} = \frac{k_1 \cdot 3 \cdot C(N_2) \cdot \left(3 \cdot C(H_2)\right)^3}{k_1 \cdot C(N_2) \cdot C(H_2)^3} = 81, \qquad 6.4$$

де V_n – швидкість прямої реакції, моль/дм^3·с;

V_{n3} – швидкість прямої реакції після збільшення тиску в системі, моль/дм^3·с;

k_1 – константа швидкості прямої реакції;

$C(\mathrm{H_2})$ – молярна концентрація водню, моль/дм^3;

$C(\mathrm{N_2})$ – молярна концентрація азоту, моль/дм^3.

Швидкість реакції збільшиться у 81 раз.

3. Константа рівноваги:

$$K = \frac{[\mathrm{NH_3}]^2}{[\mathrm{N_2}] \cdot [\mathrm{H_2}]^3} = \frac{4^2}{3 \cdot 9^3} = 7{,}31 \cdot 10^{-3}. \qquad 6.5$$

4. Початкові концентрації реагуючих речовин:

$$C(\mathrm{N_2}) = [\mathrm{N_2}] + \frac{1}{2}[\mathrm{NH_3}] = 3 + 2 = 5 \text{ моль/дм}^3,$$

$$C(\mathrm{H_2}) = [\mathrm{H_2}] + \frac{3}{2}[\mathrm{NH_3}] = 9 + 6 = 15 \text{ моль/дм}^3, \qquad 6.6$$

де K – константа рівноваги;

$C(\mathrm{N_2})$ – початкова молярна концентрація азоту, моль/дм^3;

$C(\mathrm{H_2})$ – початкова молярна концентрація водню, моль/дм^3;

$[\mathrm{N_2}]$ – рівноважна концентрація азоту, моль/дм^3;

$[\mathrm{H_2}]$ – рівноважна концентрація водню, моль/дм^3;

$[\mathrm{NH_3}]$– рівноважна концентрація амоніаку, моль/дм^3.

5. У нашому випадку реакція екзотермічна (відбувається з виділенням тепла), тому підвищення температури приведе до зсуву рівноваги вліво (у бік реагуючих речовин).

Зменшення об’єму реакційної суміші приведе до збільшення тиску в системі і згідно з принципом Ле Шательє рівновага зсунеться праворуч (у бік продуктів реакції).

Лабораторна робота №5
Дослідження кінетики взаємодії натрій тіосульфату із сульфатною кислотою

Мета роботи: на прикладі взаємодії натрій тіосульфату із сульфатною кислотою вивчити залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин і температури.

Сумарне рівняння взаємодії можна подати так:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + S\downarrow + SO_2\uparrow.$$

Реакція незворотня і відбувається у три стадії:

1) $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2S_2O_3$;
2) $H_2S_2O_3 \rightarrow H_2SO_3 + S\downarrow$;
3) $H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2\uparrow$. 6.7

Реакція за першою та другою стадією відбуваються миттєво, а за третьою – повільно, і саме вона зумовлює швидкість цієї реакції:

$$V = k \cdot [H_2S_2O_3], \quad 6.8$$

де V – швидкість реакції, моль/дм^3·с;
k – константа швидкості реакції;
$[H_2S_2O_3]$ – рівноважна концентрація тіосульфатної кислоти, моль/дм^3.

Концентрація $H_2S_2O_3$ при надлишку сульфатної кислоти прапорційна концентрації $Na_2S_2O_3$, тому:

$$V = k \cdot [Na_2S_2O_3], \quad 6.9$$

де V – швидкість реакції, моль/дм^3·с;
k – константа швидкості реакції;
$[Na_2S_2O_3]$ – рівноважна концентрація натрій тіосульфату, моль/дм^3.

Крім того, значення швидкості реакції обернено пропорційне часу появи опалесценції у розчині, яка пов’язана з появою золю сірки на другій стадії:

$$V = \frac{1}{\tau}, \quad 6.10$$

де V – швидкість реакції, моль/дм^3·с;
τ – час появи опалесценції, с.

Експериментальна частина

1. Проводимо тренувальний дослід для визначення появи опалесценції. Для цього в одну пробірку наливаємо 2 $см^3$ розчину сульфатної кислоти з концентрацією C_M = 3 моль/$дм^3$, а в другу – 6 $см^3$ розчину натрій тіосульфату з концентрацією C_M = 6 моль/$дм^3$ та 4 $см^3$ дистильованої води. Розчини швидко змішуємо і спостерігаємо появу опалесценції.

2. У п’ять пронумерованих пробірок, згідно з даними табл. 11, відміряти вказаний об’єм $Na_2S_2O_3$ (C_M = 0,5 моль/$дм^3$) та відповідний об’єм дистильованої води.

3. У п’ять інших пронумерованих пробірок налити по 2 $см^3$ розчину H_2SO_4 (C_M = 3 моль/$дм^3$).

4. Визначаємо температуру води у приміщенні та записуємо значення в табл.12 (T_1).

5. Попарно, починаючи з першої пробірки, швидко зливаємо розчини і одразу вмикаємо секундомір.

6. Відраховуємо час з моменту змішування розчинів до початку появи опалесценції.

7. Такий же дослід проводимо з кожною парою пробірок.

8. Результати досліду записуємо у табл. 11.

9. Готуємо розчини, як і у п. 2–3.

10. Перед змішуванням розчинів пробірки занурюємо у водяну баню за температури, яка на 10–15 °С вища, ніж кімнатна. Точне значення температури (T_2) також записуємо в табл. 12.

11. Проводимо дослід при температурі T_2, як і в п. 5–8.

Таблиця 11

Результати дослідження кінетики взаємодії натрій тіосульфату із сульфатною кислотою

№ пробірки	V (H_2SO_4) $см^3$	V ($Na_2S_2O_3$) $см^3$	V (H_2O) $см^3$	Об’єм розчину після змішування ($V_{р-ну}$), $см^3$	Час появи опалесценції, с	
					при T_1, К	при T_2, К
1	2	2	8	12		
2	2	4	6	12		
3	2	6	4	12		
4	2	8	2	12		
5	2	10	–	12		

Розрахунок

За даними табл. 11 розрахуйте:

1. Концентрацію $Na_2S_2O_3$ у розчині після змішування ($C_2(Na_2S_2O_3)$):

$$C_2(Na_2S_2O_3) = \frac{C_1(Na_2S_2O_3) \cdot V(Na_2S_2O_3)}{V_{р-ну}} = \frac{0{,}5 \cdot V(Na_2S_2O_3)}{12}, \qquad 6.11$$

де $C_1(Na_2S_2O_3)$ – початкова молярна концентрація натрій тіосульфату, 0,5 моль/дм^3;

$C_2(Na_2S_2O_3)$ – молярна концентрація натрій тіосульфату після змішування, моль/дм^3;

$V(Na_2S_2O_3)$ – об'єм початкового розчину натрій тіосульфату, см^3;

$V_{р-ну}$ – об'єм розчину після змішування, см^3.

2. Умовну швидкості хімічної реакції та константу швидкості реакції першого порядку при двох температурах для кожної з концентрацій $Na_2S_2O_3$:

$$V = \frac{1}{\tau},$$

$$k = \frac{V}{C_2(Na_2S_2O_3)}, \qquad 6.12$$

де V – швидкість реакції, моль/дм^3·с;

τ – час появи опалесценції, с;

к – константа швидкості реакції;

$C_2(Na_2S_2O_3)$ – молярна концентрація натрій тіосульфату після змішування, моль/дм^3.

3. Розраховані дані запишіть у табл. 12.

Таблиця 12

Швидкість реакції взаємодії натрій тіосульфату із сульфатною кислотою

$C_2(Na_2S_2O_3)$	T_1 = , К		T_2 = , К	
	V, с$^{-1}$	k	V, с$^{-1}$	k

4. За даними табл. 12 розрахуйте середнє значення константи швидкості для кожної температури ($\overline{k_1}$, $\overline{k_2}$).

5. Розрахуйте температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції:

$$\gamma = \frac{\overline{k_2}}{\overline{k_1}}. \qquad 6.13$$

6. Розрахуйте енергію активації реакції:

$$E = \frac{2{,}3 \cdot R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 \cdot T_1} \lg \frac{\overline{k_2}}{\overline{k_1}}, \qquad 6.14$$

де E – енергія активації, кДж/моль;

$\overline{k_1}$, $\overline{k_2}$ – середнє значення констант швидкості реакції при двох температурах (T_1, T_2);

T_1, T_2 – температура, К;

R – газова стала, 8,31 кДж/моль×К.

7. Для кожної з температур розрахуйте період половинного перетворення натрій тіосульфату:

$$\tau_{\frac{1}{2}} = \frac{0{,}69}{\overline{k}}, \qquad 6.15$$

де $\tau_{\frac{1}{2}}$ – період половинного перетворення натрій тіосульфату, с;

$\overline{k}$ – середнє значення констант швидкості реакції.

8. Для кожної з двох температур розрахуйте час, за який натрій тіосульфат прореагує на 90 %:

$$\tau_{90\%} = \frac{2{,}3}{\overline{k}}, \qquad 6.16$$

де $\tau_{90\%}$ – час, за який натрій тіосульфат прореагує на 90 %, с;

$\overline{k}$ – середнє значення констант швидкості реакції.

9. Розраховані дані запишіть у табл. 13.

Таблиця 13

Результати розрахунків лабораторної роботи № 5

Т, К	$\overline{k}$	$\tau_{\frac{1}{2}}$, с	$\tau_{90\%}$, с	γ	E, кДж/моль

Тема 7. Розчини електролітів. Електролітична дисоціація.

Внаслідок засвоєння матеріалу теми необхідно: засвоїти основні положення теорії електролітичної дисоціації; розрізняти поняття ступеня та константи дисоціації; складати рівняння дисоціації електролітів та рівняння реакцій обміну в іонному вигляді; вміти складати рівняння рівноваги для гомогенних та гетерогенних систем; користуючись значенням добутку розчинності, розраховувати концентрацію іонів слабкого електроліту в розчині. Крім того, необхідно розуміти явище гідролізу солі та його вплив на кислотність середовища; вміти складати рівняння гідролізу в молекулярному та іонному вигляді; розраховувати pH та pOH розчину; усвідомити важливість буферних розчинів; вміти розраховувати об'єми та концентрації компонентів для приготування буферних розчинів.

Питання для самоконтролю.

1. Яка різниця між електролітом та неелектролітом?
2. Що вважається електролітичною дисоціацією?
3. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
4. Ступінь дисоціації.
5. Розподіл на сильні та слабкі електроліти за ступенем дисоціації.
6. Які речовини відносять до слабких, а які до сильних електролітів?
7. Як залежить ступінь дисоціації від указаних нижче факторів:
   а) характеру хімічного зв'язку в молекулі електроліту;
   б) концентрації електроліту;
   в) концентрації та природи розчинника;
   г) наявності одноіменного іона?
8. Дайте визначення константи дисоціації електроліту.
9. Сформулюйте закон розведення Освальду.
10. Дайте визначення активності іонів у розчині сильних електролітів.
11. Основні положення теорії Дебая-Хюккеля.
12. Що називають іонною силою розчинів та чому вона дорівнює?
13. Наведіть формулу для розрахунку активності іонів.
14. Що називається добутком розчинності слабкого електроліту?
15. Що таке іонний добуток води і чому він дорівнює?
16. Умови перебігу реакцій у розчинах електролітів до кінця.

17. Дайте визначення водневого та гідроксильного показників середовища.

18. Що таке буферні розчини?

19. З яких компонентів і чому можуть складатися буферні розчини?

20. Розрахунок pH буферних розчинів та буферної ємкості.

21. Що називається гідролізом солі?

22. Які солі можуть мати ступінчастий гідроліз та в чому він полягає?

23. Що таке ступінь і константа гідролізу?

24. Як залежить ступінь гідролізу від указаних факторів:

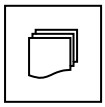
а) константи дисоціації слабкого електроліту;

б) зміни температури;

в) розведення розчину;

г) додавання кислоти чи основи?

25. Від чого залежить pH розчину солі?



Завдання для самостійної роботи

Завдання 10. **Рівняння дисоціації речовин**

У кожному варіанті (табл. 14) скласти ступінчасті та повні рівняння дисоціації для кожної речовини.

Таблиця 14

Варіанти до завдання 10

Варіант	Формула речовини			
1	HCl	$Ca(OH)_2$	$Fe_2(SO_4)_3$	$NaHCO_3$
2	H_2S	$NaOH$	$Al_2(SO_4)_3$	$Ca(OH)Br$
3	H_2SO_4	KOH	Li_3PO_4	$Fe(OH)SO_4$
4	H_3PO_4	$Sr(OH)_2$	$BaCl_2$	KH_2PO_4
5	$HClO$	$LiOH$	Na_3AsO_4	$Mg(OH)ClO$
6	$HClO_4$	$Ba(OH)_2$	$K_2Cr_2O_7$	NH_4HSO_3
7	HNO_3	$Mg(OH)_2$	$FeCl_3$	$Ni(HSO_4)_2$
8	H_3AsO_4	NH_4OH	Na_2CO_3	$Bi(OH)_2NO_3$
9	H_2SO_3	$Ca(OH)_2$	$Bi_2(SO_4)_3$	$Ba(HS)_2$
10	H_2CO_3	$NaOH$	$(NH_4)_2CrO_4$	$Al(OH)Cl_2$
11	H_2Se	KOH	$Sr(CH_3COO)_2$	$NaHCrO_4$
12	$H_2S_2O_3$	$Sr(OH)_2$	CrI_3	Na_2HPO_4
13	HIO_3	$Ba(OH)_2$	$Mn(NO_2)_2$	$Sr(OH)NO_2$
14	H_2SeO_3	$Mg(OH)_2$	$ZnBr_2$	$Ca(HcrO_4)_2$
15	$HBrO_3$	NH_4OH	$Ca(NO_3)_2$	$Ba(OH)I$
16	H_3PO_3	$LiOH$	$(NH_4)_3PO_4$	KHS

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Складаємо ступінчасті, якщо в завданні багатоосновні кислоти або багатокислотні основи, та повне рівняння дисоціації:

1) $H_3PO_3 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_3^-$ I ступінь;
$H_2PO_3^- \leftrightarrow H^+ + HPO_3^{2-}$ II ступінь;
$H_2PO_3^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_3^{3-}$ III ступінь;

$$H_3PO_3 \leftrightarrow 3H^+ + PO_3^{3-}; \quad 7.1$$

2) $$LiOH \leftrightarrow Li^+ + OH^-. \quad 7.2$$

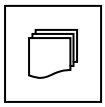
2. Середні солі дисоціють на катіон металу та аніон кислотного залишку:

$$(NH_4)_3PO_4 \leftrightarrow 3NH_4^+ + PO_4^{3-}. \quad 7.3$$

3. Дисоціація кислих та основних солей відбувається кількома етапами:

$KHS \leftrightarrow K^+ + HS^-$ I ступінь;
$HS \leftrightarrow H^+ + S^{2-}$ II ступінь;

$$KHS \leftrightarrow K^+ + H^+ + S^{2-}. \quad 7.4$$



Завдання 11. **Складання рівнянь взаємодії в іонному вигляді**

Між речовинами, що містяться в завданні (табл. 15), скласти усі можливі рівняння реакцій у молекулярному, повному іонному та скороченому іонному вигляді.

Таблиця 15

Варіанти до завдання 11

Варіант	Формули речовин у розчині		
1	2		
1	Na_2S	$Pb(NO_3)_2$	$SnCl_2$
2	KOH	ZnO	HCl
3	$Ba(OH)_2$	HNO_3	Al_2O_3
4	$CuSO_4$	NiJ_2	Na_2S
5	$FeCl_2$	Na_2CO_3	$Mg(NO_3)_2$
6	$MgSO_4$	HNO_3	Na_2CO_3

Продовження табл. 15

1	2		
7	$NiCl_2$	$Cr_2(SO_4)_3$	KOH
8	$MnCl_2$	$CdSO_4$	$(NH_4)_2S$
9	NaH_2PO_4	$SrCl_2$	$MgSO_4$
10	$Pb(NO_3)_2$	$ZnSO_4$	Na_2S
11	$NaHCO_3$	$CaCl_2$	$AgNO_3$
12	$AlCl_3$	NaOH	$Cr_2(SO_4)_3$
13	$FeCl_3$	CaS	K_3PO_4
14	FeO	$Zn(OH)_2$	$CoCl_2$
15	$Bi_2(SO_4)_3$	$Ca(NO_2)_2$	NaOH
16	$CuSO_4$	K_2CO_3	CaS

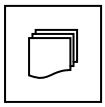
Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

Рівняння можливих реакцій:

$$CuSO_4 + K_2CO_3 \rightarrow CuCO_3\downarrow + K_2SO_4,$$
$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2K^+ + CO_3^{2-} \rightarrow CuCO_3\downarrow + 2K^+ + SO_4^{2-},$$
$$Cu^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CuCO_3\downarrow. \qquad 7.5$$

$$CaS + K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + K_2S,$$
$$Ca^{2+} + S^{2-} + 2K^+ + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2K^+ + S^{2-},$$
$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow. \qquad 7.6$$

$$CuSO_4 + CaS \rightarrow CuS\downarrow + CaSO_4,$$
$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + Ca^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow + Ca^{2+} + SO_4^{2-},$$
$$Cu^{2+} + S^{2-} \rightarrow CuS\downarrow. \qquad 7.7$$



Завдання 12. **Розрахунок розчинності речовини**

У кожному варіанті (табл. 16) за значенням добутку розчинності розрахувати молярну концентрацію іонів у насиченому розчині слабкого електроліту, а також його розчинність (моль/дм^3 та г/дм^3).

Таблиця 16

Варіанти до завдання 12

Варіант	Речовина	Добуток розчинності
1	2	3
1	$Ba_3(PO_4)_2$	$6{,}03\cdot10^{-39}$
2	CdC_2O_4	$1{,}5\cdot10^{-8}$

Продовження табл. 16

1	2	3
3	$Ni(CN)_2$	$3{,}0\cdot10^{-23}$
4	$Sc(OH)_3$	$1{,}0\cdot10^{-27}$
5	$Fe_2(SeO_3)_3$	$2{,}0\cdot10^{-31}$
6	$Al(OH)_3$	$1{,}9\cdot10^{-33}$
7	MgF_2	$6{,}5\cdot10^{-9}$
8	$Ca_3(AsO_4)_2$	$6{,}8\cdot10^{-19}$
9	$Sn(OH)_4$	$1{,}0\cdot10^{-57}$
10	$Ag_2Cr_2O_7$	$1{,}0\cdot10^{-10}$
11	$Zn_3(PO_4)_2$	$9{,}1\cdot10^{-33}$
12	$Ba(BrO_3)_2$	$5{,}5\cdot10^{-6}$
13	$MnCO_3$	$1{,}8\cdot10^{-11}$
14	$Co(IO_3)_2$	$1{,}0\cdot10^{-4}$
15	BiI_3	$8{,}1\cdot10^{-19}$
16	PbI_2	$1{,}1\cdot10^{-9}$

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Запишемо рівняння дисоціації:

$$PbI_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2I^-. \qquad 7.8$$

2. Запишемо вираз для добутку розчинності цієї солі:

$$ДР = [Pb^{2+}]\cdot[I^-]^2, \qquad 7.9$$

де ДР – добуток розчинності солі;
$[Pb^{2+}]$ – рівноважна концентрація плюмбум(2+)-іону;
$[I^-]$ – рівноважна концентрація йод(1–)-іону.

3. Припустимо, що

$$[Pb^{2+}] = x,$$
$$\text{тоді } [I^-] = 2x. \qquad 7.10$$

4. Тоді:

$$ДР = x\cdot(2x)^2 = 4x^3,$$
$$\text{звідки } x = \sqrt[3]{\frac{1{,}1\cdot10^{-9}}{4}} = 0{,}65\cdot10^{-3}.$$
$$[Pb^{2+}] = 6{,}5\cdot10^{-4} \text{ моль/дм}^3,$$
$$[I^-] = 1{,}3\cdot10^{-3} \text{ моль/дм}^3. \qquad 7.11$$

5. Розраховуємо розчинність:

$$S(\text{моль/дм}^3) = [Pb^{2+}] = 6{,}5\cdot10^{-4}\ \text{моль/дм}^3.$$
$$M(PbI_2) = 461{,}0\ \text{г/моль},$$
$$S(\text{г/дм}^3) = 461{,}0\cdot6{,}5\cdot10^{-4} = 0{,}3\ \text{г/дм}^3. \qquad 7.12$$

Завдання 13. **Розрахунок значення pH розчину**

В кожному варіанті (табл. 17) розрахувати pH та pOH розчинів електролітів.

Таблиця 17

Варіанти до завдання 13

Варіант	Сильний електроліт	$C_м$, моль/дм^3	Слабкий електроліт	$C_м$, моль/дм^3	Ступінь дисоціації
1	KOH	0,15	H_2CO_3	0,01	0,01
2	HCl	0,02	CH_3COOH	0,1	0,01
3	H_2SO_4	0,05	H_3PO_4	0,05	0,45
4	$Ba(OH)_2$	0,025	NH_4OH	1,1	0,01
5	HIO_3	0,075	H_2S	0,04	0,051
6	RbOH	0, 065	HIO_3	0,87	0,017
7	$HMnO_4$	0, 035	CH_3CH_2COOH	0,057	0,068
8	LiOH	0,0045	NH_4OH	0,15	0,2
9	HNO_3	0,55	$HClO_3$	0,25	0,12
10	H_2SO_4	0,01	HNO_2	0,04	0,01
11	NaBr	0,75	HClO	0,02	0,15
12	$AgNO_3$	0,015	H_2SiO_3	0,001	0,05
13	K_2CO_3	0,83	HCOOH	0,2	0,03
14	$CuSO_4$	0,055	HCN	0,05	0,06
15	$BaCl_2$	0,094	NH_4OH	0,01	0,017
16	NaOH	0,1	HIO	0,1	0,001

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Розраховуємо pH розчину сильного електроліту. Враховуємо, що ступінь дисоціації сильного електроліту приблизно дорівнює 1. Тоді:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-,$$
$$[Na^+] = [OH^-] = C(NaOH) = 0{,}1,$$
$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 10^{-1} = 1,$$
$$pH = 14 - 1 = 13, \qquad 7.13$$

де $[Na^+]$ – рівноважна концентрація натрій(1+)-іона, моль/дм^3;
$[OH^-]$ – рівноважна концентрація гідроксид-іона, моль/дм^3;
C(NaOH) – молярна концентрація натрій гідроксиду, моль/дм^3.

2. Розрахувати pH розчину слабкого електроліту з α = 0,001:

$$HIO \leftrightarrow H^+ + IO^-,$$

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C(HIO)},$$

$$[H^+] = C(HIO)\cdot\alpha = 0{,}1\cdot 0{,}001 = 1\cdot 10^{-4},$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-4} = 4, \qquad 7.14$$

де $[H^+]$ – рівноважна концентрація гідроген-іона, моль/дм^3;
C(HIO) – молярна концентрація йодної кислоти, моль/дм^3;
α – ступінь дисоціації.

Завдання 14. **Гідроліз солі**

Скласти рівняння гідролізу солі (табл. 18) за ступенями в молекулярному, повному іонному та скороченому іонному вигляді. Розрахувати константу, ступінь гідролізу цієї солі та pH розчину.

Таблиця 18

Варіанти до завдання 14

Варіант	Сіль	$C_м$	$K_д$ слабкого електроліту, що утворює сіль
1	$Ca(CH_3COO)_2$	0,05	$1{,}74 \cdot 10^{-5}$
2	$Ba(HCOO)_2$	0,007	$1{,}8 \cdot 10^{-4}$
3	K_2CO3	0,1	I) $1{,}74 \cdot 10^{-5}$; II) $1{,}74 \cdot 10^{-5}$
4	$(NH_4)_2SO_4$	0,025	$1{,}76 \cdot 10^{-5}$
5	Na_2SO_3	0,15	I) $1{,}6 \cdot 10^{-2}$; II) $6{,}0 \cdot 10^{-8}$
6	$Pb(NO_3)_2$	0,25	I) $9{,}55 \cdot 10^{-4}$; II) $3{,}0 \cdot 10^{-8}$
7	K_2SiO_3	0,01	I) $2{,}4 \cdot 10^{-3}$; II) $4{,}8 \cdot 10^{-9}$
8	KNO_2	0,075	$5{,}1 \cdot 10^{-4}$
9	$Ba(ClO)_2$	0,055	$5{,}0 \cdot 10^{-8}$
10	NH_4Cl	0,215	$1{,}76 \cdot 10^{-5}$
11	KCN	0,145	$7{,}9 \cdot 10^{-10}$
12	CH_3CH_2COONa	0,088	$1{,}35 \cdot 10^{-5}$
13	$Mg(IO)_2$	0,175	$2{,}3 \cdot 10^{-11}$
14	KF	0,225	$6{,}8 \cdot 10^{-4}$
15	$Na_2C_2O_4$	0.245	I) $5{,}6 \cdot 10^{-2}$; II) $5{,}4 \cdot 10^{-5}$
16	Na_2S	0,1	I) $8{,}9 \cdot 10^{-8}$; II) $1{,}3 \cdot 10^{-13}$

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Запишемо рівняння гідролізу солі за ступенями в молекулярному, повному іонному та скороченому іонному вигляді.

I ступінь:

$$Na_2S + H_2O \leftrightarrow NaOH + NaHS,$$
$$2Na^+ + S^{2-} + H_2O \leftrightarrow Na^+ + OH^- + Na^+ + HS^-,$$
$$S^{2-} + H_2O \leftrightarrow OH^- + HS^-.$$

II ступінь:

$$NaHS + H_2O \leftrightarrow NaOH + H_2S,$$
$$Na^+ + HS^- + H_2O \leftrightarrow Na^+ + OH^- + H_2S,$$
$$HS^- + H_2O \leftrightarrow OH^- + H_2S.$$

Сумарне рівняння:

$$Na_2S + 2H_2O \leftrightarrow 2NaOH + H_2S,$$
$$2Na^+ + S^{2-} + 2H_2O \leftrightarrow 2Na^+ + 2OH^- + H_2S,$$
$$S^{2-} + 2H_2O \leftrightarrow 2OH^- + H_2S. \qquad 7.15$$

2. Розрахуємо константу гідролізу цієї солі. Враховуємо, що константа дисоціації кислоти за першим ступенем більша, ніж константа дисоціації за другим ступенем, що сприяє гідролізу солі за першим ступенем та утворенню кислої солі:

$$K_{г(I)} = \frac{[HS^-]\cdot[OH^-]}{[S^{2-}]\cdot[H_2O]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HS^-}} = \frac{10^{-14}}{1{,}3\cdot10^{-13}} = 0{,}077,$$

$$K_{г(II)} = \frac{[H_2S]\cdot[OH^-]}{[HS^-]\cdot[H_2O]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{H_2S}} = \frac{10^{-14}}{8{,}9\cdot10^{-8}} = 1{,}12\cdot10^{-7}, \qquad 7.16$$

де $K_{г(I)}$ – константа гідролізу солі за першим ступенем;

$K_{г(II)}$ – константа гідролізу солі за другим ступенем;

K_{HS^-} – константа дисоціації гідрогенсульфід-іона;

K_{H_2S} – константа дисоціації сульфідної кислоти;

K_{H_2O} – константа дисоціації води;

$[HS^-]$ – рівноважна концентрація гідрогенсульфід-іона, моль/дм^3;

$[S^{2-}]$ – рівноважна концентрація сульфід(2–)-іона, моль/дм^3;

$[H_2S]$ – рівноважна концентрація сульфідної кислоти, моль/дм^3;

$[OH^-]$ – рівноважна концентрація гідроксид-іона, моль/дм^3.

3. Розрахуємо ступінь гідролізу солі за першим та другим ступенями, враховуючи, що слабким електролітом, який утворює цю сіль, є кислота:

$$h_{(\mathrm{I})} \approx \sqrt{\frac{K_{г(I)}}{C}} \approx \sqrt{\frac{0{,}077}{0{,}1}} \approx 0{,}88,$$

$$h_{(\mathrm{II})} \approx \sqrt{\frac{K_{г(II)}}{C}} \approx \sqrt{\frac{1{,}12 \cdot 10^{-7}}{0{,}1}} \approx 1{,}06 \cdot 10^{-3},$$

$$h = h_{(\mathrm{I})} \cdot h_{(\mathrm{II})} = 0{,}88 \cdot 1{,}06 \cdot 10^{-3} = 9{,}33 \cdot 10^{-4}, \qquad 7.17$$

де $K_{г(I)}$ – константа гідролізу солі за першим ступенем;

$K_{г(II)}$ – константа гідролізу солі за другим ступенем;

$h_{(I)}$ – ступінь гідролізу солі за першим ступенем;

$h_{(II)}$ – ступінь гідролізу солі за другим ступенем;

h – загальний ступінь гідролізу солі;

C – молярна концентрація солі, моль/дм^3.

4. Розраховуємо pH розчину солі. Для розрахунку pH треба зауважити, що внаслідок гідролізу одного іона S^{2-} утворюється вдвічі більше гідроксид-іонів:

$$[OH^-] = 2 \cdot h \cdot C = 2 \cdot 9{,}33 \cdot 10^{-4} \cdot 0{,}1 = 18{,}66 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3,$$
$$pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 18{,}66 \cdot 10^{-5} = 3{,}73,$$
$$pH = 14 - 3{,}73 = 10{,}27, \qquad 7.18$$

де $[OH^-]$ – рівноважна концентрація гідроксид-іона, моль/дм^3;

h – загальний ступінь гідролізу солі;

C – молярна концентрація солі, моль/дм^3.

Завдання 15. **Розрахунок pH буферних розчинів**

Розрахуйте pH буферних розчинів, що отримані змішуванням компонентів, зазначених у табл. 19.

Таблиця 19

Варіанти до завдання 15

Варіант	Компонент I	V_I	C_{H_I},	K	Компонент II	V_{II}	$C_{H_{II}}$
1	2	3	4	5	6	7	8
1	CH_3COOH	25	0,5	$1{,}74 \cdot 10^{-5}$	CH_3COONa	25	0,5
2	CH_3COOH	40	0,5	$1{,}74 \cdot 10^{-5}$	CH_3COONa	20	0,7

Продовження табл. 19

1	2	3	4	5	6	7	8
3	CH_3COOH	60	0,5	$1{,}74\cdot10^{-5}$	CH_3COONa	15	0,55
4	CH_3COOH	15	0,5	$1{,}74\cdot10^{-5}$	CH_3COONa	60	0,35
5	HCOOH	20	0,075	$1{,}8\cdot10^{-4}$	HCOONa	80	0,075
6	HCOOH	50	0,45	$1{,}8\cdot10^{-4}$	HCOONa	30	0,45
7	HCOOH	30	0,6	$1{,}8\cdot10^{-4}$	HCOONa	60	0,6
8	HCOOH	75	0,4	$1{,}8\cdot10^{-4}$	HCOONa	25	0,4
9	NaH_2PO_4	40	0,5	$6{,}2\cdot10^{-8}$	Na_2HPO_4	30	0,4
10	NaH_2PO_4	20	0,65	$6{,}2\cdot10^{-8}$	Na_2HPO_4	50	0,35
11	NaH_2PO_4	50	0,075	$6{,}2\cdot10^{-8}$	Na_2HPO_4	40	0,075
12	NaH_2PO_4	15	0,45	$6{,}2\cdot10^{-8}$	Na_2HPO_4	65	0,15
13	NH_4OH	60	0,25	$1{,}76\cdot10^{-5}$	NH_4Cl	30	0,5
14	NH_4OH	50	0,005	$1{,}76\cdot10^{-5}$	NH_4Cl	50	0,01
15	NH_4OH	20	0,5	$1{,}76\cdot10^{-5}$	NH_4Cl	60	0,15
16	CH_3COOH	20	0,15	$1{,}74\cdot10^{-5}$	CH_3COONa	30	0,12

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Розраховуємо концентрації компонентів у буферних розчинах, використовучи таке співвідношення:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2,$$

$$\text{звідки } C_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_2}, \qquad 7.19$$

де C_1 – початкова молярна концентрація розчину компонента, моль/дм^3;

C_2 – молярна концентрація компонента в буферному розчині, моль/дм^3;

V_1 – об'єм початкового розчину компонента, дм^3;

V_2 – об'єм буферного розчину, дм^3.

Тоді концентрація кислоти дорівнюватиме:

$$C_{\text{к-ти}} = \frac{0{,}15 \cdot 0{,}020}{0{,}050} = 0{,}06.$$

Концентрація солі:

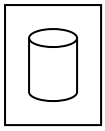
$$C_{\text{солі}} = \frac{0{,}12 \cdot 0{,}030}{0{,}050} = 0{,}072.$$

2. Визначаємо pH буферного розчину:

$$pH = pK + \frac{C_{солі}}{C_{к-ти}} = - \lg 1{,}74 \cdot 10^{-5} + \frac{0{,}072}{0{,}06} = 4{,}82, \qquad 7.20$$

де $C_{солі}$ – концентрація солі в буферному розчині, моль/дм^3;

$C_{к-ти}$ – концентрація кислоти в буферному розчині, моль/дм^3.



Лабораторна робота №6
Реакції в розчинах електролітів

Мета роботи: навчитися проводити реакції в розчинах електролітів; складати рівняння реакцій у молекулярному та іонному вигляді; розраховувати параметри рівноваги в розчинах електролітів.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Утворення важкорозчинних речовин**

1.1. Утворення важкорозчинних основ.

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель купрум сульфату та додаємо 5–6 крапель розчину натрій гідроксиду.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Повне іонне рівняння реакції: __ _____ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

1.2. Утворення важкорозчинних кислот.

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель та додаємо 8–10 крапель сульфатної кислоти (1:1).

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Повне іонне рівняння реакції: __ _____ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

1.3. Утворення важкорозчинних солей.

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель натрій сульфату та додаємо 4–5 крапель барій нітрату.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Повне іонне рівняння реакції: __ _____ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

Дослід 2. **Утворення газоподібних речовин**

2.1. У пробірку вміщуємо невелику кількість порошку кальцій карбонату та додаємо краплями розчин хлоридної кислоти.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції: __ .

Повне іонне рівняння реакції: __ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

2.2. У суху пробірку вміщуємо невелику кількість порошку амоній хлориду та додаємо 5–10 крапель розчину натрій гідроксиду. Пробірку нагріваємо до появи запаху аміаку.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Повне іонне рівняння реакції: _____ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

Дослід 3. **Утворення малодисоційованих сполук**

3.1. Утворення малодисоційованих кислот.

У пробірку вносимо 2-3 краплі хлоридної кислоти, додаємо 1 краплю індикатору метилоранжу, а потім краплями додаємо розчин натрій ацетату до зміни кольору індикатору.

Спостерігаємо:_____ .

Чому відбувається ця зміна? _____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Повне іонне рівняння реакції: __ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

3.2. Утворення малодисоційованих основ.

У пробірку вносимо 2-3 краплі натрій гідроксиду, додаємо 1 краплю індикатору метилоранжу, а потім краплями додаємо розчин амоній хлориду до зміни кольору індикатору.

Спостерігаємо:_____ .

Чому відбувається ця зміна? _____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Повне іонне рівняння реакції: __ .

Скорочене іонне рівняння реакції: _____ .

Дослід 4. **Гідроліз солі**

4.1. Визначення pH розчинів солей.

Наносимо на смужку універсального індикаторного паперу по одній краплі розчинів алюміній хлориду, амоній ацетату, натрій карбонату та порівнюємо забарвлення плям з еталонною шкалою. Значення pH заносимо в табл. 20.

Таблиця 20

Значення pH водних розчинів солей

Сіль	pH
$AlCl_3$	
CH_3COONH_4	
Na_2CO_3	

Для кожної з наведених солей записуємо рівняння гідролізу:
Молекулярне рівняння гідролізу: _____ .
Повне іонне рівняння гідролізу: _____ .
Скорочене іонне рівняння гідролізу: _____ .

4.2. Вплив температури на ступінь гідролізу солі.

У пробірку вносимо 8–10 крапель рочину натрій ацетату та додаємо 1 краплю індикатору фенолфталеїну, потім розчин нагріваємо.

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння гідролізу: _____ .
Повне іонне рівняння гідролізу: _____ .
Скорочене іонне рівняння гідролізу: _____ .

Висновок:_____
_____ .

Зразок оформлення лабораторної роботи див. у дод. 5.

Тема 8. Окисно-відновні реакції

У результаті вивчення цієї теми необхідно знати загальні закономірності і типи окисно-відновних реакцій (ОВР), вплив pH середовища та інших факторів на їх перебіг. Потрібно вміти визначати окисник та відновник за ступенем окиснення електронно-активного атома та за величиною потенціалів окиснення та відновлення, складати рівняння ОВР за допомогою методів електронного та електронно-іонного балансу, вказувати можливий напрямок довільного окисно-відновного процесу у водних системах за зміною вільної енергії Гіббса.

Питання для самоконтролю

1. Які реакції називають ОВР?
2. Що називають ступенем окиснення атома в речовині?
3. Чим відрізняються поняття «ступінь окиснення» та «валентність атома»?
4. Який процес називають окисненням, а який відновленням?
5. Які речовини (частинки) називають відновниками, а які окисниками?
6. Користуючись періодичною системою Д.І. Менделєєва, назвіть серед простих речовин найважливіші: а) відновники; б) окисники.
7. Чи можуть метали бути окисниками?
8. Чи можуть неметали бути відновниками?
9. Як змінюється ступінь окиснення атома в процесах окиснення та відновлення?
10. Як визначити вищий ступінь окиснення елемента в його сполуках? Які властивості в ОВР може мати елемент у вищому ступені окиснення?
11. Як визначити найнижчий ступінь окиснення елемента в його сполуках? Які властивості в ОВР може мати елемент у найнижчому ступені окиснення?
12. За яким значенням ступеня окиснення атом елемента може мати властивості і окисника, і відновника?
13. Принцип визначення стехіометричних коефіцієнтів при складанні рівнянь ОВР за методом електронного балансу.
14. Принцип визначення стехіометричних коефіцієнтів при складанні рівнянь ОВР за методом електронно-іонного балансу (напівреакцій).
15. Як впливає середовище розчину та інші фактори (температура, концентрації речовини) на протікання ОВР?

Завдання для самостійної роботи

Завдання 16. **Окисно-відновні властивості сполук**

Які з хімічних речовин або частинок, що наведені в табл. 21, можуть мати властивості безумовних окисників; безумовних відновників; як окисників, так і відновників?

Таблиця 21

Варіанти до завдання 16

Варіант	Хімічні частинки
1	NH_3; N_2; Ni; CrO_3; SO_2
2	$HBrO_3$; SO_3; H_2; $HClO_4$; Na
3	K_2CrO_4; Mg; Fe^{3+}; CO_2; F^-
4	$KCrO_2$; F_2; Br^-; H_2SO_4; MnO_2
5	NH_4^+; $NaNO_2$; KI; O_2; Co
6	H_2SO_3; Mn^{2+}; $HBrO_3$; H_2S; $FeCl_3$
7	HNO_3; S; K; V_2O_5; KI
8	$KMnO_4$; S^{2-}; MnO_2; C; Ag
9	NH_3; CO; HNO_2; Zn; O_3
10	Na_2SO_3; Be; NO; $K_2Cr_2O_7$; Br_2
11	HNO_3; H_2; CrO_3; Ag_2O; Al
12	B; H_2O_2; PO_4^{3-}; HCl; SO_3
13	$KClO_4$; F_2; Al^{3+}; HBr; Na_2SO_3
14	MnO_4^-; Cu; HClO; K_2CrO_4; P_2O_5
15	I_2; Mg^{2+}; Si; H_2O_2; Na_2FeO_4
16	K_3AsO_4; Mg; N^{3-}; S

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

Окисно-відновні властивості хімічних елементів та речовин (іонів), які вони можуть утворювати, залежать від їх розташування в періодичній системі Д.І. Менделеєєва, а також від ступеня окиснення відповідного атома (у наведеному прикладі це As, Mg, N, S).

Ступінь окиснення атома Арсеніуму в K_3AsO_4 дорівнює +5. Це означає, що Арсеніум віддав усі свої валентні електрони, таким чином виник вищий ступінь окиснення, який відповідає номеру групи. Будова електронної оболонки атома Арсеніуму зі ступенем окиснення +5 схожа на оболонку атома Аргону. Тому атом Арсеніуму може тільки приймати електрони, тобто бути безумовним окисником.

У нітрид-іоні N^{3-} негативний заряд свідчить про наявність трьох надлишкових електронів (найнижчий ступінь окиснення). Тобто електронна будова N^{3-} повністю відповідає будові електронної оболонки атома Аргону. Тому нітрид-іон може лише віддавати електрони і є тільки відновником.

Нейтральні атоми Магнію та Сульфуру мають різні окисно-відновні властивості. Нейтральний атом Магнію, як і всіх інших металів, може тільки віддавати електрони (нульовий ступінь окиснення є

найнижчий) і бути безумовним відновником. Нейтральний атом Сульфуру, як і інших неметалів, (крім Флуору) може мати і окисні, і відновні властивості залежно від властивостей речовин, з якими він взаємодіє, тобто бути і окисником, і відновником.

Завдання 17. **Визначення стехіометричних коефіцієнтів в ОВР**

Визначити стехіометричні коефіцієнти за допомогою методу електронного або електронно-іонного балансу. Вказати тип ОВР; обчислити молярні маси еквівалентів окисника та відновника для хімічної реакція, яку наведено в табл. 22.

Таблиця 22

Варіанти до завдання 17

Варіант	Схема ОВР
1	2
1	$KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
	$NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + H_2O$
2	$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
	$HCl + KMnO_4 \rightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$
3	$K_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
	$KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + NO + H_2O$
4	$NaI + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + PbSO_4 + H_2O$
	$SO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
5	$FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow KCl + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
	$Na_2MoO_4 + Al + HCl \rightarrow MoCl_2 + AlCl_3 + NaCl + H_2O$
6	
	$KCrO_2 + PbO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2PbO_2 + H_2O$
7	$KIO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
	$I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$
8	$Mn(NO_3)_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow Bi(NO_3)_3 + HMnO_4 + NaNO_3 + H_2O$
	$K_2S + KMnO_4 + H_2O \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
9	$KNO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow KNO_3 + MnO_2 + KOH$
	$KNO_2 + KMnO_4 + KOH \rightarrow KNO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$
10	$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
	$H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
11	$N_2H_4 + AgNO_3 + KOH \rightarrow N_2 + Ag + KNO_3 + H_2O$
	$HBr + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$
12	$As_2S_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO$
	$Zn + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
13	$SnSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
	$S + KClO_3 + H_2O \rightarrow Cl_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$

Продовження табл. 22

1	2
14	$AgNO_3 + PH_3 + H_2O \rightarrow Ag + H_3PO_4 + HNO_3$
	$Na_2C_2O_4 + KBrO_3 + H_2O \rightarrow CO_2 + KBr + NaOH$
15	$MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
	$CuFeS_2 + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Fe(NO_3)_3 + H_2SO_4 + NO + H_2O$
16	$H_2C_2O_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Реакція

$$\overset{3+}{H_2\underline{C}_2O_4} + K\overset{7+}{\underline{Mn}}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow \overset{4+}{\underline{C}}O_2 + \overset{2+}{\underline{Mn}}SO_4 + K_2SO_4 + H_2O \qquad 8.1$$

відбувається у розчині, тому оформлення її рівняння зручніше проводити методом електронно-іонного балансу (напівреакцій). Визначаємо і записуємо елементи, які змінюють ступінь окиснення (Карбон і Манган):

$$C^{3+} \rightarrow C^{4+}$$
$$Mn^{7+} \rightarrow Mn^{2+}. \qquad 8.2$$

Тобто Карбон (C^{3+}), а значить і молекула $H_2C_2O_4$ – відновники, а манган (Mn^{7+}) і молекула $KMnO_4$ – окисники. $H_2C_2O_4$ є слабким електролітом, а $KMnO_4$ – сильним. Тому молекула $KMnO_4$ дисоціює у розчині на іони K^+ та MnO_4^-. Складаємо напівреакції окиснення та відновлення з урахуванням матеріального балансу і балансу зарядів:

$$H_2C_2O_4 - 2\bar{e} \rightarrow 2CO_2 + 2H^+ \quad 2 \quad 5 \quad 10$$
$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + H_2O \quad 5 \quad 2 \qquad 8.3$$

Сумуємо дві напівреакції з урахуванням основних коефіцієнтів і одержуємо рівняння цієї ОВР в іонному вигляді:

$$5H_2C_2O_4 + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 10CO_2 + 2Mn^{2+} + 10H^+ + 8H_2O. \qquad 8.4$$

Скорочуємо іони Гідрогену справа і зліва, отримуємо:

$$5H_2C_2O_4 + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 10CO_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O. \qquad 8.5$$

Розставляємо відповідні коефіцієнти в молекулярному рівнянні:

$$5H_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 10CO_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O. \quad 8.6$$

2. Можна розставити коефіцієнти в цьому рівнянні і за допомогою методу електронного балансу. Але треба пам'ятати, що цим методом знаходять коефіцієнти тільки перед окисником та відновником та їх зміненими формами:

$$H_2\overset{3+}{\underline{C}}_2O_4 + K\overset{7+}{\underline{Mn}}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow \overset{4+}{\underline{C}}O_2 + \overset{2+}{\underline{Mn}}SO_4 + K_2SO_4 + H_2O \quad 8.7$$

Так само, як і в методі напівреакцій, визначаємо та записуємо елементи, які змінюють ступінь окиснення (Карбон і Манган), та кількість електронів, що віддається або приєднується кожним атомом:

$$\begin{array}{lccc} C^{3+} - 2\bar{e} \rightarrow C^{4+} & 2 & & 5 \\ & & 10 & \\ Mn^{7+} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} & 5 & & 2 \end{array} \quad 8.8$$

Інші коефіцієнти шукають шляхом звичайного добору:

$$5H_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 10CO_2 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O. \quad 8.9$$

Тип наведеної реакції – міжмолекулярна ОВР, оскільки окисник та відновник містяться в молекулах різних речовин.

3. Еквівалент окисника чи відновника дорівнює відношенню його молярної маси до кількості електронів, прийнятих або відданих однією молекулою окисника чи відновника.

З наведених напівреакцій видно, що одна молекула $KMnO_4$ приймає п'ять електронів, а одна молекула $H_2C_2O_4$ віддає два електрони.

Проводимо розрахунок:

$$\begin{gathered} M(KMnO_4) = 39 + 55 + 16\cdot4 = 158 \text{ г/моль}, \\ M(H_2C_2O_4) = 1\cdot2 + 12\cdot2 + 16\cdot4 = 90 \text{ г/моль}, \\ E(KMnO_4) = \frac{158}{5} = 31{,}6, \text{ г/моль}, \\ E(H_2C_2O_4) = \frac{90}{2} = 45, \text{ г/моль}, \end{gathered} \quad 8.10$$

де $M(KMnO_4)$ – молярна маса калій перманганату, г/моль;

$M(H_2C_2O_4)$ – молярна маса щавлевої кислоти, г/моль;

$E(KMnO_4)$ – еквівалентна маса калій перманганату, г/моль;

$E(H_2C_2O_4)$ – еквівалентна маса щавлевої кислоти, г/моль;, г/моль.

Завдання 18. **Складання рівнянь ОВР**

Закінчити рівняння ОВР, які наведено в табл. 23. Розставити коефіцієнти за допомогою одного з відомих вам методів.

Таблиця 23

Варіанти до завдання 18

Варіант	ОВР
1	$H_2O_2 + MnO_2 \rightarrow$ …….
2	$Na_2SO_3 + S \rightarrow$ …….
3	$Mn(OH)_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_2 +$ …..
4	$NaAsO_2 + I_2 + NaOH \rightarrow Na_3AsO_4 +$ …..
5	$HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 +$ ……
6	$Cu_2O + HNO_3 \rightarrow NO +$ …….
7	$KI + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow I_2 +$ ……
8	$S + H_2SO_4$ (конц.) $\rightarrow SO_2 +$ ……
9	$C + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow CO_2 +$ ……
10	$FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ ……..
11	$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow S +$ ……..
12	$H_2SO_4 + H_2S \rightarrow$ …….
13	$KOH + Cl_2 \rightarrow$ …….
14	$O_2 + MnO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 +$ ….
15	$H_2S + O_2 \rightarrow$ ……..
16	$KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ …….

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Розглянемо незакінчене рівняння ОВР:

$$KN\overset{3+}{O_2} + KM\overset{7+}{n}O_4 + H_2SO_4 \rightarrow \text{…….}$$

Ця реакція відбувається у розчині, тому оформлення її рівняння зручніше проводити методом напівреакцій. Визначаємо елементи, які можуть змінюватит ступінь окиснення – Нітроген і Манган. Манган у сполуці $KMnO_4$ має найвищий ступінь окиснення +7, тобто в ОВР може бути лише окисником, тоді Нітроген (N^{3+}) у сполуці KNO_2 буде відновником.

2. Відомо, що Mn^{7+} в кислому середовищі відновлюється до катіона Mn^{2+}. Більш вірогідно, що N^{3+} буде окиснюватися до N^{5+}, що входить до складу іона NO_3^-.

3. KNO_2 та $KMnO_4$ – сильні електроліти. Тому молекула $KMnO_4$ дисоціює у розчині на іони K^+ та MnO_4^-, а молекула KNO_2 на іони K^+ та NO_2^-. Складаємо напівреакції окиснення та відновлення з урахуванням матеріального балансу і балансу зарядів та кислого середовища:

$$NO_2^- + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow NO_3^- + 2H^+ \quad 2 \qquad 5$$

$$10$$

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + H_2O \quad 5 \qquad 2 \qquad 8.11$$

4. Сумуємо дві напівреакції з урахуванням основних коефіцієнтів і одержуємо рівняння цієї ОВР в іонному вигляді:

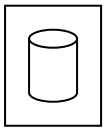
$$5NO_2^- + 5H_2O + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5NO_3^- + 10H^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O. \quad 8.12$$

5. Скорочуємо іони Гідрогену та молекули води справа і зліва, отримуємо:

$$5NO_2^- + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 5NO_3^- + 2Mn^{2+} + 3H_2O. \quad 8.13$$

6. Записуємо рівняння реакції в молекулярному вигляді, враховуючи існування в розчині аніонів SO_4^{2-} внаслідок дисоціації сульфатної кислоти та катіонів K^+. Розставляємо відповідні коефіцієнти в молекулярному рівнянні:

$$5KNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5KNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O. \quad 8.14$$



Лабораторна робота №7
Окисно-відновні реакції

Мета роботи: навчитися відрізняти реакції, які проходять без зміни та зі зміною ступеня окиснення елементів; в ОВР визначати окисник та відновник, окисні та відновні процеси; складати рівняння ОВР; розраховувати стехіометричні коефіцієнти методами електронного балансу або методом напівреакцій.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Міжмолекулярні ОВР**

1.1. У колбу вносимо 4–5 крапель розчину калій дихромату та додаємо 2 краплі розчину сульфатної кислоти (1:4) і 5–7 крапель розчину натрій сульфіту.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + \ldots\ldots\ldots .$$

Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник: _____ ; відновник: _____ .

1.2. У колбу вносимо 4–5 крапель розчину купрум сульфату та додаємо 4–5 крапель розчину калій йодиду.
Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

1.3. У колбу вносимо 4–5 крапель розчину калій перманганату та додаємо 2 краплі розчину сульфатної кислоти (1:4) і 7–10 крапель розчину гідроген пероксиду.
Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції:

$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + \ldots\ldots\ldots .$$

Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

Дослід 2. **Внутрішньомолекулярні ОВР**

2.1. Вміщуємо невелику кількість амоній дихромату у фарфорову чашку та нагріваємо до початку реакції.
Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції:

$$(NH_4)Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_7 + N_2\uparrow + \ldots\ldots .$$

Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

2.2. У суху пробірку вміщуємо декілька кристалів калій перманганату і нагріваємо протягом 3–5 хв. Вносимо в пробірку тліючу лучину.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції:

$$KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + \ldots\ldots\ldots\ .$$

Схема напівреакцій:

Процес окиснення:_____ .

Процес відновлення: _____ .

Окисник:_____ ; відновник: _____ .

Дослід 3. **ОВР диспропорціювання**

3.1. У пробірку вносимо 10–12 крапель розчину калій гідроксиду та додаємо декілька кристалів йоду.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції:

$$KOH + I_2 \rightarrow KIO_3 + KI + \ldots\ldots\ldots\ .$$

Схема напівреакцій:

Процес окиснення:_____ .

Процес відновлення: _____ .

Окисник:_____ ; відновник: _____ .

3.2. У пробірку вносимо 10–12 крапель розчину гідроген пероксиду та додаємо декілька кристалів манган (IV) оксиду, одержаного в досліді 2.2.

Спостерігаємо:_____ .

Молекулярне рівняння реакції: _____ .

Схема напівреакцій:

Процес окиснення:_____ .

Процес відновлення: _____ .

Окисник:_____ ; відновник: _____ .

Дослід 4. **Окисно-відновна подвійність сполук Феруму**

4.1. У пробірку вносимо 4–5 крапель розчину ферум (II) сульфату та додаємо 2 краплі розчину сульфатної кислоти (1:4) і 2–3 краплі розчину калій дихромату.

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

4.2. У пробірку вносимо 4–5 крапель розчину ферум (III) хлориду та додаємо 3–5 крапель розчину станум (II) хлориду.
Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

Дослід 5. **Вплив середовища на характер перебігу ОВР**

5.1. У пробірку вносимо 4–5 крапель розчину калій перманганату, додаємо 4–5 крапель розчину сульфатної кислоти (1:4) та 4–5 крапель розчину натрій сульфіту.
Спостерігаємо:_____ .
Середовище: _____ .
Молекулярне рівняння реакції:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + \text{……..} \quad .$$

Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

5.2. У пробірку вносимо 4–5 крапель розчину калій перманганату, додаємо 4–5 крапель дистильованої води та 4–5 крапель розчину натрій сульфіту.
Спостерігаємо:_____ .
Середовище: _____ .
Молекулярне рівняння реакції:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + \text{……..} \quad .$$

Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .

Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

5.3. У пробірку вносимо 4–5 крапель розчину калій перманганату, додаємо 4–5 крапель розчину калій гідроксиду та 4–5 крапель розчину натрій сульфіту.

Спостерігаємо:_____ .
Середовище: _____ .
Молекулярне рівняння реакції:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + \text{……..} \quad .$$

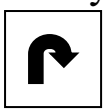
Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

Висновок:_____
_____ .

Зразок оформлення лабораторної роботи див. у дод. 6.

Тема 9. Комплексні сполуки

У результаті вивчення цієї теми необхідно засвоїти основні положення координаційної теорії, класифікацію та номенклатуру комплексних сполук, вміти складати формулу комплексних сполук та рівняння реакції за їх участю в молекулярному та іонному вигляді, записувати рівняння первинної та вторинної дисоціації, а також оцінювати стійкість комплексних іонів за значенням константи нестійкості, передбачати можливість руйнування комплексів іншими сполуками.



Питання для самоконтролю.

1. Дайте визначення поняття комплексних сполук.
2. Яка різниця між комплексними сполуками та подвійними солями?
3. Основні положення координаційної теорії Вернера.
4. Тип хімічного зв'язку в комплексних сполуках.
5. Назвіть основні складові частини комплексної сполуки.

6. Що називають комплексоутворювачем? Які елементи можуть бути комплексоутворювачами?

7. Що таке координаційне число? Від чого воно залежить?

8. Наведіть значення координаційних чисел для найрозповсюджених іонів комплексоутворювачів.

9. Що таке ліганди? Класифікація лігандів.

10. Що називають координаційною ємністю (дентатністю) лігандів?

11. Чому дорівнює заряд комплексного іона?

12. Як розрізняються комплексні сполуки за знаком заряду їх комплексного іона?

13. Номенклатура комплексних сполук.

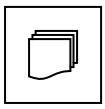
14. Назвіть основні види комплексних сполук.

15. Види ізомерії комплексних сполук.

16. У чому полягає дисоціація комплексних сполук у водних розчинах? Первинна та вторинна дисоціація.

17. Як константа нестійкості комплексів характеризує стійкість комплексних сполук?

18. Механізми руйнування комплексних сполук.



Завдання для самостійної роботи

Завдання 19. **Складання формул та визначення властивостей комплексних сполук**

Для кожного варіанта (табл. 24) необхідно:

1. Скласти формулу комплексної сполуки та можливі рівняння її одержання, назвати цю формулу.

2. Скласти рівняння первинної та вторинної дисоціації комплексу.

3. Записати вираз для константи нестійкості.

4. Визначити можливість руйнування комплексу з концентрацією розчину 0,05моль/дм^3 та концентрацією ліганду 0,1 моль/дм^3:

1) розчином NaOH з концентрацією $1\cdot10^{-3}$ моль/дм^3;

2) розчином Na_3PO_4 з концентрацією $1\cdot10^{-5}$ моль/дм^3.

Таблиця 24

Варіанти до завдання 19

Варіант	Частинки, що входять до складу комплексу	$К_{нест.}$	ДР $Me(OH)_x$	ДР $Me_y(PO4)_x$
1	NH_3, Ni^{2+}, CNS^-	$1{,}9\cdot10^{-9}$	$2{,}0\cdot10^{-15}$	$1{,}7\cdot10^{-13}$
2	Fe^{3+}, SO_4^{2-}, Na^+	$4\cdot10^{-8}$	$3{,}2\cdot10^{-38}$	$1{,}3\cdot10^{-22}$
3	Cd^{2+}, $S_2O_3^{2-}$, Na^+	$6{,}35\cdot10^{-9}$	$4{,}5\cdot10^{-15}$	$2{,}2\cdot10^{-33}$
4	Cd^{2+}, NH_3, Cl^-	$7{,}6\cdot10^{-8}$	$4{,}5\cdot10^{-15}$	$2{,}2\cdot10^{-33}$
5	Fe^{3+}, CN^-, Na^+	$1{,}0\cdot10^{-44}$	$3{,}2\cdot10^{-38}$	$1{,}3\cdot10^{-22}$
6	Ag^+, NH_3, I^-	$9{,}3\cdot10^{-8}$	$1{,}6\cdot10^{-8}$	$1{,}3\cdot10^{-20}$
7	Ag^+, NO_2^-, K^+	$1{,}8\cdot10^{-3}$	$1{,}6\cdot10^{-8}$	$1{,}3\cdot10^{-20}$
8	Ag^+, $S_2O_3^{2-}$, K^+	$1{,}1\cdot10^{-13}$	$1{,}6\cdot10^{-8}$	$1{,}3\cdot10^{-20}$
9	Al^{3+}, F^-, Na^+	$2{,}0\cdot10^{-28}$	$1{,}0\cdot10^{-32}$	$5{,}75\cdot10^{-19}$
10	Cu^{2+}, Cl^-, Na^+	$2{,}0\cdot10^{-4}$	$2{,}2\cdot10^{-20}$	$8{,}3\cdot10^{-16}$
11	Cu^{2+}, NH_3, Cl^-	$4{,}6\cdot10^{-14}$	$2{,}2\cdot10^{-20}$	$8{,}3\cdot10^{-16}$
12	Zn^{2+}, NH_3, Cl^-	$4{,}0\cdot10^{-10}$	$7{,}1\cdot10^{-18}$	$9{,}1\cdot10^{-33}$
13	Zn^{2+}, CN^-, Na^+	$6{,}3\cdot10^{-18}$	$7{,}1\cdot10^{-18}$	$9{,}1\cdot10^{-33}$
14	Cu^{2+}, CN^-, Na^+	$5{,}0\cdot10^{-31}$	$2{,}2\cdot10^{-20}$	$8{,}3\cdot10^{-16}$
15	Cr^{3+}, SCN-, K^+	$6{,}35\cdot10^{-4}$	$4{,}0\cdot10^{-45}$	$1{,}0\cdot10^{-17}$
16	Cd^{2+}, CN^-, K^+	$7{,}8\cdot10^{-18}$	$4{,}5\cdot10^{-15}$	$2{,}2\cdot10^{-33}$

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Комплексоутворювачем зазвичай є катіон металу d-елемента, в нашому випадку це Cd^{2+}. Координаційне число Cd^{2+} дорівнює чотирьом. Лігандами можуть бути аніони чи нейтральні молекули. В нашому випадку це CN^-. Внутрішня сфера комлексу:

$$[Cd(CN)_4]^{2-}.$$

Заряд внутрішньої сфери комплексу дорівнює сумі зарядів катіона комплексоутворювача та зарядів лігандів:

$$+2 + 4\cdot(-1) = -2. \qquad 9.1$$

Зовнішню сферу комплекса складають катіони K^+. Таким чином, комплексна сполука має склад:

$$K_2[Cd(CN)_4].$$

Назва цієї сполуки − калій тетраціанокобальтат (II).

2. Складемо рівняння дисоціації комплексної сполуки.

Первинна дисоціація:

$$K_2[Cd(CN)_4] \leftrightarrow 2K^+ + [Cd(CN)_4]^{2-}.$$

Вторинна дисоціація:

$$[Cd(CN)_4]^{2-} \leftrightarrow Cd^{2+} + 4CN^-.$$

3. Вторинна дисоціація – процес зворотній. Комплексний іон дисоціює як слабкий електроліт, який характеризується константою рівноваги, що має назву константа нестійкості. Згідно з законом діючих мас:

$$K_{нест.} = \frac{[Cd^{2+}] \cdot [CN^-]^4}{[[Cd(CN)_4]^{2-}]}, \qquad 9.2$$

де $K_{нест.}$ – константа нестійкості комплексу;

$[Cd^{2+}]$ – рівноважна концентрація кадмій(2+)-іона, г/моль;

$[CN^-]$ – рівноважна концентрація ціанід-іона, г/моль;

$[Cd(CN)_4]^{2-}$ – рівноважна концентрація тетраціанокобальтат(2+)-іону, г/моль.

4. Визначаємо можливість руйнування комплексу $K_2[Cd(CN)_4]$:

1) розчином NaOH з концентрацією $1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм^3. Умова утворення осаду $Cd(OH)_2$:

$$[Cd^{2+}] \cdot [OH^-]^2 > ДР_{Cd(OH)_2}, \qquad 9.3$$

де $ДР_{Cd(OH)_2}$ – добуток розчинності кадмій гідроксиду;

$[Cd^{2+}]$ – рівноважна концентрація кадмій(2+)-іона, г/моль;

$[OH^-]$ – рівноважна концентрація гідроксид-іона, г/моль.

У розчині комплексної солі концентрація катіонів Cd^{2+} розраховується на основі рівняння ЗДМ:

$$[Cd^{2+}] = \frac{K_{нест.} \cdot [[Cd(CN)_4]^{2-}]}{[CN^-]^4} = \frac{7{,}8 \cdot 10^{-18} \cdot 0{,}05}{(0{,}1)^4} = 3{,}9 \cdot 10^{-15} \text{ моль/дм}^3, \qquad 9.4$$

де $K_{нест.}$ – константа нестійкості комплексу;

$[Cd^{2+}]$ – рівноважна концентрація кадмій(2+)-іона, г/моль;

$[CN^-]$ – рівноважна концентрація ціанід-іона, г/моль;

$[Cd(CN)_4]^{2-}$ – рівноважна концентрація тетраціанокобальтат(2+)-іона, г/моль.

Тоді концентрація іонів OH^-, яка необхідна для осадження кадмію у вигляді кадмій гідроксиду, дорівнює:

$$[OH^-] > \sqrt{\frac{ДР_{Cd(OH)_2}}{[Cd^{2+}]}} = \sqrt{\frac{4{,}5 \cdot 10^{-15}}{3{,}9 \cdot 10^{-15}}} \approx 1 \text{ моль/дм}^3, \qquad 9.5$$

де $ДР_{Cd(OH)_2}$ – добуток розчинності кадмій гідроксиду;

$[Cd^{2+}]$ – рівноважна концентрація кадмій(2+)-іону, г/моль;

$[OH^-]$ – рівноважна концентрація гідроксид-іону, г/моль.

Таким чином, при концентрації іонів OH^- менше ніж 1 моль/дм^3 рівновага зсунена у бік утворення комплексного іона і осад не утворюється (за умовою концентрація OH^- дорівнює $1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм^3).

2) розчином Na_3PO_4 з концентрацією $1 \cdot 10^{-5}$ моль/дм^3. Умова утворення осаду $Cd_3(PO_4)_2$:

$$[Cd^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2 > ДР_{Cd_3(PO_4)_2}, \qquad 9.6$$

де $ДР_{Cd_3(PO_4)_2}$ – добуток розчинності кадмій фосфату;

$[Cd^{2+}]$ – рівноважна концентрація кадмій(2+)-іона, г/моль;

$[PO_4^{3-}]$ – рівноважна концентрація фосфат(3-)-іона, г/моль.

Значення концентрації катіонів Cd^{2+} таке саме, як і в попередньому випадку:

$$[Cd^{2+}] = 3{,}9 \cdot 10^{-15} \text{ моль/дм}^3.$$

Тоді концентрація іонів PO_4^{3-}, яка необхідна для осадження кадмію у вигляді кадмій фосфату, дорівнює:

$$[OH^-] > \sqrt{\frac{ДР_{Cd_3(PO_4)_2}}{[Cd^{2+}]}} = \sqrt{\frac{2{,}2 \cdot 10^{-33}}{3{,}9 \cdot 10^{-15}}} \approx 7{,}5 \cdot 10^{-10} \text{ моль/дм}^3, \qquad 9.7$$

де $ДР_{Cd_3(PO_4)_2}$ – добуток розчинності кадмій фосфату;

$[Cd^{2+}]$ – рівноважна концентрація кадмій(2+)-іона, г/моль;

$[PO_4^{3-}]$ – рівноважна концентрація фосфат(3-)-іона, г/моль.

Таким чином, при концентрації іонів PO_4^{3-} більше ніж $7{,}5 \cdot 10^{-10}$ моль/дм^3, рівновага зсунена у бік утворення осаду (за умовою концентрація PO_4^{3-} дорівнює $1 \cdot 10^{-5}$ моль/дм^3):

$$3[Cd(CN)_4]^{2-} + 2PO_4^{3-} \leftrightarrow Cd_3(PO_4)_2\downarrow + 12CN^-. \qquad 9.8$$

Лабораторна робота №8
Отримання та визначення властивостей комплексних сполук

Мета роботи: навчитися отримувати комплексні сполуки та давати їм назву; вивчити складові частини комплексних сполук; складати рівняння утворення та дисоціації комплексних сполук, розраховувати їх основні рівноважні характеристики.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Утворення комплексного катіону**

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель купрум сульфату та додаємо 4–5 крапель розчину амоній гідроксиду.

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Іонне рівняння реакції: _____ .

Потім краплями додаємо надлишок амоній гідроксиду.

Спостерігаємо:_____ .
Утворюється комплексна сполука з координаційним числом 4.
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Іонне рівняння реакції: _____ .
Комплексоутворювач: _____ .
Ліганди: _____ .
Зовнішня сфера комплексу: _____ .
Внутрішня сфера комплексу: _____ .
Рівняння дисоціації комплексу: _____ .

Дослід 2. **Утворення комплексного аніону**

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель бісмут нітрату та додаємо 4–5 крапель розчину калій йодиду.

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Іонне рівняння реакції: _____ .

Потім краплями додаємо надлишок калій йодиду.

Спостерігаємо:_____ .
Утворюється комплексна сполука з координаційним числом 6.
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Іонне рівняння реакції: _____ .

Комплексоутворювач: _____ .
Ліганди: _____ .
Зовнішня сфера комплексу: _____ .
Внутрішня сфера комплексу: _____ .
Рівняння дисоціації комплексу: _____ .

Дослід 3. **Хімічні властивості комплексних сполук**

3.1. Реакції обміну.

До 2–3 крапель розчину купрум сульфату додаємо 2–3 краплі розчину калій гексаціаноферату (II) ($K_4[Fe(CN)_6]$).

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Іонне рівняння реакції: _____ .
Рівняння первинної дисоціації комплексу: _____ .
Рівняння вторинної дисоціації комплексу: _____ .

До 2–3 крапель розчину ферум (III) хлориду додаємо 2–3 краплі розчину калій гексаціаноферату (II).

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції: _____ .
Іонне рівняння реакції: _____ .
Рівняння первинної дисоціації комплексу: _____ .
Рівняння вторинної дисоціації комплексу: _____ .

3.2. Окисні властивості комплексного іона.

До 2–3 крапель розчину калій йодиду додаємо 1–2 краплі хлороформу та декілька крапель калій гексаціаноферату (III) ($K_3[Fe(CN)_6]$).

Спостерігаємо:_____ .
Молекулярне рівняння реакції:

$$K_3[Fe(CN)_6] + KI \rightarrow K_4[Fe(CN)_6] + \ldots\ldots .$$

Схема напівреакцій:
Процес окиснення:_____ .
Процес відновлення: _____ .
Окисник:_____ ; відновник: _____ .

Висновок:_____
_____ .

Зразок оформлення лабораторної роботи див. у дод. 7.

Тема 10. Колоїдні системи

Унаслідок вивчення теми необхідно: розрізняти істинні та колоїдні розчини; знати склад, класифікацію, хімічні та фізичні властивості колоїдних розчинів, методи їх отримання та напрямки використання.

Питання для самоконтролю

1. Що таке колоїдні розчини?
2. Наведіть класифікацію дисперсійних систем.
3. Назвіть основні способи отримання колоїдних систем.
4. У чому суть методу конденсації? Наведіть приклади отримання колоїдних розчинів методом конденсації.
5. У чому суть методу пептизації? Наведіть приклади отримання колоїдних розчинів методом пептизації.
6. Назвіть основні складові міцели золю.
7. Особливості будови подвійного електричного шару.
8. Що таке емульсія? У чому полягає явище стабілізації емульсії?
9. Які речовини відносять до поверхнево-активних речовин?
10. Сформулюйте правило Дюкло-Траубе.
11. Як відбувається миюча дія мила або прального порошку?
12. У чому суть ефекту Тіндаля?
13. Що таке коагуляція? Які фактори сприяють коагуляції?
14. Що таке поріг коагуляції?
15. Сформулюйте правило Шульца-Гарді.
16. Назвіть особливості поведінки розчинів високомолекулярних сполук.

Завдання для самостійної роботи.

Завдання 20. **Складання формул та визначення властивостей міцел золю**

1. Запишіть формулу міцели золю, отриманого змішуванням рівних об'ємів електролітів із зазначеною концентрацією (табл. 25).
2. Які іони можуть спричиняти коагуляцію отриманого золю?
3. Розрахуйте поріг коагуляції електроліту, якщо для коагуляції 10см^3 золю було використано певний об'єм електроліту із зазначеною концентрацією. Вкажіть, який іон з електроліту викликатиме коагуляцію.

Таблиця 25

Варіанти до завдання 20

Варіант	Електроліти, що були використані для приготування золів						Коагулюючий електроліт		
		C_{H_1}, моль/дм^3	V_1, см^3		C_{H_2}, моль/дм^3	V_2 см^3		C_H, моль/дм^3	V, см^3
1	KCl	0,001	100	$AgNO_3$	0,012	70	$MgSO_4$	0,01	5,2
2	Na_2S	0,02	60	$CoCl_2$	0,01	80	KCl	1	3,4
3	$Pb(NO_3)_2$	0,5	20	KI	0,12	60	Na_2SO_4	0,01	3
4	$AlCl_3$	0,014	50	NaOH	0,026	30	$BaCl_2$	0,01	4,1
5	$AgNO_3$	0,05	25	KBr	0,05	40	$FeCl_3$	0,001	3,2
6	$AgNO_3$	0,06	30	NH_4Cl	0,02	50	K_3PO_4	0,001	2,3
7	KBr	0,08	20	$AgNO_3$	0,05	40	Na_2SO_4	0,01	6,8
8	NaI	0,01	60	$AgNO_3$	0,006	30	KCl	1	12,4
9	$AgNO_3$	0,04	30	NaBr	0,02	70	$K_3[Fe(CN)_6$	0,001	1,5
10	$BaCl_2$	0,015	30	Na_2SO_4	0,005	30	K_3PO_4	0,001	5,1
11	$NiCl_2$	0,01	50	Na_2S	0,02	50	$AlCl_3$	0,005	1,8
12	KOH	0,01	50	$AlCl_3$	0,005	50	$MgCl_2$	0,025	7,3
13	$(NH_4)_2S$	0,001	50	$CuCl_2$	0,01	50	Na_2SO_4	0,03	4,6
14	$CdCl_2$	0,025	50	K_2CrO_4	0,015	75	Na_2SO_4	1	9,2
15	$CuCl_2$	0,03	10	NH_4OH	0,01	45	$MgSO_4$	0,01	7,2
16	$AgNO_3$	0,12	40	KI	0,14	32	$FeCl_3$	0,001	5,1

Приклад виконання завдання
(Варіант 16)

1. Знаходимо кількість електролітів, що змішали:

$$\nu(AgNO_3) = C_1 \cdot V_1 = 0{,}12 \cdot 0{,}4 = 0{,}048 \text{ моль},$$
$$\nu(KI) = C_2 \cdot V_2 = 0{,}14 \cdot 32 = 0{,}045 \text{ моль}, \qquad 10.1$$

де $\nu(AgNO_3)$ – кількість еквіваленту аргентум нітрату, моль;
$\nu(KI)$ – кількість еквіваленту калій йодиду, моль;
C_1, C_2– початкова еквівалентна концентрація компонентів, моль/дм^3;
V_1, V_2 – об'єм компонентів, що взяли для отримання золю.

$AgNO_3$ міститься в надлишку. Внаслідок реакції:

$$AgNO_3 + KI \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3. \qquad 10.2$$

Малорозчинна сіль AgI утворює колоїдний розчин внаслідок конденсації молекул AgI. На поверхні осаду (ядро міцели) адсорбуються надлишкові іони Ag^+. Іони Ag^+ – потенціалутворювальні іони, протиіонами є іони NO_3^-. Формула міцели золю має вигляд:

$$\{\ m[AgI]nAg^+(n-x)NO_3^-\ \}^{x+}xNO_3^-. \qquad 10.3$$

2. Поверхня золю має позитивний заряд, тому коагулюючу дію до цієї поверхні будуть мати негативно заряджені іони.

3. З електроліту $FeCl_3$ коагулюючу дію матиме аніон Cl^-. З розрахунку на 1дм^3 золю поріг коагуляції дорівнює:

$$X = \frac{C \cdot V \cdot 1000}{V + V_з} = 0{,}34,$$

$$X = \frac{0{,}001 \cdot 5{,}1 \cdot 1000}{15{,}1} = 0{,}34 \text{ ммоль·екв/дм}^3, \qquad 10.4$$

де X – поріг коагуляції, ммоль·екв/дм^3;

C – еквівалентна концентрація коагулюючого електроліту, моль/дм^3;

V – об'єм електроліту, що викликав коагуляцію, см^3;

$V_з$ – об'єм золю, що досліджували на коагуляцію, см^3.

Лабораторна робота №9
Методи отримання колоїдних систем

Мета роботи: закріпити знання про класифікацію колоїдних систем; вивчити на практиці загальні методи отримання золів, суспензії, дослідити властивості емульсій та отримані колоїдні розчини на ефект Тіндаля.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Отримання суспензії вуглецю**

Невелику кількість вуглецю ретельно розчавлюють у ступці. Потім до отриманого порошку додають 3–5 см^3 дистильованої води та знову розчавлюють. Таким чином отримують полідисперсійну систему – суспензію вуглецю.

Дослід 2. **Методи отримання золів**

2.1. Метод фізичної конденсації.

У пробірку наливаємо 5 $см^3$ дистильованої води та додаємо краплями (приблизно 5–10 крапель) спиртовий розчин сірки (ω = 2 %).

Спостерігаємо: _____ .

Причини явища, що спостерігається: _____ .

У пробірку наливаємо 5 $см^3$ дистильованої води та додаємо краплями (приблизно 5–10 крапель) спиртовий розчин каніфолі (ω = 2%).

Спостерігаємо: _____ .

Причини явища, що спостерігається: _____ .

2.2. Метод обміну.

До 10 $см^3$ розчину калій гексаціаноферату (II) ($K_4[Fe(CN)_6]$) з ω = 0,01 % додаємо 2–3 краплі розчину ферум (III) хлориду (ω = 2 %).

Спостерігаємо:_____ .

Рівняння реакції: _____ .

Формула золю: _____ .

До 10 $см^3$ розчину калій гексаціаноферату (II) ($K_4[Fe(CN)_6]$) з ω = 0,01 % додаємо 2–3 краплі розчину купрум сульфату (ω = 1 %).

Спостерігаємо:_____ .

Рівняння реакції: _____ .

Формула золю: _____ .

2.3. Метод пептизації.

До 5 $см^3$ розчину ферум (III) хлориду (ω = 2 %) додаємо 1 $см^3$ насиченого розчину калій гексаціаноферату (II). Осад відфільтровуємо та промиваємо дистильованою водою. Для отримання золю берлінської лазурі осад на фільтрі обробляємо щавлевою кислотою ($C(\frac{1}{2}H_2C_2O_4)$ = 0,1 моль/$дм^3$).

2.4. Метод гідролізу солі.

У конічну колбу відміряємо 100 $см^3$ дистильованої води та нагріваємо до кипіння. В окріп додаємо краплями 10 $см^3$ розчину ферум (III) хлориду (ω=2 %).

Спостерігаємо:_____ .

Загальне рівняння гідролізу : __ .

І ступінь гідролізу: _____ .
ІІ ступінь гідролізу: _____ .
ІІІ ступінь гідролізу: _____ .
Формули міцел золю: _____ .

Дослід 3. **Отримання емульсії**

У дві пробірки наливаємо по 5 $см^3$ дистильованої води та додаємо по 1 $см^3$ гасу. У першу пробірку додаємо 5 $см^3$ води, у другу – 5 $см^3$ мила, закриваємо пробками та інтенсивно струшуємо. Пробірки ставимо у штатив і відстоюємо близько 5 хв.

Спостерігаємо:_____ .
Зобразити схему орієнтації молекул мила на поверхні гасу: _____ .

Дослід 4. **Ефект Тіндаля**

Беремо пробірки, в яких попередньо було отримано золі (досліди 2.1–2.4) та емульсію (дослід 3). Зі спеціального пристрою крізь кожну з них пропускаємо потік світла .

Спостерігаємо:_____ .
Пояснити ефект: _____ .

Висновок:_____
_____ .

Теми рефератів

1. Вплив характеру хімічного зв'язку в металах на особливості їх хімічних та фізичних властивостей.
2. Гіпсування та вапнування грунтів.
3. Окисно-відновні процеси у навколишньому середовищі.
4. Використання окисно-відновних реакцій у технологічних процесах охорони природи від промислових забруднень.
5. Біоліганди. Природні амінокислоти, пептиди, білки, нуклеотиди.
6. Гумати і штучні органічні пестициди як ліганди комплексних сполук.
7. Найважливіші типи біокомплексів. Гемоглобін та хлорофіл як комплексні сполуки.
8. Кормові добавки та лікарські препарати на основі комплексних сполук.
9. Біоенергетичні комплекси та їх роль у навколишньому середовищі.
10. Координаційні можливості біогенних металів.
11. Грунт як джерело надходження іонів металів у рослини.
12. Значення мікроелементів для росту та розвитку рослин.
13. Поширеність біоелементів, їх фізичні та хімічні властивості.
14. Особливості будови атомів біоелементів і типові ступені окиснення в сполуках.
15. Хімічні властивості біоелементів та їх сполук.
16. Реакція одержання біоелементів та їх типових природних сполук.
17. Застосування сполук біоелементів у сільскому господарстві.
18. Роль біоелементів в екології довкілля та для живих організмів.
19. Хімічні особливості екологічно значущих сполук Оксигену: води, озону, пероксидів.
20. Хімічні особливості екологічно значущих сполук Флуору: фторидної кислоти та фторидів.
21. Хімічні особливості екологічно значущих сполук Сульфуру: дигідрогенсульфіду, сульфатної кислоти та сульфатів.
22. Хімічні особливості екологічно значущих сполук Нітрогену: аміаку та його похідних, нітратної кислоти та нітратів.
23. Хімічні особливості екологічно значущих сполук Фосфору: фосфатної кислоти та фосфатів.
24. Хімічні особливості екологічно значущих сполук Карбону: оксиду карбону та карбонатів.

Додатки

Додаток 1

Зразок оформлення лабораторної роботи № 1

Лабораторна робота №1
Основні класи неорганічних сполук

Мета роботи: навчитися проводити пробіркові досліди; складати рівняння хімічних реакцій; закріпити знання з методів отримання та хімічних властивостей речовин; зрозуміти генетичний зв'язок між основними класами неорганічних сполук.

Дослід 1. **Хімічні властивості простих речовин**

1.1. Властивості металів (взаємодія металів з кислотами).
Спостерігаємо: розчинення гранули цинку та виділення газу .
Рівняння реакції:

$$Zn + 2H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + SO_2\uparrow + H_2O\ .$$

……..
……

Результати кожної лабораторної роботи оформлюються у вигляді звіту в лабораторному журналі. Складання допуску, виконання лабораторної роботи та оформлення лабораторного журналу оцінюється викладачем.

Додаток 2

Тиск насиченої пари води при різних температурах

Температура, К	Тиск, кПа	Температура, К	Тиск, кПа
287	1,598	293	2,339
288	1,705	294	2,406
289	1,817	295	2,643
290	1,935	296	2,841
291	2,061	297	2,902
292	2,198	298	3,170

Додаток 3

Густина та концентрація водних розчинів деяких солей

ω, %	Густина розчинів солі, г/мл				
	KCl	NaCl	$CuSO_4$	Na_2SO_4	Na_2CO_3
1	1,004	1,005	1,009	1,007	1,008
2	1,011	1,012	1,019	1,016	1,016
3	1,017	1,019	1,030	1,025	1,025
4	1,023	1,026	1,040	1,034	1,034
5	1,028	1,033	1,051	1,043	1,043
6	1,036	1,041	1,062	1,053	1,053
7	1,043	1,048	1,073	1,062	1,062
8	1,050	1,056	1,084	1,072	1,072
9	1,056	1,063	1,096	1,082	1,082
10	1,063	1,070	1,107	1,091	1,092
12	–	1,086	–	–	1,113
14	–	1,101	–	–	1,134
16	–	1,116	–	–	1,156
18	–	1,132	–	–	1,179
20	–	1,148	–	–	1,203

Додаток 4

Густина та концентрація розчинів сульфатної кислоти

ω, %	ρ, г/мл	ω, %	ρ, г/мл
4	1,027	28	1,206
5	1,034	32	1,238
6	1,041	36	1,273
7	1,048	40	1,307
8	1,055	44	1,342
9	1,062	48	1,380
10	1,069	52	1,419
11	1,076	56	1,460
12	1,083	60	1,503
16	1,112	64	1,547
20	1,143	68	1,594
24	1,174	72	1,632

Додаток 5

Зразок оформлення лабораторної роботи № 6

Лабораторна робота №6
Реакції в розчинах електролітів

Мета роботи: навчитися проводити реакції в розчинах електролітів, складати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді, розраховувати параметри рівноваги в розчинах електролітів.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Утворення важкорозчинних речовин**

1.1. Утворення важкорозчинних основ.

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель купрум сульфату та додаємо 5–6 крапель розчину натрій гідроксиду.

Спостерігаємо: утворення біло-блакитного осаду.

Молекулярне рівняння реакції:

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Повне іонне рівняння реакції:

$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-}.$$

Скорочене іонне рівняння реакції:

$$Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow.$$

……

……..

Додаток 6

Зразок оформлення лабораторної роботи № 7

Лабораторна робота №7
Окисно-відновні реакції

Мета роботи: навчитися відрізняти реакції, які проходять без зміни та зі зміною ступеня окиснення елементів; в ОВР визначати окисник та відновник, окисні та відновні процеси; складати рівняння ОВР; розраховувати стехіометричні коефіцієнти методами електронного балансу або методом напівреакцій.

Дослід 1. **Міжмолекулярні ОВР**

1.1. У колбу вносимо 4–5 крапель розчину калій дихромату та додаємо 2 краплі розчину сульфатної кислоти (1:4) і 5–7 крапель розчину натрій сульфіту.

Спостерігаємо: зміну забарвлення розчину з жовтого на зелений.

Молекулярне рівняння реакції:

$$\overset{1+\ 6+\ 2-}{K_2Cr_2O_7} + 4\overset{1+\ 6+\ 2-}{H_2SO_4} + 3\overset{1+\ 4+\ 2-}{Na_2SO_3} \rightarrow \overset{3+\ 6+\ 2-}{Cr_2(SO_4)_3} + 3\overset{1+\ 6+\ 2-}{Na_2SO_4} + \overset{1+\ 6+\ 2-}{K_2SO_4} + 4\overset{1+\ 2-}{H_2O}.$$

Схема напівреакцій:

Процес окиснення: $S^{4+} - 2\bar{e} \rightarrow S^{6+}$ 2 3

6

Процес відновлення: $Cr^{6+} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^{3+}$ 3 2

Окисник: $K_2Cr_2O_7$; відновник: Na_2SO_3.

Лабораторна робота №8
Отримання та властивості комплексних сполук

Мета роботи: навчитися отримувати комплексні сполуки та давати їм назву; засвоїти складові частини комплексних сполук; складати рівняння утворення та дисоціації комплексних сполук, розраховувати їх основні рівноважні характеристики.

Експериментальна частина

Дослід 1. **Утворення комплексного катіону**

У пробірку вміщуємо 4–5 крапель купрум сульфату та додаємо 4–5 крапель розчину амоній гідроксиду.

Спостерігаємо: утворення біло-блакитного осаду.

Молекулярне рівняння реакції:

$$2CuSO_4 + 2NH_4OH \rightarrow (CuOH)_2SO_4\downarrow + (NH_4)_2SO_4.$$

Іонне рівняння реакції:

$$2Cu^{2+} + 2SO_4^{2-} + 2NH_4OH^- \rightarrow (CuOH)_2\,SO_4\downarrow + 2NH_4^+ + SO_4^{2-}.$$
$$2Cu^{2+} + 2NH_4OH^- + SO_4^{2-} \rightarrow (CuOH)_2SO_4\downarrow + 2NH_4^+.$$

Потім краплями додаємо надлишок амоній гідроксиду.

Спостерігаємо: утворення яскраво-синього розчину.

Утворюється комплексна сполука з координаційним числом 4.

Молекулярне рівняння реакції:

$$(CuOH)_2SO_4\downarrow + (NH_4)_2SO_4 + 6NH_4OH \rightarrow 2[Cu(NH_3)_4]SO_4 + 8H_2O.$$

Іонне рівняння реакції:

$$(CuOH)_2SO_4\downarrow + 2NH_4^+ + SO_4^{2-} + 6NH_4OH^- \rightarrow 2[Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2SO_4^{2-} + 8H_2O.$$
$$(CuOH)_2SO_4\downarrow + 2NH_4^+ + 6NH_4OH \rightarrow 2[Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-} + 8H_2O.$$

Комплексоутворювач: Cu^{2+}. Ліганди: NH_3 .

Зовнішня сфера комплексу: SO_4^{2-} .

Внутрішня сфера комплексу: $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

Первинна дисоціація: $[Cu(NH_3)_4]SO_4 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$;

Вторинна дисоціація: $[Cu(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Cu^{2+} + 4NH_3$.

Список рекомендованої літератури

1. Хомченко Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 463 с.

2. Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия / А.И. Болдырев. − М.: Высш. шк., 1983. – 350 с.

3. Галинкер И.С. Физическая и коллоидная химия / И.С. Галинкер, П.И. Медведев. – М.: Высш. шк., 1972. – 451 с.

4. Бондаренко І.Б. Неорганічна хімія. Окисно-відновні реакції: метод. вказівки та контрольні завдання для організації самостійної роботи студентів / І.Б. Бондаренко, Н.Л. Хименко, Л.Ф. Гребенюк. – Харків: ХНАУ ім. В.В. Докучаєва, 2006 – 22 с.

5. Сысоев Л.А. Физическая и коллоидная химия: задания для самост. работы студентов дневной и заочной формы обучения / Л.А. Сысоев, В.П. Чиненко, Н.В. Гудименко. – Харьков: ХСХИ им. В.В. Докучаева, 1990. – 45 с.

6. Глинка Н.П. Задачи и упражнения по общей химии / Н.П. Глинка. – Л.: Химия, 1986. – 271 с.

7. Практикум по физической и коллоидной химии / В.И. Гордиенко, А.М. Дубина, Н.В. Гудименко. – Харьков: ХСХИ им. В.В. Докучаева, 1983. – 90 с.

8. Витинг Л.М. Задачи и упражнения по общей химии / Л.М. Витинг, Л.А.Резнецкий. – М: МГУ, 1976. – 168 с.

9. Маршев П.М. Практикум по физической и коллоидной химии / П.М. Маршев. – М.: Высш. шк., 1967. – 151 с.

10. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии / Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1971. – 454 с.