

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

ХІМІЯ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І, ІІ КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього
середовища та збалансоване природокористування»

Одеса 2013

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

ХІМІЯ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ I, II КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього
середовища та збалансоване природокористування»

«ЗАТВЕРДЖЕНО»
на засіданні робочої групи
методичної ради
«Заочна та післядипломна освіта»

Одеса 2013

ХІМІЯ. Збірник методичних вказівок до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія з основами біогеохімії» для студентів I, II курсу заочного факультету напрямку підготовки 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування».

Укладачі: Герасименко Г.І, доц., к.х.н., Шепеліна С.І., ас., Одеса, ОДЕКУ, 2013. – 69 с.; укр. мова.

ЗМІСТ

Передмова.....	5
<i>Техніка виконання лабораторних робіт.....</i>	6
<i>Правила безпеки при роботі в хімічній лабораторії.....</i>	6
Частина I.....	11
Лабораторна робота № 1	
«ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ КРИСТАЛОГІДРАТІВ».....	11
<i>Сутність метода.....</i>	11
<i>Порядок виконання роботи.....</i>	11
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....</i>	13
Лабораторна робота № 2	
«ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНИХ МАС ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛУ».....	14
<i>Сутність метода.....</i>	14
<i>Порядок виконання роботи.....</i>	15
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....</i>	18
Лабораторна робота № 3	
«ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ».....	19
<i>Сутність метода.....</i>	19
<i>Порядок виконання роботи.....</i>	20
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....</i>	22
Лабораторна робота № 4	
«ХІМІЧНА РІВНОВАГА ТА ЇЇ ЗРУШЕННЯ».....	24
<i>Сутність метода.....</i>	24
<i>Порядок виконання роботи.....</i>	25
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....</i>	27
Лабораторна робота № 5	
«ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ ТА ЇЇ ВИЗНАЧЕННЯ»..	29
<i>Сутність метода.....</i>	29
<i>Порядок виконання роботи.....</i>	30
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....</i>	34
Лабораторна робота № 6	
«ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ».....	35
<i>Сутність метода.....</i>	35
<i>Порядок виконання роботи.....</i>	36
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи.....</i>	38

Частина II	39
Лабораторна робота № 1	
«ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ».....	39
<i>Теоретичні положення</i>	39
<i>Приклади розв'язання завдань</i>	45
<i>Питання до самоконтролю</i>	47
<i>Порядок виконання роботи</i>	48
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи</i>	51
Лабораторна робота № 2	
«ВИГОТОВЛЕННЯ ЗОЛЕЙ ТА ЇХ КОАГУЛЯЦІЯ».....	52
<i>Теоретичні положення</i>	52
<i>Приклади розв'язання завдань</i>	59
<i>Питання до самоконтролю</i>	60
<i>Порядок виконання роботи</i>	61
<i>Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи</i>	64
 Література.....	 65
 Додатки.....	 66

ПЕРЕДМОВА

Метою роботи збірника методичних вказівок до лабораторних робіт, є засвоєння основних понять та законів загальної хімії в світі сучасних уявлень та оволодіння експериментальними навичками кількісних визначень в хімії.

Збірник містить вказівки до виконання 8 лабораторних робіт, індивідуальні завдання до захисту робіт; перелік необхідної літератури та додатки.

При виконанні лабораторних робіт студент здобуває **знання**:

- теоретичних положень атомно-молекулярного вчення;
- основних понять та законів стехіометрії;
- основних понять хімічної термодинаміки;
- властивостей розчинів електролітів, способи визначення їх концентрацій;
- процесів гідролізу солей, констант гідролізу, визначення pH середовища;
- процесів окиснення та відновлення;
- колоїдно-дисперсних систем, їх стійкості та коагуляції.

Одержані знання дозволяють оволодіти **навичками**:

- експериментальної роботи в хімічній лабораторії;
- застосування хімічних приладів, посуду, терезів;
- вимірювання мас, об'ємів речовин, тиску, температури, швидкості хімічних реакцій;
- визначення констант рівноваги хімічних процесів;
- вести стехіометричні розрахунки за хімічними формулами та рівняннями;
- передбачати та визначати зміщення рівноважних процесів в залежності від зовнішніх чинників;
- визначати ступені окиснення елементів, складати рівняння ОВР різними методами.
- складати умовну хімічну формулу міцели, визначати поріг коагуляції.

Виконання лабораторної роботи **оцінюється** за:

- знанням теоретичних відомостей;
- оволодінням експериментальними навичками;
- вмінням вести розрахунки за експериментальними даними; визначати похибку дослідів;
- робити висновки щодо відповідності експериментальних результатів теоретичним положенням;
- оформленням звіту про виконання лабораторної роботи (Додаток 4).

«ТЕХНІКА ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ»

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Перед початком роботи в лабораторії отримайте у керівника інструктаж з техніки безпеки. Після отриманого інструктажу розпишіться в журналі про те, що з правилами безпечної роботи ви ознайомились, та зобов'язуетесь їх виконувати.
2. Реакції з хімічними реактивами слід виконувати з такими кількостями, в такому посуді і приладах, і в тих умовах, як це зазначено в відповідних методичних вказівках.
3. Забороняється виконувати досліди у брудному посуді. Тому після закінчення роботи студенти зобов'язані вимити весь використаний посуд.
4. Роботи, пов'язані з виділенням летких та шкідливих речовин, необхідно проводити у витяжній шафі. Концентровані хлоридну та нітратну кислоти, а також концентрований розчин амоніаку потрібно розливати у витяжній шафі.
5. Забороняється пробувати на смак або нюхати будь-які речовини, пити воду з хімічного посуду. Треба пам'ятати, що всі речовини в лабораторії більш-менш отруйні. При нагріванні речовини в посуді забороняється схилитися над посудом. Якщо при кип'ятінні розчину випадає осад, необхідно його відфільтрувати і тільки потім продовжувати кип'ятіння.
6. Електронагрівальні прилади під час роботи повинні стояти на вогнетривких підставках. Категорично заборонено підключати до однієї розетки декілька електричних приладів без спеціальної перехідної вилки. Після закінчення робіт в лабораторії треба вимикати рубильник.
7. Заборонено працювати в лабораторії одному. Присутність другої особи потрібна для надання допомоги під час нещасного випадку, пожежі тощо.
8. Після закінчення роботи потрібно впорядкувати своє робоче місце.

Хімічні реактиви

Реактиви треба зберігати в склянках, закритих пробками. На кожній склянці обов'язково повинна бути етикетка з написом хімічної назви реактиву, його формули та концентрації. Наливаючи розчин із хімічної склянки, її тримають так, щоб етикетка на ній була зверху. Не можна реактивні склянки залишати відкритими. Не можна пробками з одних склянок закривати інші.

Тверді реактиви краще брати з банок спеціальним шпателем. Реактиви, які під дією повітря та вологи псуються, повинні бути герметично закриті. Реактиви, які змінюються під дією світла, зберігаються в банках з темного скла.

Хімічний посуд

Хімічні реакції проводять у тонкостінному хімічно стійкому скляному (рідше фарфоровому) посуді. Найуживанішим хімічним посудом з тонкостінного скла є: пробірки, хімічні стакани, плоскодонні колби, конічні колби Ерленмейера, круглодонні колби, колби Вюрца, реторти (рис. 1.1) та фарфоровий посуд (рис. 1.2).

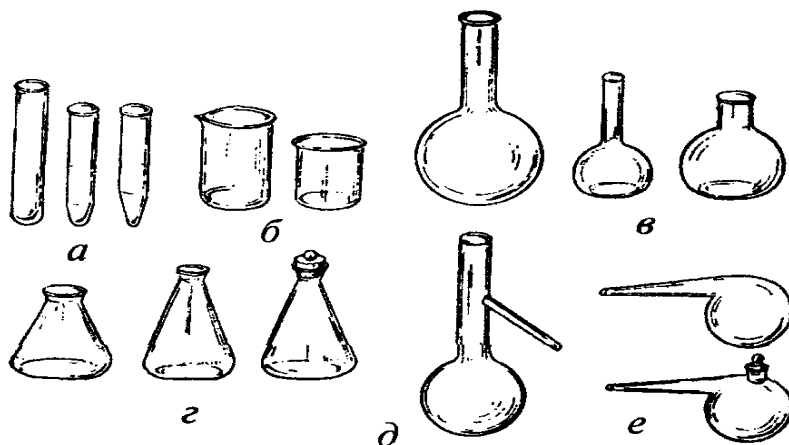


Рис. 1.1 – Тонкостінний посуд:

a – пробірки; *б* – хімічні стакани з носиком і без носика; *в* – круглодонна і плоскодонні колби; *г* – конічні колби Ерленмейєра; *д* – колба Вюрца; *е* – реторти з тубусом і без тубуса

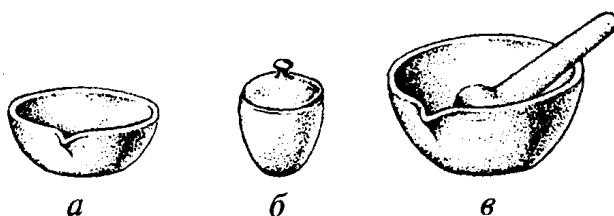


Рис. 1.2 – Фарфоровий посуд:

a – чашка; *б* – тигель з кришкою; *в* – ступка з товчачиком

Мірний посуд. Для вимірювання об'ємів рідин використовують мірний посуд: мірні циліндри, мензурки, колби, піпетки, бюретки (рис. 1.3).

Нагрівні прилади. В лабораторії для нагрівання користуються різними приладами: газовими і спиртовими пальниками, електричними плитками, сушильними шафами, муфелями різноманітних конструкцій, піщаними і водяними банями тощо (рис. 1.4 та 1.5).

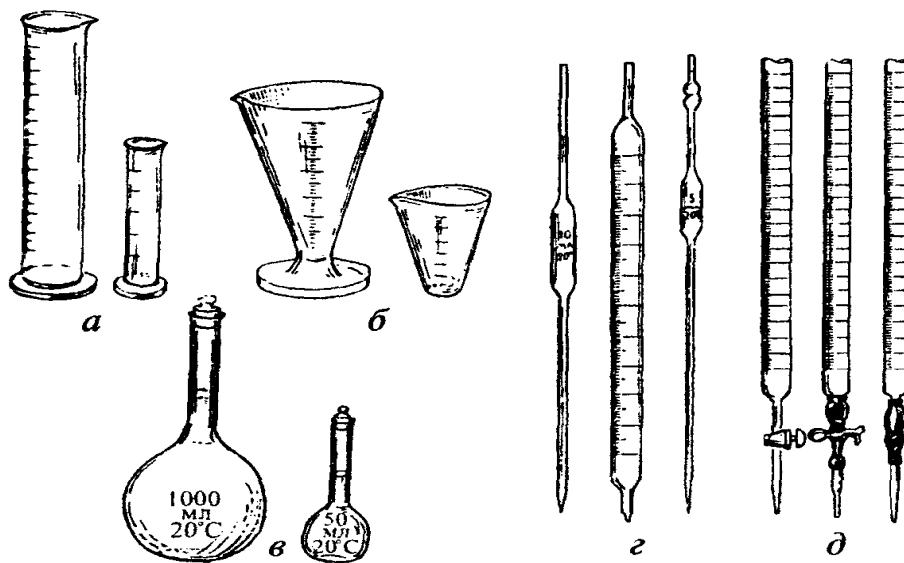


Рис. 1.3 – Мірний посуд:

a – циліндри; *б* – менzurки; *в* – колби; *г* – піпетки; *д* – бюретки

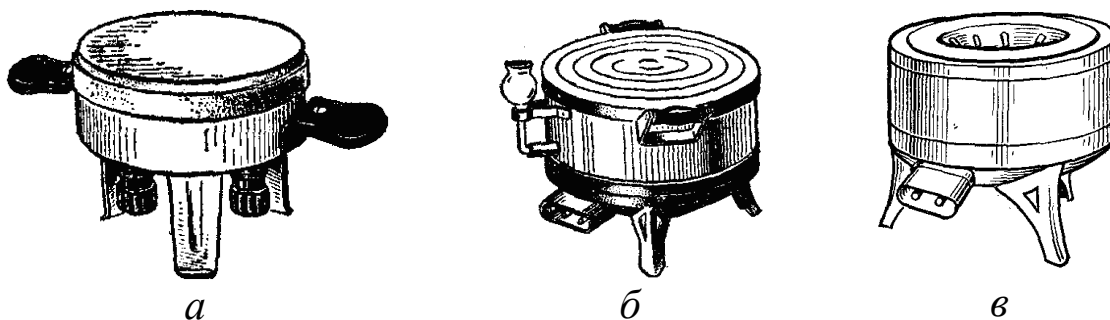


Рис. 1.4 – Нагрівні прилади:

a – лабораторна електрична плитка; *б* – водяна баня; *в* - електричний колбонагрівач

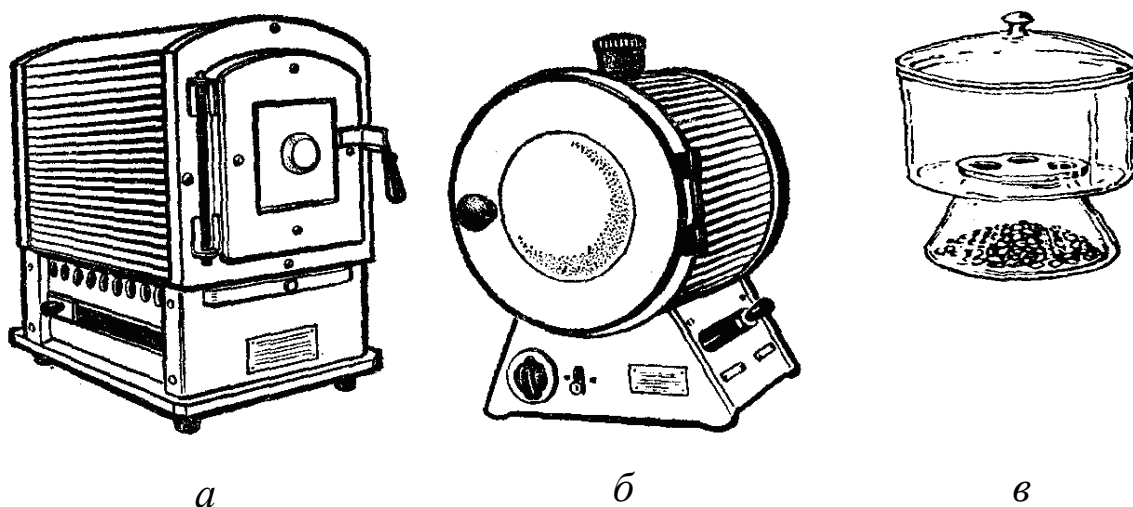


Рис. 1.5 – Сушильна шафа:

a – електрична муфельна шафа; *б* – сушильна шафа; *в* – ексикатор

Висушену речовину зберігають у герметично закритій склянці або в бюксі, який поміщають на гратку спеціальної посудини з товстостінного скла – *ексикатор* (рис. 1.5.в). На дні ексикатора міститься речовина, що енергійно вбирає вологу: безводний $CaCl_2$; P_4O_{10} ; $Mg(ClO_4)_2$ або концентрована H_2SO_4 .

Терези і техніка зважування

Кількості реагуючих речовин і добутих з них продуктів визначають зважуванням на терезах. При виконанні практичних робіт із загальної хімії речовини зважують на технохімічних терезах з **точністю до 0,01 г**.

Технохімічні терези (рис. 1.6) мають коромисло **1**, яке своєю середньою призмою спирається на дві підстави, вмонтовані на вершечку циліндричного стрижня, який міститься всередині поздовжнього каналу колонки **2**.

Посередині коромисла прикріплено стрілку **3**, положення якої фіксує шкала **4**. На бічні призми коромисла підвішене по «сережці». З «сережки» вниз опущено рамку з дроту, що утримує чашку **8**. До колонки **2** на нитці прикріплено загострений знизу висок **7**. Якщо цей висок збігається з гострим кінцем закріпленого під ним стрижня **6**, то терези займають вертикальне положення.

До набору гирок (важків) для технохімічних терезів входять *грамові*: 500, 200, 200, 100, 50, 20, 20, 10, 5, 2, 2, 1 та *міліграмові*: 500, 200, 200, 100, 50, 20, 20, 10. Таким набором гирок можна зважувати предмети від 0,01 до 600 г.

Правила зважування:

1. Предмет, що зважують, повинен мати кімнатну температуру. Зважувати треба тільки у спеціальному посуді – на годинниковому склі, в стаканах, бюксах або на фільтрувальному папері.
2. Предмет (або реактив), що зважують, треба класти на ліву чашу терезів, а важки – на праву.

Класти предмети та реактиви на чаші терезів, або знімати з них, можна тільки при піднятому аретурі (тобто у непрацюючому стані терезів).

3. Важки беруть із шухлядки тільки пінцетом та кладуть на чашу терезів, або з чаші повертають важки до шухляди – на стіл їх класти не можна.
4. Слід починати з більших важків. Якщо важок занадто великий, його знімають (повертають у шухляду) та беруть інший меншої маси. Якщо важок виявився занадто легким, то, не знімаючи його, додають наступний за масою.

5. На кінець зважування вказує відхилення стрілки на однакову кількість поділок шкали в різні боки або знаходження стрілки точно на нульовій відмітці.
6. Для підрахунку маси предмета, що зважують, спочатку записують ціну поділу важків, не знімаючи їх з чаші, а потім переносять їх до шухляди. Ретельно перевіряють запис та підраховують вагу.
7. По закінченні роботи необхідно перевірити, чи прибрані у шухляду важки та пінцет, чи не забруднені чаші, чи піднятий аретир – робоче місце повинне бути у порядку.

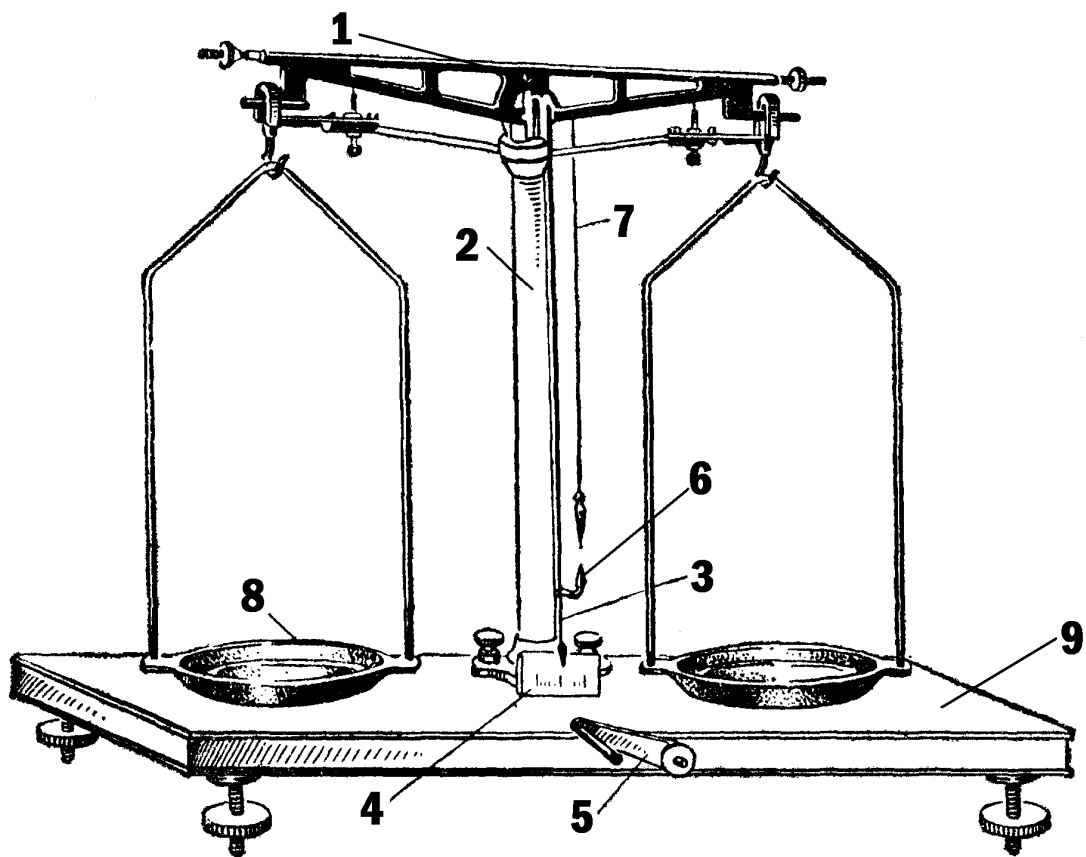


Рис. 1.6 – Технохімічні терези

Частина I

Лабораторна робота № 1

«ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНИХ ФОРМУЛ КРИСТАЛОГІДРАТІВ»

Мета роботи: експериментально визначити хімічну формулу кристалогідрату мідного купоросу $CuSO_4 \cdot nH_2O$ за методом відгонки леткого компонента (H_2O) кристалогідрату.

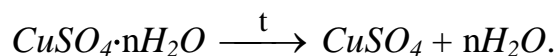
При виконанні лабораторної роботи студент повинен

- знати: правила зважування на технохімічних та аналітичних терезах;
вміти: обчислити одержані результати аналізу і використати їх для визначення хімічної формули досліджуваної речовини;
отримати практичні навички роботи з технохімічними терезами та безпечної роботи в хімічній лабораторії.

Устаткування та реагенти: технохімічні терези; піщана баня; фарфоровий тигель. Мідний купорос $CuSO_4 \cdot nH_2O$. Вагова форма $CuSO_4$.

Сутність метода

Визначення кристалізаційної води при нагріванні кристалогідратів засновано на висушуванні та прожарюванні навішування зразка досліджуваного кристалогідрату при певній температурі до сталої маси. При цьому кристалогідрат руйнується з видаленням води. Наприклад, для висушування кристалогідрату мідного купоросу потрібна температура 210-220°C, а кристалогідрату хлориду барію – 105-110°C. Різниця в масі речовини до і після висушування або прожарювання вказує на масу кристалізаційної води у навішуванні кристалогідрату, що аналізують. Руйнування кристалогідрату відбувається за рівнянням:



За знайденою масою кристалізаційної води та масою сухої солі визначаємо кількість компонентів у кристалогідраті:

$$n_{\text{соли}} : n_{H_2O} = \frac{m}{M} \text{соли} : \frac{m}{M} H_2O$$

та формулу сполуки.

Порядок виконання роботи

На технохімічних терезах зважити чистий прожарений тигель з точністю до 0,01 г. Покласти в нього приблизно 1-1,2 г мілко розтертого мідного купоросу і знову зважити. За різницею мас знайти масу

кристалогідрату.

Зважений з сіллю тигель поставити у піщану баню, так, щоб тигель на 3/4 своєї висоти був занурений в пісок.

При нагріванні солі летить вода і блакитний порошок поступово стає блідим. Коли в тиглі сіль стане білою (зникне блакитне забарвлення солі), нагрівання припинити. Гарячий тигель беруть тигельними щипцями і переносять в ексикатор для охолодження.

Після охолодження тигель зважити. Якщо маси солі після двох прожарювань співпадають, або відрізняються не більше ніж на 0,02 г, то прожарювання закінчити. В іншому випадку всю операцію повторити ще раз. В робочому зошиті записати маси після кожного зважування і заповнити таблицю.

Таблиця 1.1 – Експериментальні та розраховані данні

Маса пустого тигля m_1 , Г	Маса тигля з кристало- гідратом m_2 , Г	Маса кристало- гідрату m_3 , Г	Маса тигля після прожарювання m_4 , Г	Маса випарованої води m_5 , Г	Маса безводної солі m_6 , Г

Аналіз експериментальних даних – обчислення результатів

1. Визначення маси кристалогідрату: $m_3 = m_2 - m_1$.
2. Визначення маси випарованої води: $m_5 = m_2 - m_4$.
3. Визначення маси безводної солі: $m_6 = m_4 - m_1$.
4. Визначення співвідношення складових частин молекули кристалогідрату $x\text{CuSO}_4 \cdot y\text{H}_2\text{O}$:

$$\frac{m}{M} \text{CuSO}_4 : \frac{m}{M} \text{H}_2\text{O}.$$

5. Визначення співвідношення $\text{CuSO}_4 : \text{H}_2\text{O}$ цілими числами.
6. Знаходження простішої формули кристалогідрату.

Зробити висновки відповідно до мети роботи, вказати знайдену формулу кристалогідрату та проаналізувати результати.

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

№ варіанта	Визначити формулу кристалогідрату за результатами аналізу:		
	<i>m</i> кристалогідрату	<i>m</i> безводної солі чи ω (%) елементів	<i>m</i> чи ω (%) H_2O
1	1,43 г	0,53 г Na_2CO_3	–
2	7,3 г	$CaCl_2$	3,6 г
3	–	9,8% Mg; 13% S; 26% O	51,2 %
4	–	23,3,6% Na; 16,2% S; 24,1% O	36,4 %,
5	2,111 г	0,947 г Na_2SO_4	–
6	2,1522 г	1,7019 г $CaSO_4$	–
7	2,0333 г	0,9523 г $MgCl_2$	–
8	1,1450 г	1,0550 г Na_2RuO_4	–
9	1,8440 г	1,6620 г K_2SO_4	–
10	1,9071 г	1,0063 г $Na_2B_4O_7$	–
11	1,6700 г	1,1921 г $Fe_3(PO_4)_2$	–
12	36,6 г	$BaCl_2$	5,4 г
13	6,10 г	5,2 г $BaCl_2$	–
14	–	18,23% Ca; 32,33% Cl	49,44%
15	2,94 г	$CaCl_2$	1,45 г
16	2,48 г	$Na_2S_2O_3$	0,90 г
18	1,23 г	$MgSO_4$	0,63 г
19	1,91 г	1,01 г $Na_2B_4O_7$	-
20	2,52 г	$Na_2B_4O_7$	0,18 г
21	–	0,80 г $CuSO_4$	0,45 г
22	–	0,304 г $FeSO_4$	0,252 г
23	–	16,08% Na; 4,19% C; 16,7% O;	62,93 %
24	1,32 г	0,78 г $NiSO_4$	–
25	0,533 г	$CrCl_3$	0,216 г
26	1,8440 г	1,6620 г K_2SO_4	–
27	7,3 г	$CaCl_2$	3,6 г
28	1,91 г	1,01 г $Na_2B_4O_7$	–
29	2,94 г	$CaCl_2$	1,45 г
30	6,44 г	2,84 г Na_2SO_4	–

Лабораторна робота № 2

«ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНИХ МАС ЕКВІВАЛЕНТІВ МЕТАЛУ»

- Мета роботи:**
- експериментальне визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом витисненого їм водню із сполук;
 - оволодіння методикою розрахунків молярних мас еквівалентів елементів за законом еквівалентів;
 - визначення відповідності експериментальних результатів закону еквівалентів.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: поняття хімічний еквівалент речовини; фактор еквівалентності; молярна маса еквівалента речовини; молярний об'єм еквівалента; закон еквівалентів.

вміти: перераховувати об'єм газу за н.у. та визначати експериментальну молярну масу еквівалента металу; розрахувати похибку досліду.

Устаткування та реактиви:

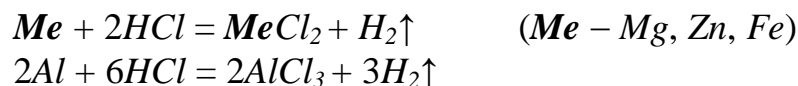
- Терези технохімічні з важками (гирками). Установка для визначення еквівалента металу. Термометр, барометр. Циліндр (25-50 см³), хімічний стакан (250 см³), фільтрувальний папір.
- наважка металу (*Zn, Mg, Fe, Al*) ~ 0,05-0,10 г. Розчин хлороводневої кислоти (2 н).

Перед виконанням лабораторної роботи треба ознайомитись з правилами безпеки роботи в хімічній лабораторії.

Сутність методу

За реакцією між досліджуваним металом (*Mg, Zn, Fe, Al*) та кислотою визначають кількість газоподібного водню, який витісняє певна маса металу.

Метали обирають лише такі, які розчиняються в кислотах та основах з виділенням водню



За об'ємом витисненого водню, приведенного до н.у. та за законом еквівалентів розраховують молярну масу еквівалента металу.

Оскільки газ збирається над водою, він насичений водяною парою і в цьому випадку загальний тиск дорівнює сумі парціальних тисків водню та пари води:

$$P_{\text{заг}} = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

Звідки

$$P_{H_2} = P_{\text{заг}} - P_{H_2O}$$

Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою див. в табл. 2.1.

Порядок виконання роботи

1. Підготовка установки до роботи

Визначення молярної маси еквівалента металу проводять в установці (рис. 2.1).

Перед початком роботи треба перевірити установку на герметичність. Для цього щільно закрити пробкою реакційну колбу і трохи опустити. Рівень води трохи знизиться. Якщо через 1–2 хвилини рівень води далі не буде змінюватися, установка герметична. В іншому випадку знайти причину негерметичності і усунути її. Після перевірки герметичності установку реакційну колбу підняти в первісне положення і встановити рівень води в евдіометрі на нульову позначку.

Обережно налити в реакційну колбу 15–20 см³ хлороводневої кислоти так, щоб не зачепити шийку колби. Фільтрувальним папером обтерти шийку колби, щоб не залишити там крапель кислоти.

На технохімічних терезах зважити метал з **точністю до 0,01 г**. Завернути наважку металу в тонкий папір.

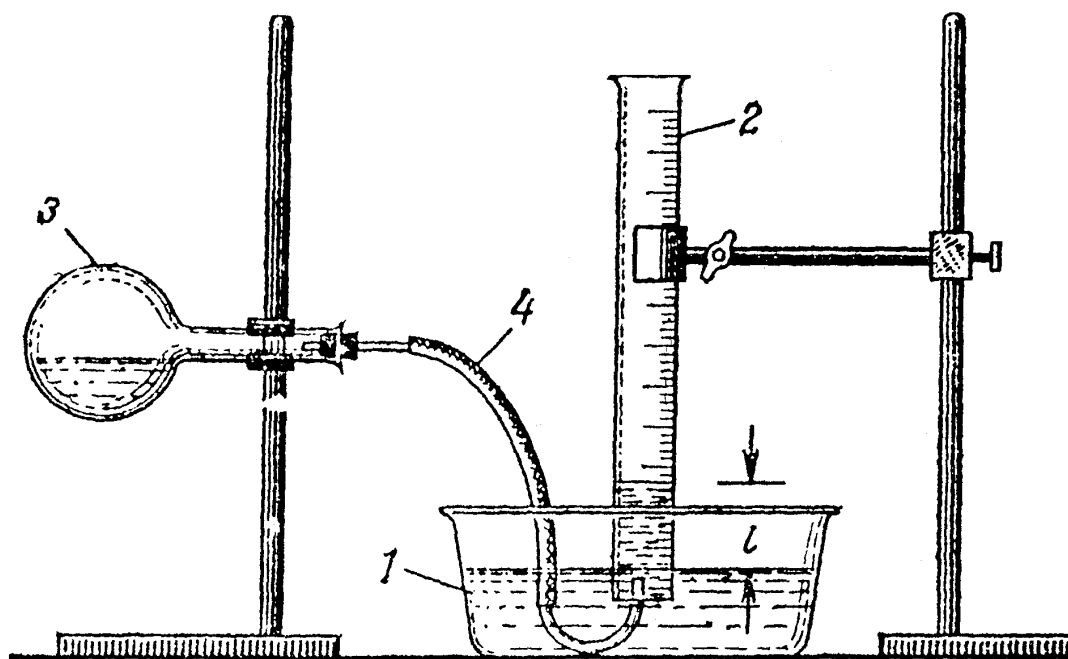


Рис. 2.1 – Установка для визначення молярної маси еквівалента металу:

1 – кристалізатор; 2 – евдіометр; 3 – реакційна колба; 4 – газовідвідна трубка.

Таблиця 2.1 – Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою.

Температура, °C	Тиск пари, Па·10 ³ (мм рт. ст.)	Температура, °C	Тиск пари, Па·10 ³ (мм рт. ст.)
0	0,61 (4,58)	19	2,20 (16,48)
5	0,87 (6,54)	20	2,37 (17,53)
10	1,23 (9,20)	21	2,48 (18,65)
15	1,70 (12,79)	22	2,64 (19,82)
16	1,82 (13,63)	23	2,80 (21,09)
17	1,93 (14,53)	24	2,98 ((22,37)
18	2,06 (15,47)	25	3,16 (23,75)

2. Проведення досліду.

У шийку колби, яку держать у горизонтальному положенні, обережно поміщають наважку металу, щільно закривають пробкою й ще раз перевіряють герметичність установки. Відмічають рівень води в евдіометрі, записують його. Для початку реакції колбу переводять у вертикальне положення (реакція з залізом потребує підігріву, для чого колбу ставлять в стакан з гарячою водою). Після закінчення реакції установку залишають в спокої на 10–15 хвилин для охолодження газу до кімнатної температури. Після охолодження визначити за поділками евдіометра об'єм витисненого водню. Записати кінцевий рівень води.

3. Умови, за яких проводиться дослід.

За термометром визначити t °C досліду й записати T або $(T_0 + t$ °C). Визначити атмосферний тиск за барометром, мм. рт. ст. За довідковою таблицею визначити тиск насиченої пари при температурі досліду (P_{H_2O} , мм рт. ст.). Одержані результати записати до таблиці експериментальних даних.

Таблиця 2.2 – Таблиця експериментальних даних

m_{Me} ,	T ,	p ,	P_{H_2O}	P_{H_2} ,	V_{H_2} ,	V_0 ,
г	К ($273 + t$ °C)	мм рт. ст	мм рт. ст	$(P - P_{H_2O})$	см ³	см ³
				мм рт.ст.		

Обробка та аналіз результатів

1. Визначення об'єму водню.

За поділками евдіометра визначаємо початковий та кінцевий об'єм води.

$$V_{H_2} = V_{кін} - V_{поч}$$

2. Визначення об'єму водню за н.у.

Знаходимо об'єм водню за н.у. відповідно рівнянню об'єднаного закону Бойля-Маріотта та Гей-Люссака:

$$\frac{V_0 \cdot p_0}{T_0} = \frac{V \cdot p}{T}; \quad \text{звідси} \quad V_0(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot T_0}{p_0 \cdot T},$$
$$V_0(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot 273}{101,325 \cdot (273 + t^{\circ}\text{C})}.$$

де $(p - p_{H_2O})$ – різниця атмосферного тиску та тиску насиченої водяної пари, яка дорівнює парціальному тиску водню над стовпчиком води в евдіометрі. $p_{H_2} = p - p_{H_2O}$.

3. Визначення експериментальної молярної маси еквівалента металу $M_{\text{екв}}(\text{Me})$.

Розрахувати значення молярної маси еквівалента металу за законом еквівалентів з точністю до 0,01 г.

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{екв}}(H_2)}{V_0(H_2)}, \quad V_{\text{екв}}(H_2) = 11,2 \text{ л}$$

4. Визначення теоретичної величини молярної маси еквівалента металу.

Теоретично величину молярної маси еквівалента металу розраховуємо за формулою

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{M(\text{Me})}{B},$$

де B – валентність металу за періодичною системою Д.І. Менделєєва.

5. Розрахувати похибки досліду.

Відносну похибку досліду розраховуємо з точністю до 0,1% за формулою:

$$\Pi = \frac{M_{\text{екв}}(\text{теор}) - M_{\text{екв}}(\text{експ})}{M_{\text{екв}}(\text{теор})} \cdot 100\%$$

6. Висновки.

Зробити висновок у відповідності до мети роботи. Оформити протокол лабораторної роботи згідно зразку та захистити її, відповівши на контрольні питання та самостійно розв'язавши завдання.

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

Для запропонованого варіанту вказати та обчислити:

- 1) Фактор еквівалентності елемента та запропонованих речовин.
- 2) Молярні маси еквівалентів елемента та речовин.
- 3) Кількість речовини еквівалента першої речовини

1	$Cu_2S, CuO, CuSO_4, Cu_2O$	Cu	$m_1 = 32,8 \text{ г}$
2	$Au_2O, Au_2O_3, HAuCl_4, Au(OH)_3$	Au	$m_1 = 82,2 \text{ г}$
3	$Hg_2O, HgO, Hg_2Cl_2, Hg(NO_3)_2$	Hg	$m_1 = 135,8 \text{ г}$
4	$VO_2, V_2O_5, HVO_3, VO,$	V	$m_1 = 52 \text{ г}$
5	$Cr(OH)_2, Cr_2O_3, CrO_3, Cr_2(SO_4)_3$	Cr	$m_1 = 44,45 \text{ г}$
6	$MnO, MnO_2, MnCl_2, Mn_2O_7$	Mn	$m_1 = 63,15 \text{ г}$
7	$FeSO_4, Fe_2O_3, FeS_2, FeCl_3$	Fe	$m_1 = 22,28 \text{ г}$
8	$CoO, Co(OH)_3, CoCl_2, CoAs$	Co	$m_1 = 12 \text{ г}$
9	$NiO, NiSO_4, Ni_2O_3, Ni(OH)_3$	Ni	$m_1 = 33,7 \text{ г}$
10	$OsO_4, OsF_3, OsO_2, OsCl_4$	Os	$m_1 = 155,5 \text{ г}$
11	$PtCl_4, PtO_2, PtCl_2, H_2Pt(CN)_4$	Pt	$m_1 = 256 \text{ г}$
12	$TiO, TiF_3, TiO_2, TiCl_4$	Ti	$m_1 = 16,85 \text{ г}$
13	$ZrO_2, ZrF_2, K_2ZrCl_6, ZrSiO_4$	Zr	$m_1 = 36,75 \text{ г}$
14	$HfO_2, HfF_4, H_2HfF_6, HfN$	Hf	$m_1 = 126,6 \text{ г}$
15	$VCl_3, K_3VF_6, VCl_2, VO_2$	V	$m_1 = 156,5 \text{ г}$
16	VO, VCl_4, V_2O_5, VOF_3	V	$m_1 = 188 \text{ г}$
17	$Nb_2O_5, NbO_2, NbOCl_2, NaNbO_3$	Nb	$m_1 = 121 \text{ г}$
18	$CrCl_2, CrCl_3, KCrO_2, CrO_2F_2$	Cr	$m_1 = 33,25 \text{ г}$
19	$WF_6, WO_3, WO_2Cl_2, WBr_2$	W	$m_1 = 25,6 \text{ г}$
20	$MoCl_6, MoO_3, MoCl_2, MoS_3$	Mo	$m_1 = 35,75 \text{ г}$
21	$Mn_3(PO_4)_2, MnS, MnF_4, MnSO_4$	Mn	$m_1 = 116,8 \text{ г}$
22	$TcO_2, TcCl_4, KTcO_4, Tc_2O_7$	Tc	$m_1 = 12,16 \text{ г}$
23	$ReCl_6, ReF_7, ReO_2, ReCl_4$	Re	$m_1 = 168,5 \text{ г}$
24	$FeI_2, Fe(CN)_3, FeO, K_2FeO_4$	Fe	$m_1 = 18 \text{ г}$
25	$RuO_2, RuF_4, RuO_4, RuF_6$	Ru	$m_1 = 11,8 \text{ г}$
26	$OsO_4, OsF_6, OsCl_4, K_3OsCl_6$	Os	$m_1 = 75,75 \text{ г}$
27	$RuF_6, RuCl_4, K_3Ru(CN)_6, RuO_4$	Ru	$m_1 = 46,25 \text{ г}$
28	$Co(OH)_2, CoF_2, Co_2(SO_4)_3, K_3Co(NO_2)_6$	Co	$m_1 = 76,6 \text{ г}$
29	$IrF_6, Ir(OH)_4, IrO_2, Na_2IrCl_6$	Ir	$m_1 = 186,5 \text{ г}$
30	$RhF_6, RhF_3, Cs_2RhCl_6, Rh(NH_3)_3Cl_3$	Rh	$m_1 = 166, \text{ г}$

Лабораторна робота № 3

«ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ»

Мета роботи:

- вивчити вплив різних факторів на швидкість хімічних реакцій:
 - вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції в гомогенній системі;
 - вплив температури на швидкість реакції в гомогенній системі;
- експериментально підтвердити справедливість закону діючих мас та правило Вант-Гоффа за одержаними результатами дослідів.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен знати: поняття хімічна кінетика; гомогенні та гетерогенні системи; закон діючих мас; правило Вант-Гоффа;

вміти: отримати експериментальні результати; розрахувати відносну швидкість реакцій та побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації.

Устаткування та реактиви:

Секундомір. Два термостати або стакани на 200-300 см³ з кришками, в яких є 3 отвори для термометру та 2-х пробірок. Три бюретки на 25 см³, пробірки. Термометр на 50 °С. Скляні палички. Карбонат кальцію (крейда). Ступка з пестиком.

Розчини: тіосульфат натрію (1н; 0,5н), сірчана кислота (2н), хлороводнева кислота (густиною 1,19 г/см³), перманганат калію (0,5н), сульфат міді (1н), хлорид заліза (III) (0,5н), роданід калію (0,5н).

Сутність метода

Швидкість реакції залежить від природи та концентрації реагуючих речовин, тиску, температури, каталізатора та стану речовин – твердого, рідкого, газоподібного. За **законом діючих мас**:

Швидкість хімічних реакцій при сталій температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до степенів, які відповідають їх стехіометричним коефіцієнтам.

Закон діючих мас застосовується до газоподібних та розчинених речовин. В разі присутності в реакції твердих речовин швидкість реакції залежить від концентрації газоподібних, розчинених речовин, а також від ступеня подрібленості твердих речовин, від площі поверхні розподілу фаз. Концентрація твердої фази в реакціях стала та в математичному виразі закону діючих мас не враховується.

Вплив температури на швидкість хімічної реакції визначається **правилом Вант-Гоффа**:

При підвищенні температури на 10 градусів швидкість хімічної реакції збільшується приблизно в 2-4 рази.

Математичний вираз правила:

$$V_{T_1} = V_{T_0} \cdot \gamma^{\frac{T_1 - T_0}{10}} \quad \text{або} \quad \frac{V_{T_1}}{V_{T_0}} = \gamma^{\frac{T_1 - T_0}{10}}$$

де V_{T_0}, V_{T_1} - швидкості при температурах T_0, T_1 ;
 T_0, T_1 – температура початкова та після її зміни;
 γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції (2-4).

Порядок виконання роботи

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

Взаємодія тіосульфату натрію з сірчаною кислотою
Реакція перебігає за рівнянням



Швидкість реакції визначає час від початку реакції до появи перших ознак опалесценції розчину колоїдної сірки, який визначається візуальним методом дослідження прозорості розчину.

Проведення дослідів. Підготувати чисті сухі пробірки. Заповнити 3 бюретки відповідними розчинами ($H_2SO_4, Na_2S_2O_3, H_2O$). В 3 пробірки налити по 5 см³ сірчаної кислоти. В 3-х інших пробірках приготувати розчини тіосульфату натрію відповідно до схеми (див. табл. 3.1).

В пробірки з тіосульфатом натрію одночасно влити сірчану кислоту з пробірок.

Увімкнути секундомір та перемішати розчини скляними паличками. Зафіксувати час від початку реакції до появи перших ознак слідів сірки у кожній пробірці. Записати час для кожної концентрації тіосульфату натрію. Дані експерименту занести в таблицю 3.1.

За експериментальними даними побудувати графік залежності швидкості реакції (вісь ординат) від концентрації $Na_2S_2O_3$ (вісь абсциси).

Таблиця 3.1 – Експериментальні та розраховані величини

№ пробірки	Об'єм, см ³				Відносна концентрація Na ₂ S ₂ O ₃	Час (τ) до появи слідів S, сек	Відносна швидкість V = 1/τ	V·100
	H ₂ SO ₄	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	загальний				
1	5	5	10	20	1С			
2	5	10	5	20	2С			
3	5	15	-	20	3С			

Висновок.

Проаналізувати характер залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин на базі отриманого графіку. Вказати чи підтвердили Ви експериментально закон діючих мас.

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

Для виконання дослідів використовують два термостати, температура в яких відрегульована на 10 °С та 20 °С вище ніж кімнатна. Можна скористатися стаканами з кришками, в яких є отвори для термометру та двох пробірок.

3 стакани на 200-250 см³ наповнити на 2/3 водою. Перший залишити на столі при кімнатній температурі. Температури води заміряти термометром. Воду в 2-му та 3-му стаканах підігріти на 10 °С та 20 °С вище кімнатної температури та підтримувати ці температури. В кожен стакан вставити термометр (на 50 °С), кінчик якого занурити у воду. Закрити стакани кришками. В отвори в кришках вставити пробірки: одну з 2н розчином сірчаної кислоти та піпеткою, другу – з 10 краплями 1н розчину Na₂S₂O₃. Через 10-15 хвилин включити секундомір та, не виймаючи пробірки зі стаканів з Na₂S₂O₃, додати в них по одній краплі 2н розчину H₂SO₄ із пробірки, яка знаходиться в тому самому термостаті. За секундоміром визначити час від додання кислоти до появи опалесценції. Дані експерименту записати у таблицю 3.2.

Таблиця 3.2 - Експериментальні та розрахункові величини

№ з/п	Температура дослідів, °С	Час реакції, сек	Швидкість реакції V = 1/τ
1			
2			
3			

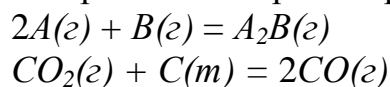
Висновок.

Визначити за дослідом залежність швидкості хімічної реакції від температури та справедливості відповідності дослідів правилу Вант-Гоффа.

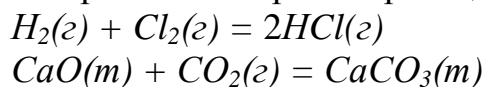
Розрахувати середнє значення температурного коефіцієнта реакції.

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

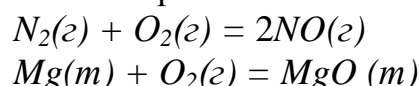
1. Записати вираз швидкості прямої та зворотної реакції для систем:



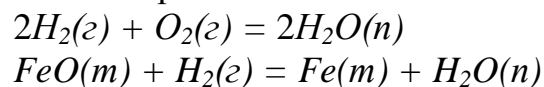
2. Записати вираз швидкості прямої та зворотної реакції для систем:



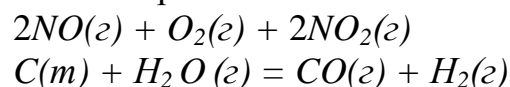
3. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо при сталій температурі концентрація кожної речовини зменшиться в 3 рази?



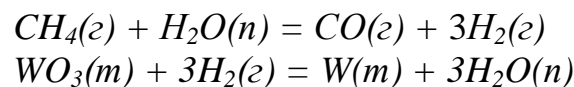
4. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо при сталій температурі концентрація кожної речовини збільшиться в 2 рази?



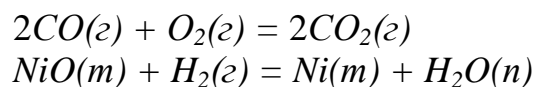
5. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо при сталій температурі концентрація кожної речовини зменшиться в 3 рази?



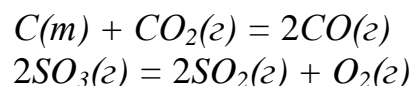
6. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо тиск зросте в 2 рази?



7. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо тиск зменшиться в 3 рази?



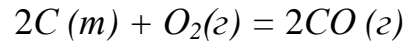
8. Як зміниться швидкість прямих та зворотних реакцій, якщо тиск зросте в 4 рази?



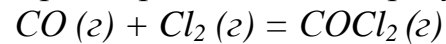
9. При підвищенні температури на 10 °C швидкість реакції зросла в 2 рази. У скільки разів збільшиться швидкість цієї реакції при підвищенні температури на 50 °C та на 20 °C?

10. Визначити температурний коефіцієнт швидкості реакції, якщо при підвищенні температури від 10 до 50 °C швидкість реакції збільшилась в 16 разів?

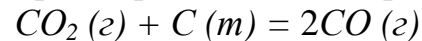
11. Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотньому напрямку при зменшенні об'єму в 2 рази при сталій температурі?



12. Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотньому напрямку при збільшенні об'єму в 2 рази при сталій температурі?



13. Як зміниться швидкість реакцій в прямому та зворотньому напрямку при зменшенні об'єму в 4 рази при сталій температурі?



14. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції збільшилася в 81 раз, якщо температурний коефіцієнт швидкості становить 3?

15. Температурний коефіцієнт швидкості реакції становить 2. Як зміниться швидкість цієї реакції, якщо температура зменшилась від 70 до 20 °C?

Лабораторна робота № 4

«ХІМІЧНА РІВНОВАГА ТА ЇЇ ЗРУШЕННЯ»

Мета роботи:

- вивчити вплив різних чинників на зрушення рівноваги в хімічному процесі;
- отримати навички застосування принципу Ле-Шательє для зсуву рівноваги реакції в потрібному напрямку;
- визначити відповідність отриманих результатів принципу Ле-Шательє.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: поняття про оборотні та необоротні процеси; стан рівноваги; констант рівноваги; закон діючих мас; принцип Ле-Шательє ;

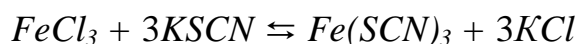
вміти: визначати константу рівноваги (K_p) процесу та передбачати зсув рівноваги під впливом різних чинників, підтвердити теоретичні висновки дослідами

Устаткування та реактиви:

- прилад для зсуву рівноваги в газоподібній системі (рис. 4.1) або U-подібна трубка; два стакани на 300-500 см³; холодна вода з льодом; гаряча вода.
- Сухі солі: нітрат свинцю, трихлорид заліза, роданід калію, хлорид калію.
- Розчини: хлорид заліза (III) (0,0025н; нас.), роданід калію (0,0025н; нас.).

Сутність методу

В отриманій рівноважній системі



визначити вплив збільшення *концентрації* вихідних речовин ($FeCl_3$, $KSCN$) та продукту реакції (KCl) на зсув рівноваги в тому чи іншому напрямку відповідно **принципу Ле-Шательє**:

Якщо в реакційну суміш внести надлишок будь-якої взаємодіючої речовини, то рівновага зсунеться в напрямку зменшення концентрації цієї речовини.

Вплив температури також можна передбачити за принципом Ле-Шательє:

При підвищенні температури рівновага в системі зрушується в напрямку ендотермічної реакції, а під час зменшення температура зсувається в бік екзотермічного процесу.

Тому для визначення напрямку зрушення рівноваги потрібно визначитися з тепловим ефектом процесу ($\Delta H = -Q$).

Вплив тиску на зрушення рівноваги в системі визначається за кількістю газоподібних речовин до та після реакції.

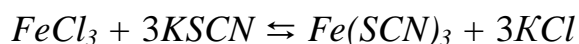
При збільшенні тиску в системі зрушення рівноваги відбувається в напрямку меншого тиску (меншої кількості моль газоподібної речовини) та навпаки.

В загальному вигляді **принцип Ле-Шательє** можна сформулювати так:

Якщо в системі, яка перебуває в рівновазі, змінити зовнішні умови (тиск, температуру чи концентрації), то рівновага зміщується в напрямку процесу, який протидіє цій зміні.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. *Вплив зміни концентрації речовини на зсув рівноваги.*
На прикладі зворотньої реакції



визначаємо вплив збільшення концентрацій реагуючих речовин та продуктів реакції на зміну інтенсивності червоного кольору трироданіду заліза. За зміною інтенсивності кольору можна робити висновок про зміну концентрації $Fe(SCN)_3$, тобто про зсув рівноваги в тому чи іншому напрямку.

В чотири пробірки внести по 5-10 крапель розведених розчинів $FeCl_3$ та $KSCN$ або NH_4SCN .

Перемішати розчини. Пробірки поставити в штатив. Одну з пробірок зберігати як контрольну для порівняння.

В першу пробірку додати трихлорид заліза, в другу – роданід калію (чи амонію), в третю – декілька кристалів хлориду калію. Розчини в пробірках перемішати та визначити зміну інтенсивності кольору в кожному випадку порівняно з контрольною пробіркою. Зробити висновок про зсув рівноваги в системі при зміні концентрації: а) хлориду заліза (III), б) роданіду калію, в) хлориду калію. Результати дослідження занести в таблицю 4.1. записати вираз константи рівноваги зворотнього процесу.

Таблиця 4.1 – Результати дослідження

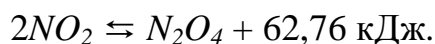
№ пробірки	Додана речовина	Зміна інтенсивності кольору розчину (посилення, послаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (вліво, вправо)
1	Контрольна		
2	$FeCl_3$		
3	$KSCN$		
4	KCl		

Висновок.

Зробити висновок про відповідність принципу Ле-Шательє впливу зміни концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції на напрямок зсуву хімічної рівноваги реакції.

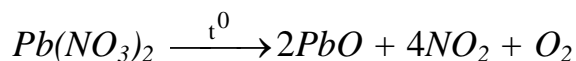
Дослід 2. *Вплив зміни температури на зсув рівноваги.*

Реакція полімеризації діоксиду азоту відбувається за рівнянням



Газ NO_2 – червоно-коричневого кольору, N_2O_4 – безбарвний. Тому по зміні кольору газової суміші можна робити висновок про зміну концентрації її компонентів, тобто зсув рівноваги в бік прямої чи зворотної реакції.

Колби чи U-подібну трубку (рис. 4.1) заповнити діоксидом азоту, який отримали розкладом кристалів нітрату свинцю ($Pb(NO_3)_2$) при нагріванні його кристалів у пробірці на електричній плитці за рівнянням



(Розклад солі проводять у витяжній шафі лаборант).

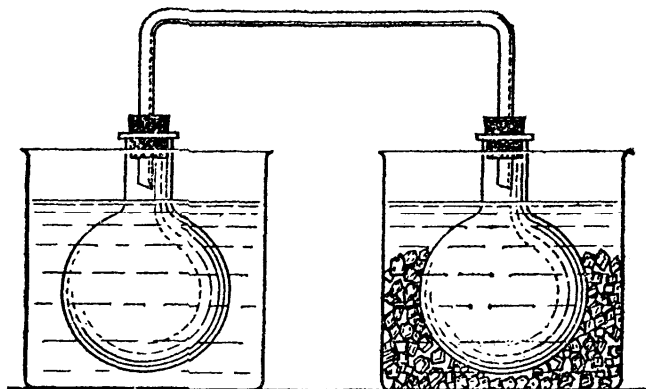


Рис. 4.1 – Прилад для визначення зсуву рівноваги в системі $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

Обидві колби щільно закривають резиновими пробками, з'єднаних газовідвідною трубкою. Одну з колб вміщують у стакан з гарячою водою, а іншу – в стакан з льодом та сіллю. Спостерігають за зміною забарвлення газу у колбі. Потім колби міняють місцями. Попередньо охолоджують колбу, яка була у стакані з гарячою водою, у воді з кімнатною температурою. Спостерігають посилення кольору газу в гарячій воді та обезбарвлення кольору в охолоджуючій суміші. Результати досліду записують у таблицю 4.2.

Таблиця 4.2 – Результати дослідів,

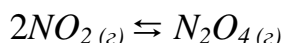
№ колби	Зміна температури	Зміна інтенсивності забарвлення газу (посилення, послаблення)	Напрямок зсуву рівноваги (вліво, вправо)
1	Нагрівання		
2	Охолодження		

Висновок.

Записати вираз константи хімічної рівноваги реакції. Відповідно принципу Ле-Шательє та даних дослідів визначити питання про тепловий ефект прямої та зворотної реакції, про вплив температури на зсув хімічної рівноваги.

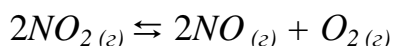
Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

1. Записати вираз для константи рівноваги процесу:



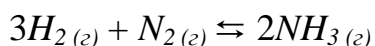
Як зсунеться рівновага при збільшенні тиску?

2. Записати вираз для константи рівноваги процесу:



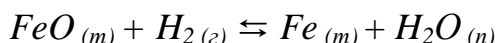
Як зсунеться рівновага при зменшенні тиску у 2 рази?

3. Записати вираз для константи рівноваги процесу:



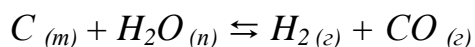
Як зсунеться рівновага при зменшенні тиску?

4. Записати вираз для константи рівноваги зворотнього процесу:



Як зсунеться рівновага при збільшенні тиску у 3 рази?

5. Записати вираз для константи рівноваги зворотнього процесу:



Як зсунеться рівновага при збільшенні тиску у 4 рази?

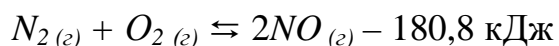
6. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при підвищенні температури оборотній реакції? Чому?



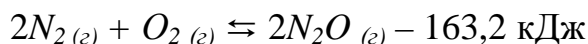
7. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при зменшенні температури реакції? Чому?



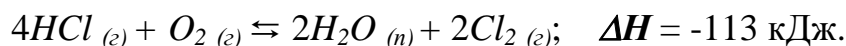
8. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при збільшенні температури реакції? Чому?



9. В якому напрямку відбудеться зсув рівноваги при підвищенні температури в наступній реакції? Чому?



10. Як треба змінити температуру, тиск та концентрацію компонентів в рівноважній системі, щоб збільшити вихід хлору?



11. Як змінився тиск в замкненій рівноважній системі



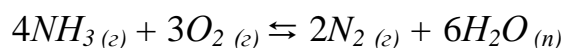
якщо рівновага зсунулась вправо? Як при цьому змінилась концентрація кожного компонента?

12. Як були змінені температура та тиск в системі

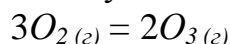


якщо рівновага зсунулась вправо?

13. Записати вираз для константи рівноваги процесу. Як зміниться рівновага при збільшенні тиску Оксигену?



14. Утворення озону з кисня відбувається за рівнянням

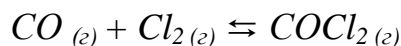


Записати вираз для константи рівноваги реакції та вказати в якому напрямку зміститься рівновага:

а) при збільшенні концентрації озону в 2 рази;

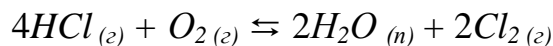
б) при збільшенні тиску кисню в 2 рази?

15. При деякій температурі склад рівноважної суміші в об'ємі 10 л був такий: 11,2 г CO; 14,2 г Cl₂; 19,2 г COCl₂. Визначити константу рівноваги K_p реакції за даних умов



(Відповідь: K_p = 24)

16. Записати вираз для визначення константи рівноваги реакції



В якому напрямку зрушиться ця рівновага в випадку збільшення об'єму системи в 4 рази?

Лабораторна робота № 5

«ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ПЕВНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ ТА ЇЇ ВИЗНАЧЕННЯ»

Мета роботи:

- оволодіння навиками приготування розчинів різної концентрації з сухої солі, з кристалогідрату або більш концентрованого розчину;
- методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів певної концентрації;
- навиками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: характеристики розчинів та способи вираження їхнього складу;

вміти: виражати склад розчину концентрацією та часткою розчиненої речовини; виконувати перерахунки; користуватись ареометром; готувати розчини заданої концентрації

Посуд і реактиви:

- Колби місткістю 200-250 см³, мірні колби на 100, 200, 250 см³;
- Сухі солі: хлорид натрію, хлорид калію, хлорид амонію, сульфат калію, біхромат калію;
- Кристалогідрати: сульфат міді, сульфат магнію, сульфат натрію, карбонат натрію

Для приготування розчинів заданої концентрації необхідно розрахувати навішування речовини і зважити його на технічних терезах з точністю до 0,01 г.

Сутність методу

Для виготовлення розчину певної концентрації спочатку визначають масу необхідної речовини, яку потрібно розчинити, використовуючи формули масових чи об'ємних концентрацій:

$$\text{Масова частка: } \omega = \frac{m_B}{m_{p-ny}} = \frac{m_B}{m_B + m_S}; \quad \omega = \frac{m_B}{\rho \cdot V}$$

де ω – масова частка розчиненої речовини; m_B – маса розчиненої речовини B ; m_{p-ny} – загальна маса розчину; m_S – маса розчинника; ρ – густина розчину, г/см³; V – об'єм розчину.

$$\text{Молярна концентрація: } C_m = \frac{n_B}{m_S}; \quad C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_S},$$

де m і m_S – маса розчиненої речовини і розчинника; M – молярна маса розчиненої речовини. Скорочене позначення одиниці молярності **моль/кг**.

Молярна концентрація: $C_M(B) = \frac{n_B}{V_B}$; $C_M(B) = \frac{m_B}{M_B \cdot V_B}$,

Молярна концентрація еквівалентів: $C_H(B) = \frac{n_{екв}}{V_B}$; $C_H(B) = \frac{m_B}{M_{екв(B)} \cdot V_B}$.

Титр: $T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$; $T = \frac{C_H \cdot M_{екв}}{1000}$.

Основною одиницею молярної концентрації еквівалентів є **моль/дм³** або **моль/л**. Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини “**н**”, **н** ≡ **моль/л**. Одиниця титру визначається в **г/см³**.

Зважують речовину на технохімічних терезах та розчиняють в певній масі (об’ємі) розчинника. Визначають густину розчину за допомогою ареометра. Розраховують концентрацію виготовленого розчину, визначають похибку досліду. Знайдену концентрацію розчину перераховують в різні види концентрацій.

Правила користування ареометром. Ареометр є пустотілий скляний поплавець, у верхній частині якого знаходиться шкала відносної густини, а в нижній – вантаж, який підтримує ареометр у вертикальному положенні при зануренні його в рідину.

Ареометр калібрується при певній температурі. Ареометри, які використовуються для визначення відносної густини рідин важче за воду, мають нуль вгорі, а для рідин легше за воду – внизу шкали.

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100 см³ наливають випробовуваний розчин і занурюють сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра, і відзначають поділку шкали, співпадаючу з рівнем рідини в циліндрі (за верхнім меніском). Відлік поділок за шкалою проводять зверху вниз.

Користуючись спеціальними таблицями, за вимірною густиною визначають масову частку розчиненої речовини (%) в розчині. Якщо в таблиці немає цифри, яка співпадає з відліком за шкалою ареометра, а є близькі значення, то масовою частку розчиненої речовини обчислюють методом інтерполяції (визначення проміжної величини за двома відомими крайніми).

Порядок виконання роботи

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

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Приготувати:

1. 160 г 3% розчину $NaCl$
2. 120 г 4% розчину $CuSO_4$ з кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
3. 130 г 6% розчину K_2SO_4

4. 165 г 3% розчину $K_2Cr_2O_7$

5. 140 г 5% розчину Na_2SO_4 з кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$

Відповідно до завдання розрахувати масу солі (у перерахунку на суху речовину), необхідної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахувати масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірити у викладача.

Зважити на технохімічних терезах масу солі і перенести її в конічну колбу на 300 см³. Розрахувати необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації.

Таблиця 5.1 - Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину ρ (г/см ³)							
	$NaCl$	KCl	Na_2SO_4	K_2SO_4	$K_2Cr_2O_7$	$CuSO_4$	$MgSO_4$	NH_4Cl
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	-	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	-	-	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	-	-	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	-	-	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	-	-	-	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	-	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	-	-	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	-	-	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	-	-	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	-	-	-	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	-	-	-	-	1,220	1,057

* Насичений розчин

Враховуючи, що $\rho(H_2O) = 1$ г/см³, відміряти циліндром необхідний об'єм води і розчинити сіль в приблизно половинному об'ємі води при перемішуванні. Після розчинення солі додати воду, що залишилася, і ретельно перемішати розчин. Визначити відносну густина виготовленого розчину. Для чого розчин з колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму і виміряти ареометром його густина.

Порівняти одержану відносну густина з табличними даними і розрахувати похибку досліду.

$$П, \% = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%;$$

$$П, \% = [(\omega_{\text{табл}} - \omega_{\text{експ}}) / \omega_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

Результати дослідів внести до таблиці 5.2.

Таблиця 5.2 - Експериментальні і розрахункові дані

Масова частка	Маса безводної солі, г	Маса кристалогідрату, г	Маса води, г	$\rho_{р-ну}$, г/см ³		Концентрація виготовленого розчину		
				табл.	експ.	C_M	C_H	T

Розрахуйте молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалентів (C_H), титр (T) виготовленого розчину.

Зробити висновок про те, з якою точністю виготовлено розчин.

Дослід 2. Приготування розчину солі із заданою масовою часткою (%) з більш концентрованого розчину

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Використовуючи одержаний в Досліді 1 розчин, приготувати:

- 110 г 2,5%-го розчину K_2SO_4
- 240 г 1%-го розчину $K_2Cr_2O_7$
- 70 г 2%-го розчину $CuSO_4$
- 175 г 2%-го розчину $NaCl$
- 100 г 3%-го розчину KCl

Знайдіть відносну густину заданого розчину за таблицею 5.1.

Визначте густину концентрованого розчину солі за допомогою ареометра і за нею знайдіть масову частку (%) концентрованого розчину солі (див. таблицю 5.1).

Знаючи ρ , розрахуйте об'єм концентрованого розчину солі (V), необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Розрахунок перевірити у викладача.

Відміряйте маленьким циліндром розрахований об'єм концентрованого розчину, перенесіть його в циліндр більшого об'єму і долийте водою до потрібного об'єму.

Виготовлений розчин ретельно перемішайте (переливаючи з циліндра в циліндр) і заміряйте ареометром його густину ρ .

Результати дослідів внесіть до таблиці 5.3.

Таблиця 5.3 - Експериментальні і розрахункові дані

$\rho_{р-ну}$		ω (%)		$V_{р-ну}$, см ³	ρ , г/см ³	V_{H_2O} , см ³	Концентрація виготовленого розчину		
вих.	задан.	вих.	задан.				C_M	C_H	T

Розрахуйте молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалентів (C_H) і титр (T) виготовленого розчину.

Дослід 3. Приготування розчину молярної концентрації або молярної концентрації еквівалентів

Одержати у викладача індивідуальне завдання.

Приготувати:

1. 100 мл 0,5 М розчину Na_2CO_3 з $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
2. 200 мл 0,1 н розчину Na_2SO_4 з $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$
3. 250 мл 0,03 М розчину $CuSO_4$ з $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
4. 100 мл 0,05 н розчину $K_2Cr_2O_7$
5. 200 мл 0,2 М розчину $NaCl$
6. 250 мл 0,02 М розчину $K_2Cr_2O_7$

Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину, враховуючи при цьому і кристалізаційну воду, якщо розчин готується з кристалогідрату. Розрахунок перевірити у викладача.

Зважити масу солі на технохімічних терезах, розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води, потім розчин перенести із стакана в мірну колбу відповідного об'єму. Обполоснути декілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчиняли сіль, злити цю воду в мірну колбу і вміст колби довести до мітки дистильованою водою за нижнім меніском. Розчин в колбі ретельно перемішати. Відносну густину виготовленого розчину визначити за допомогою ареометра. Перерахувати молярну концентрацію в C_H , T , ω (%), а C_H - в C_M , T , ω (%).

Результати дослідів внести до таблиці 5.4.

Таблиця 5.4 - Експериментальні і розрахункові дані

Спосіб вираження концентрації	Маса солі для виготовлення розчину, г		Маса води, г	V_{p-ny} , см ³	ρ , г/см ³	Концентрація виготовленого розчину		
	безвод.	кристалогідр.				T	$C_M, (C_H)$	$\omega(\%)$

Зробити висновок про точність приготування розчинів, вказавши похибку дослідів.

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

Варіант №	Обчислити $C_M, C_H, C_m, T:$
1	8% розчину K_2SO_4 густина якого $1,065 \text{ г/см}^3$
2	30% розчину HNO_3 , густина якого $1,184 \text{ г/см}^3$
3	12% розчину HCl , густина якого $1,059 \text{ г/см}^3$
4	16% розчину $NaOH$, густина якого $1,180 \text{ г/см}^3$
5	21% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,151 \text{ г/см}^3$
6	30% розчину $Pb(NO_3)_2$ густина якого $1,326 \text{ г/см}^3$
7	9% розчину HNO_3 , густина якого $1,05 \text{ г/см}^3$
8	35% розчину $NaOH$, густина якого $1,383 \text{ г/см}^3$
9	6% розчину $KMnO_4$, густина якого $1,041 \text{ г/см}^3$
10	80% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,732 \text{ г/см}^3$
11	19% розчину HCl , густина якого $1,094 \text{ г/см}^3$
12	10% розчину $K_2Cr_2O_7$, густина якого $1,070 \text{ г/см}^3$
13	13% розчину KOH , густина якого $1,109 \text{ г/см}^3$
14	10% розчину $FeCl_3$, густина якого $1,085 \text{ г/см}^3$
15	55% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,447 \text{ г/см}^3$
16	10% розчину Na_2CO_3 , густина якого $1,102 \text{ г/см}^3$
17	17% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,120 \text{ г/см}^3$
18	20% розчину $CaCl_2$, густина якого $1,178 \text{ г/см}^3$
19	21,75% розчину $NH_3 \cdot H_2O$, густина якого $0,920 \text{ г/см}^3$
20	65,3% розчину HNO_3 , густина якого $1,400 \text{ г/см}^3$
21	49,4% розчину KOH , густина якого $1,530 \text{ г/см}^3$
22	39% розчину HCl , густина якого $1,200 \text{ г/см}^3$
23	6% розчину $Al_2(SO_4)_3$, густина якого $1,061 \text{ г/см}^3$
24	26% розчину KOH , густина якого $1,241 \text{ г/см}^3$
25	86% розчину HNO_3 , густина якого $1,480 \text{ г/см}^3$
26	31,75% розчину $NH_3 \cdot H_2O$, густина якого $0,890 \text{ г/см}^3$
27	48% розчину H_2SO_4 , густина якого $1,380 \text{ г/см}^3$
28	4% $BaCl_2$, густина якого $1,034 \text{ г/см}^3$
29	28% розчину KOH , густина якого $1,263 \text{ г/см}^3$
30	94% розчину HNO_3 , густина якого $1,500 \text{ г/см}^3$

Лабораторна робота № 6

«ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ»

Мета роботи: Дослідити

- реакцію середовища розчинів різних солей;
- утворення основних та кислих солей при ступінчастому гідролізі; випадки повного гідролізу;
- фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: як дисоціюють основні класи неорганічних сполук особливо солей; типи солей, що підлягають гідролізу; водневий показник; колір індикаторів в різних середовищах;

вміти: писати рівняння гідролізу солей за катіоном, за аніоном; за катіоном та аніоном; передбачати реакцію середовища розчину солі; визначати константу гідролізу

Реактиви та устаткування:

- **солі:** ацетат натрію CH_3COONa , хлорид алюмінію $AlCl_3$, силікат натрію Na_2SiO_3 , хлорид калію KCl , карбонат натрію Na_2CO_3 , сульфат натрію Na_2SO_3 ;

- **розчини:** сульфату алюмінію, ацетату натрію, сульфату натрію або амонію, карбонату натрію, хлориду заліза (III), сульфату хрому (III), сульфиду амонію, розведеної хлороводневої кислоти;

- **індикатори:** нейтральний розчин лакмусу; спиртовий розчин фенолфталеїну;

- **устаткування:** штатив з пробірками, стакани, мікрошпателі, скляні палички.

Сутність методу

Вода слабкий електроліт, який дисоціює на гідроген-іони та гідроксид-іони



Дисоціація води пояснює важливе явище – гідроліз солей. Водні розчини солей мають кислу або лужну реакцію.

Кислотний або лужний характер розчину обумовлено присутністю в розчині надлишку гідроген-іонів або гідроксид-іонів, які утворюються за рахунок розчинника – води при взаємодії її йонів з йонами солі.

Взаємодія йонів солі з йонами води, яка супроводжується утворенням малодисоційованої сполуки та зміною концентрації йонів Гідрогену чи гідроксид-іонів, називається гідролізом солі.

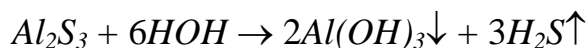
Гідролізу підлягають солі, що утворені:

1. слабкими кислотами та сильними основами, наприклад Na_2CO_3 ;
2. сильними кислотами та слабкими основами, наприклад $Zn(NO_3)_2$;
3. слабкими кислотами та слабкими основами, наприклад $(NH_4)_2S$.

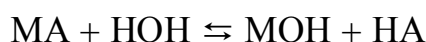
Солі утворені сильними кислотами та сильними основами (KCl , $NaNO_3$, K_2SO_4) гідролізу не підлягають.

До сильних кислот належать HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$. Сильні основи утворюють лужні та лужно-земельні метали.

Гідроліз – процес зворотній і тільки гідроліз солі, утвореною дуже слабкою кислотою та дуже слабкою основою може йти до кінця – до повного розкладу солі. Реакція стає незворотною



Константою гідролізу K_2 для реакції



дорівнює співвідношенню добутку концентрацій кінцевих продуктів до концентрацій солі (МА)

$$K_2 = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Константу гідролізу розраховують:

$$(I) K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{MOH}}; \quad (II) K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA}}; \quad (III) K_2 = \frac{K_{H_2O}}{K_{HA} \cdot K_{MOH}}$$

(I) – за катіоном, (II) – за аніоном, (III) – за катіоном та аніоном,

де K_{H_2O} – йонний добуток води – $1 \cdot 10^{-14}$, K_{HA} та K_{MOH} – константи дисоціації кислоти та основи відповідно.

Порядок виконання роботи

1. Дослідження зовнішнього прояву гідролізу.

Додати нейтральний розчин лакмусу в 5 пробірок. Одну з пробірок залишити контрольною. Внести в пробірки солі: CH_3COONa , $AlCl_3$, Na_2SiO_3 , KCl , перемішати та порівняти колір розчинів у пробірках з контрольною. Ефекти, що спостерігаються, внести в протокол.

Записати рівняння реакцій гідролізу в молекулярній та йонній формах.

2. Дослідження гідролізу ацетату алюмінію.

Внести в пробірку розчини сульфату алюмінію та ацетату натрію, перемішати. Пробірки підігріти в стакані з гарячою водою та спостерігати проявлення гідролізу – утворення основної солі алюмінію – $Al(OH)_2CH_3COO$.

Скласти рівняння утворення ацетату алюмінію в розчині. Записати рівняння гідролізу солі в молекулярній та йонній формах.

3. Дослідження гідролізу карбонату натрію.

В пробірку налити нейтральний розчин лакмусу та додати на кінчику шпателя карбонат натрію, перемішати. Спостерігати проявлення гідролізу – зміну кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формі.

4. Дослідження повного гідролізу солей.

У три пробірки налити по 1-2 мл розчинів сульфату алюмінію, сульфату хрому, хлориду заліза (II). В першу та другу пробірки додати розчин карбонату натрію, у третю – розчин сульфідів амонію – $(NH_4)_2S$. Трохи підігріти пробірки. У всіх пробірках випадає осад гідроксидів металів та виділяється газ. Записати рівняння утворення відповідних солей та їх гідроліз в молекулярній та йонній формі.

5. Дослідження факторів, які впливають на ступінь гідролізу солей.

а) вплив сили кислоти та основи, що утворюють сіль

Налити в 2 пробірки дистильованої вода. В одну пробірку внести карбонат натрію - Na_2CO_3 , в іншу сульфат натрію - Na_2SO_4 . В кожну пробірку додати фенолфталеїн. Спостерігати проявлення гідролізу – різну інтенсивність кольору розчину. Записати рівняння гідролізу солей та порівняти константи дисоціації K_1 кислот H_2CO_3 та H_2SO_4 . зробити висновок в якому випадку ступінь гідролізу більше.

б) вплив температури на ступінь гідролізу.

В пробірку налити дистильованої води та додати ацетат натрію, перемішати та внести 1-2 краплі індикатора – фенолфталеїну. Поставити пробірку в стакан з гарячою водою та довести її до кип'ятіння. Спостерігати проявлення гідролізу – підсилення кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу та вказати в якому напрямку зсунулась рівновага гідролізу.

в) вплив розведення розчину на ступінь гідролізу.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину азотнокислого вісмуту та розвести розчин в 4-5 разів дистильованою водою. Спостерігати появу осаду. Скласти рівняння реакції, враховуючи, що в осад випала основна сіль $Bi(OH)_2NO_3$.

Якщо після розведення розчину солі водою осад не випадає, то додати трохи розчину хлориду натрію; випадає основний хлорид вісмуту $Bi(OH)_2Cl$, розчинність якого менша ніж у $Bi(OH)_2NO_3$.

г) вплив зміни рН середовища на гідроліз.

Додати до осаду $Bi(OH)_2NO_3$ ($Bi(OH)_2Cl$) розведену (1:1) хлороводневу кислоту HCl . Вказати на зовнішнє проявлення впливу кислоти на гідроліз солі. Скласти рівняння гідролізу солі та вказати напрямок зміщення рівноваги під впливом збільшення концентрації гідроген-іонів (H^+).

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

Завдання					
Скласти молекулярні, йонно-молекулярні та скорочені йонні рівняння гідролізу солей. Вказати реакцію середовища, рН, індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів та його колір. Визначити константу гідролізу ($K_{\text{гдр.}}$)					
варіант			варіант		
1	$SnCl_2$,	Na_2S	16	$NaNO_3$,	$FeCl_2$
2	$AlCl_3$,	CH_3COOK	17	NH_4Br ,	$MgCl_2$
3	Li_2CO_3 ,	$(NH_4)_2SO_4$	18	$CaCl_2$,	$NaNO_2$
4	$RbCl$,	$CuSO_4$	19	Na_3PO_4 ,	$CrCl_2$
5	$NiSO_4$,	NaH_2PO_4	20	$MgSO_4$,	Na_2S
6	K_2SO_3 ,	$TiCl_3$	21	$NaNO_3$,	$KCNS$
7	K_2SnO_3 ,	$FeCl_3$	22	$Zn(NO_3)_2$,	$CaCO_3$
8	$Mg(HCO_3)_2$,	$NiCl_2$	23	$NaCN$,	NH_4NO_3
9	$Ca_3(PO_4)_3$,	$CrCl_2$	24	K_2CO_3 ,	$Cr(NO_3)_2$
10	$CoCl_2$,	K_2S	25	NH_4Cl ,	NaF
11	$(NH_4)_2CO_3$,	KCl	26	Na_2HPO_4 ,	$ZnBr_2$
12	CH_3COONH_4 ,	$CoCl_2$	27	$FeCl_2$,	CH_3COONa
13	$Hg(NO_3)_2$,	Na_2S	28	$FeSO_4$,	Na_2SO_3
14	$NaHCO_3$,	$NiCl_2$	29	$MnSO_4$,	KI
15	$ZnCl_2$,	CaS	30	$PbCl_2$,	Na_2SO_3

Частина II

Лабораторна робота № 1

«ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ»

- Мета роботи:**
- дослідити окисно-відновні процеси, що відбуваються в розчинах;
 - розглянути вплив середовища на глибину відновлення окисників;
 - оволодіти методом розрахунку еквівалентів окисників та відновників;
 - оволодіти методом електронно-йонного балансу визначення коефіцієнтів в рівняннях ОВР.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: класи неорганічних сполук, їх дисоціацію ;

вміти: визначати ступені окиснення елементів, йонів, процеси - окиснення та відновлення

Устаткування: штатив з набором пробірок, скляні палички, мікрошпатель.

Розчини: 0,5 н розчин хлориду заліза (III) $FeCl_3$; 0,05 н розчин іюдида натрію NaI або калію KI ; розчин крохмалю свіжевиготовлений; 0,5 н розчин калію марганцевокислого $KMnO_4$; 2 н розчин сірчаної кислоти H_2SO_4 ; 0,5 н розчин хлориду заліза (II) $FeCl_2$; 0,1 н розчин роданіду калія $KSCN$ або аммонія NH_4SCN ; 0,5 розчин сірчистоокислого натрію Na_2SO_3 або сіль Na_2SO_3 ; концентрований розчин лугу ($NaOH$ або KOH); 0,5 н розчин дихромату калія $K_2Cr_2O_7$; сіль заліза (II) або кристалогідрат залізного купоросу $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

Теоретичні положення

Окисно-відновні реакції – одне з найважливіших теоретичних питань, яке допомагає вирішувати проблеми охорони навколишнього середовища. Ці знання необхідні для вивчення основних розділів загальної, неорганічної, органічної, аналітичної, фізичної та колоїдної хімії.

Окисно-відновні реакції мають величезне значення, особливо для підтримання життєдіяльності біологічних систем. Процеси фотосинтезу, дихання, травлення – все це ланцюги окисно-відновних реакцій.

Теорія окисно-відновних реакцій вперше була запропонована російськими та українськими вченими С.О. Даїном, Л.В. Писаржевським, Я.І. Михайленком, М.О. Шиловим.

Ступені окиснення. Окиснення та відновлення. Усі хімічні реакції можна віднести до 2 груп: реакції, в яких ступінь окиснення елементів не

змінюється, та реакції, в яких ступінь окиснення (ст.ок.) елементів змінюється.

Окисно-відновні реакції перебігають зі зміною ступеня окиснення реагуючих речовин або зі зміною стану йонів, якщо реакції відбуваються в розчинах.

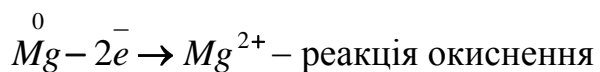
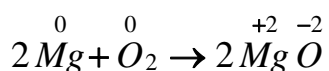
Для опису ОВ процесів і розрахунку стехіометричних коефіцієнтів в рівняннях реакції використовують поняття ступеня окиснення (ступінь окисненості, окисне число).

Ступінь окиснення елемента в сполучі визначається як число електронів, які змістилися від одного атома („+” ст.ок.) до іншого („-” ст.ок.).

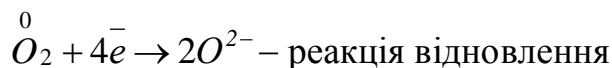
При визначенні ступеня окиснення мають на увазі:

1. молекула електронейтральна, ступінь окиснення кисню в сполуках „-2”, водню „+1”, лужних Ме „+1”, лужно-земельних „+2”.
2. ступінь окиснення простих речовин дорівнює нулю.
3. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю.
4. алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів в йоні дорівнює заряду йона.

Розглянемо приклад ОВР:



відновник



окисник

*Процес втрати електронів називається **окисненням**. Ступінь окиснення при цьому збільшується. Атом чи йон, який віддає електрони називається **відновником***

*Процес приєднання електронів називається **відновленням**. Ступінь окиснення при цьому зменшується. Атом чи йон, який приєднує електрони, називається **окисником***



Окиснення-відновлення – це єдність двох протилежних процесів.

Без окиснення не може бути відновлення та навпаки. Окисник окиснює іншу речовину під впливом відновника, сам при цьому відновлюється.

Методи розрахунку коефіцієнтів в рівняннях окисно-відновних реакцій (ОВР)

Щоб записати рівняння ОВР треба знати:

- у вихідних речовинах та продуктах реакції повинна бути однакова кількість одних і тих самих атомів (матеріальний баланс).
- сума зарядів йонів продуктів реакції дорівнює сумі зарядів йонів вихідних речовин, тобто кількість електронів, які віддав відновник дорівнює сумі електронів, прийнятих окисником (електронний баланс).

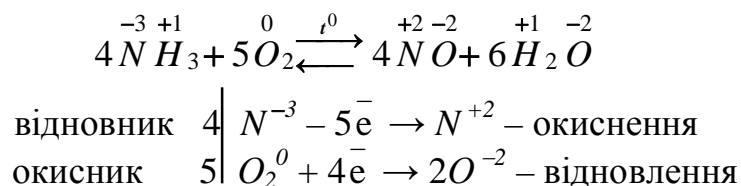
Правильно написані рівняння відображають закон збереження маси речовин.

Для розрахунку коефіцієнтів в ОВР існує два методи:

- 1) метод електронного балансу;
- 2) метод електронно-йонного балансу.

Метод електронного балансу засновано на визначенні ступеня окиснення реагуючих речовин. Його застосовано для процесів в твердій та газоподібній фазах при високих температурах. Це процеси згорання, плавлення.

Наприклад, каталітичне окиснення NH_3 :



Метод електронно-йонного балансу засновано на зміні стану йонів в розчині та застосовано для процесів, які відбуваються в розчинах чи розплавах.

Послідовність дій в методі електронно-йонного балансу (алгоритм)

1. Записати схему реакції.
 2. Переписати схему реакції в йонному вигляді (сильні електроліти в вигляді йонів, гази, осадки в вигляді молекул).
 3. Записати спрощене рівняння в йонному вигляді (однакові йони в лівій та правій частині рівняння не пишемо незалежно від їх кількості).
 4. За спрощеним йонним рівнянням визначаємо в якому середовищі (кислому (H^+), нейтральному (H_2O), лужному (OH^-)) перебігає реакція.
 5. За зміною стану йонів в розчині складаємо напівреакції окиснення, відновлення за допомогою йонів, молекул (H^+ , H_2O , OH^-) середовища. Треба пам'ятати, що кількість атомів одного елемента однакова до і після реакції (закон збереження маси)
- a)** якщо до реакції кисню більше, ніж після, то в *кислому* середовищі

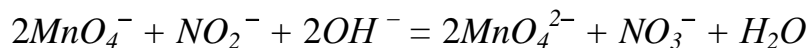
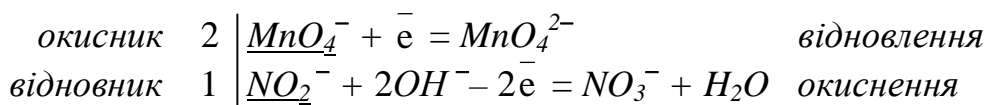
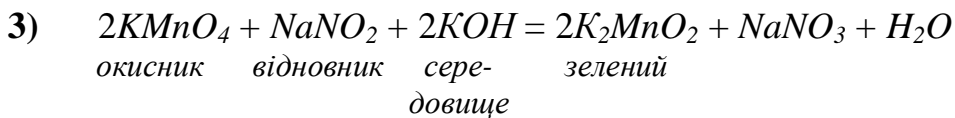
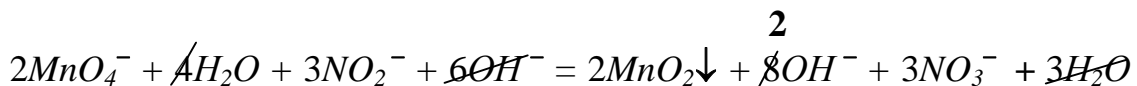
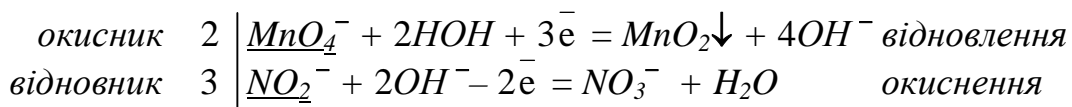
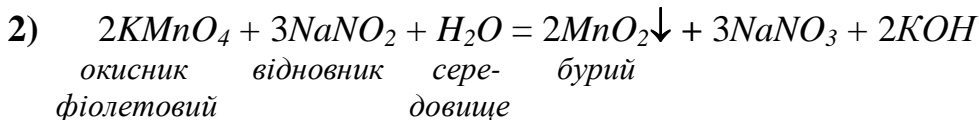
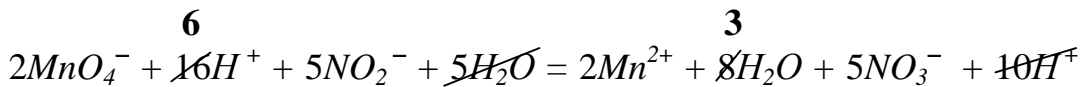
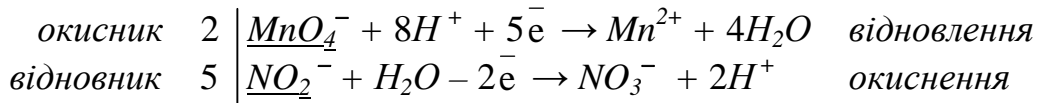
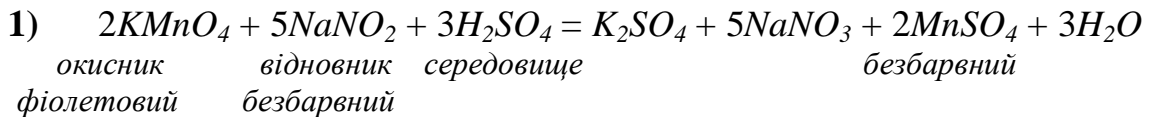
допоміжний йон H^+ перетворюється після реакції в молекулу H_2O
 $(H^+ \rightarrow H_2O)$;

б) якщо до реакції кисню менше, ніж після, то в нейтральному та лужному середовищі: $H_2O \rightarrow OH^-$; $OH^- \rightarrow H_2O$.

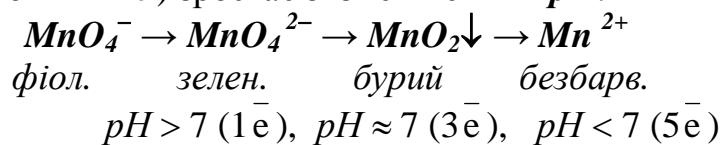
В кожній реакції визначають коефіцієнти методом підбора.

6. Підсумовуємо заряди. На основі того, що сума зарядів йонів до реакції мусить дорівнювати сумі зарядів йонів після реакції, визначаємо кількість відданих чи прийнятих електронів.
7. За кількістю електронів у напівреакціях знаходимо найменше спільне кратне та обчислюємо коефіцієнти для окисника та відновника. Для цього поділимо спільне кратне на кількість електронів у напівреакціях.
8. Підсумовуємо дві напівреакції з урахуванням коефіцієнтів. При необхідності скорочуємо подібні йони.
9. Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами. Перевіряємо кількість атомів до та після реакції.

Приклади:



З прикладів бачимо, що глибина відновлення окисника (кількість прийнятих електронів – $n\bar{e}$) зростає зі зменшенням **pH**:



Еквіваленти окисників та відновників

Еквівалентом називається така кількість речовини, що взаємодіє з 1 моль атомів водню.

1 моль атомів водню приєднує (віддає) 1 моль електронів:

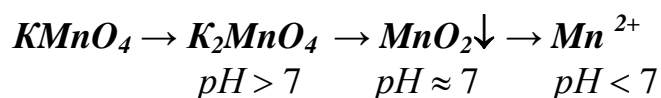


Еквівалентом окисника (відновника) називається така його кількість, що приєднує (віддає) 1 моль електронів.

Молярна маса еквівалента окисника (відновника) дорівнює його мольній масі **M**, помноженій на фактор еквівалентності:

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M$$

Фактор еквівалентності окисника (відновника) дорівнює одиниці поділеній на кількість електронів, які приєднує (віддає) 1 моль окисника (відновника).

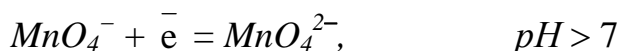


$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5}; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{5} \cdot 158 = 31,6 \text{ (г/моль)}$$

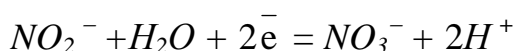
$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль.}$$



$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3}; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{3} \cdot 158 = 52,7 \text{ (г/моль).}$$



$$f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{1} = 1; \quad M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 1 \cdot 158 = 158 \text{ (г/моль).}$$



$$f_{\text{екв}}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2}; \quad M_{\text{екв}}(\text{NaNO}_2) = \frac{1}{2} \cdot 69 = 34,5 \text{ (г/моль).}$$

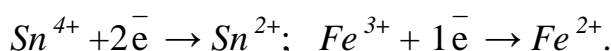
$$M(\text{NaNO}_2) = 69 \text{ г/моль.}$$

Типові окисники та відновники. Окисно-відновна двоїстість

Реакції, в яких змінюються ступені окиснення елементів, – окисно-відновні. Елемент, який втрачає електрони, називається *відновником*; при цьому він окиснюється, а *ступень окиснення його підвищується*. Елемент, який приймає електрони, називається *окисником*; при цьому він відновлюється, а *ступень окиснення його зменшується*.

Найважливіші окисники:

1. Прості речовини – неметали VI та VII груп: $Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$
2. Катіони металів в вищій ступені окиснення:



3. Аніони, в яких центральний атом має вищий ступень окиснення – $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^- , NO_3^- , SO_4^{2-} .
4. Пероксиди металів – Na_2O_2 , BaO_2 .

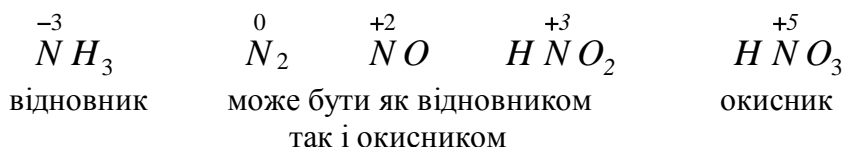
Найважливіші відновники:

1. Метали: $Me - ne^- \rightarrow Me^{n+}$.
 2. Катіони, у яких ступень окиснення може зростати
- $$Sn^{2+} - 2e^- \rightarrow Sn^{4+}; Fe^{2+} - 1e^- \rightarrow Fe^{3+}.$$
3. Аніони прості та складні, в яких центральний атом має нижчий або проміжний ступень окиснення – Cl^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , NO_2^- , тощо.
 4. Гідриди – CaH_2 , NaH , SiH_4 , CH_4 .
 5. Водень, вуглець, монооксид вуглецю, сірка – H_2 , C , CO , S – при високих температурах.

Окисно-відновна двоїстість характерна для сполук, йонів, в яких елемент знаходиться в проміжній ступені окиснення, та в залежності від умов може виявляти як окисні, так і відновні властивості.

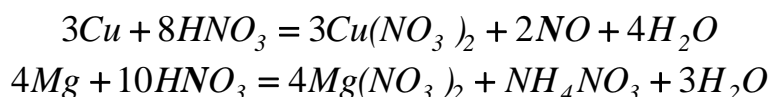
Сполуки елемента з вищим ступенем окиснення завжди окисники, а з нижчим ступенем окиснення – відновники.

Здатність сполуки вступати в реакції як з окисниками та відновниками називається *окисно-відновною двоїстістю*.



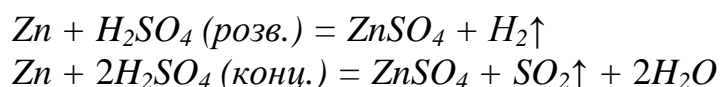
Чинники, що впливають на характер перебігу окисно-відновних реакцій:

а) природа реагуючих речовин

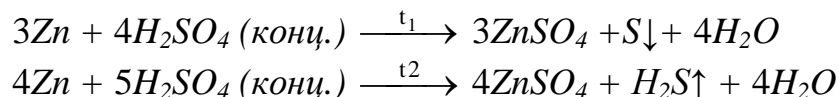


Mg – більш активний відновник.

б) концентрація окислювача



в) температура ($t_2^0 > t_1^0$)



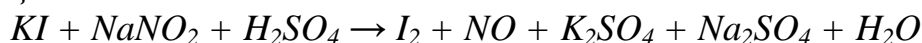
г) водневий показник (pH) середовища

На прикладі відновлення окисника $KMnO_4$ в кислому, нейтральному та лужному середовищі ми з'ясували, що найповніше відновлення окисника відбувається в кислому середовищі ($+5\bar{e}$).

Приклади розв'язання завдань

Завдання 1. Методом електронно-йонного балансу визначити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій, вказати процеси окиснення, відновлення та окисник, відновник.

Приклад 1. *Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в кислому середовищі.*



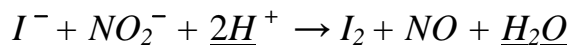
Розв'язання:

1) Записуємо рівняння в йонно-молекулярному вигляді:



I_2 – проста речовина, NO – оксид, вони в розчині не дисоціюють, H_2O – дуже слабкий електроліт. Тому ці сполуки записуємо у вигляді молекул.

2) Записуємо спрощене рівняння: однакові йони незалежно від кількості не записуємо ні в лівій частині рівняння, ні в правій.

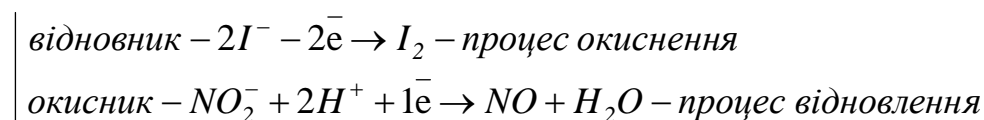


3) Визначаємо середовище. В лівій частині рівняння присутні йони водню H^+ – середовище кисле. В правій частині рівняння присутні молекули води – нейтральне середовище. Тобто реакція перебігає в кислому середовищі з утворенням нейтрального середовища. Допоміжні йони – йони водню H^+ .

4) Записуємо схеми напівреакцій:

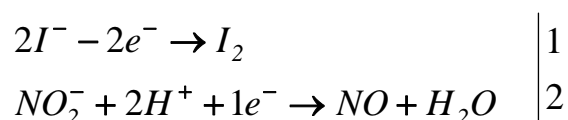


5) Визначаємо баланс атомів та іонів:

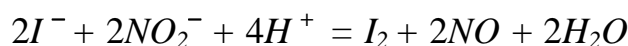


Йон NO_2^- за допомогою двох йонів водню H^+ перетвориться в молекули NO та H_2O , прийнявши один електрон, тобто NO_2^- – окисник. Йони іоду утворюють молекулу I_2 , яка складається з двох атомів, тому потрібно взяти $2I^-$, які втратять 2 електрони, тобто I^- – відновник.

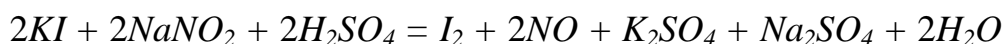
6) Знаходимо для напівреакцій найменше спільне кратне – 2 ($2e^-$ та $1e^-$), яке поділимо на кількість електронів в напівреакціях, та визначимо коефіцієнти:



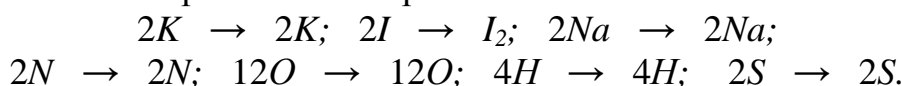
7) Підсумовуємо напівреакції з урахуванням коефіцієнтів



8) Записуємо молекулярне рівняння зі знайденими коефіцієнтами

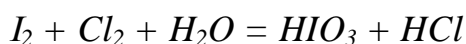


За законом збереження матерії перевіряємо кількість атомів кожного елемента в лівій та правій частині рівняння

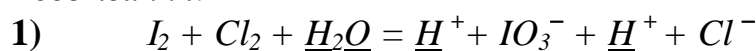


Відповідь: визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процес втрати йонами I^- електронів – процес окиснення; процес приєднання електрону до йону NO_2^- – процес відновлення; йон I^- – відновник; йон NO_2^- – окисник.

Приклад 2. Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в нейтральному середовищі.

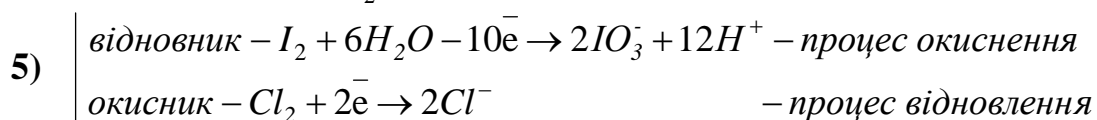
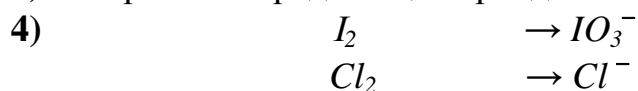


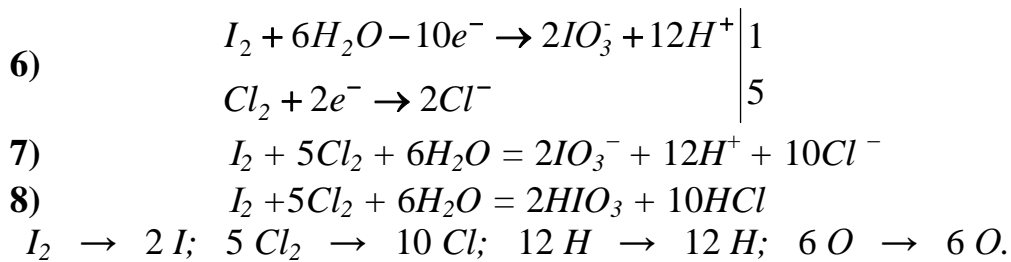
Розв'язання:



2) рівняння спрощувати не треба

3) нейтральне середовище перейде в кисле





Відповідь: Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР, процеси окиснення, відновлення; окисник – Cl_2^0 , відновник – I_2^0 .

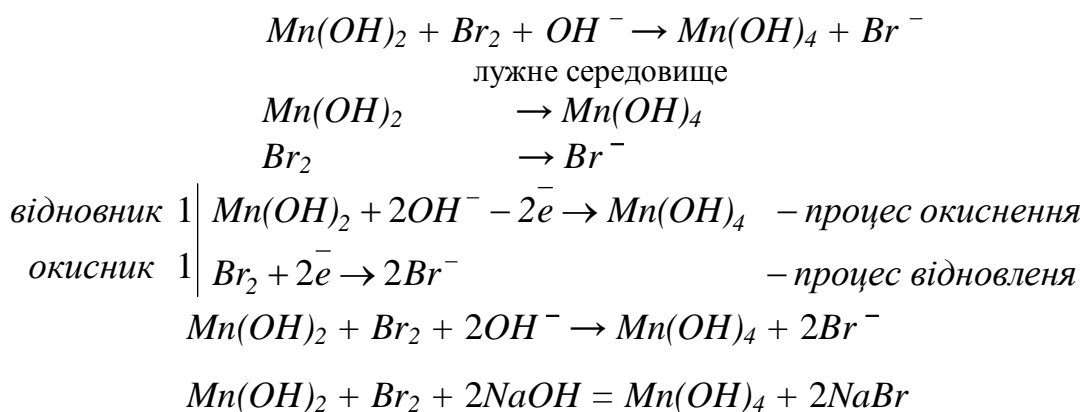
Приклад 3. *Визначити коефіцієнти в рівняннях ОВР в лужному середовищі.*



Розв'язання:



$Mn(OH)_2$, $Mn(OH)_4$ – слабкі електроліти, Br_2 – неелектроліт.



Відповідь: Визначені коефіцієнти в рівняннях ОВР; процеси окиснення, відновлення; окисник – Br_2 , відновник – $Mn(OH)_2$.

Питання до самоконтролю

1. Дати визначення поняття «ступень окиснення».
2. Як визначаються ступені окиснення атомів в молекулах та йонах?
3. Який процес зветься окисненням? Що при цьому відбувається зі ступенем окиснення атома?
4. Який процес зветься відновленням? Що при цьому відбувається зі ступенем окиснення атома?
5. Дати визначення понять «окисник», «відновник».
6. Вказати найважливіші окисники.
7. вказати найважливіші відновники.
8. Для яких сполук характерна окисно-відновна двоїстість?

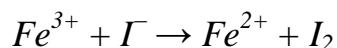
9. Які чинники впливають на перебіг окисно-відновних реакцій? (природа, C , t° , pH)?
10. Як змінюється глибина відновлення окисника зі зміною pH середовища?
11. Як розраховуються молярні маси еквівалентів окисника та відновника?

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Окиснення іодид-іонів йонами заліза (III).

В пробірку налити 5–6 крапель розчину солі заліза (III) і 1 краплю розчину іодида калію або натрію. Вміст пробірки розбавити дистильованою водою до слабко-жовтого кольору та ввести 1–2 краплі розчину крохмалю. Поява синього кольору свідчить про наявність в розчині вільного іоду.

Реакція визначається схемою:

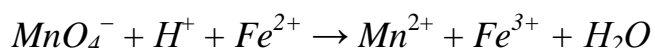


Складіть електронно-йонні рівняння процесів окиснення та відновлення і молекулярне рівняння реакції.

Дослід 2. Окиснення йонів заліза (II) перманганат-іонами.

В пробірку налити по 5–6 крапель розчину перманганату калію і 2 н розчину сірчаної кислоти. Потім піпеткою прилити по краплям свіжевиготовленого розчину солі заліза (II) до повного знебарвлення розчину. Знебарвлення розчину свідчить про відновлення йонів MnO_4^- до йонів Mn^{2+} . В знебарвлений розчин додати декілька крапель розчину $KSCN$ або NH_4SCN та переконатися, що йони Fe^{2+} окиснилися в йони Fe^{3+} .

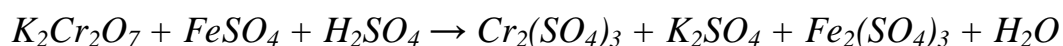
Реакція визначається схемою:



Складіть електронно-йонні рівняння процесів окиснення та відновлення, молекулярні рівняння та реакції виявлення йонів заліза (III).

Дослід 3. Окисні властивості дихромату калію.

Налити в пробірку 1–2 мл дихромату калію $K_2Cr_2O_7$, прилити декілька крапель сірчаної кислоти і кинути туди ж кристалик залізного купоросу $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Спостерігайте зміну кольору. Схема реакції, що відбувається:



Розставте коефіцієнти, використовуючи метод електронно-йонного балансу. Визначте еквівалент окисника та відновника.

Дослід 4. Окисні властивості перманганату калію в кислому середовищі.

В пробірку налити 1–2 краплі перманганату калію та додати декілька крапель сірчаної кислоти, а потім підливати по краплям розчин сірчистоокислого натрію до зникнення фіолетового кольору.

Схема реакції, що відбувається:

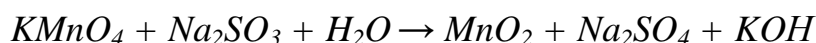


Складіть електронно-йонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

Дослід 5. Окисні властивості перманганату калію в нейтральному середовищі.

Налити в пробірку 1–2 см³ розчину перманганату калію та додати 1–2 см³ розчину сірчистоокислого натрію. Спостерігати за зовнішніми змінами при перебігу реакції.

Схема реакції, що відбувається:

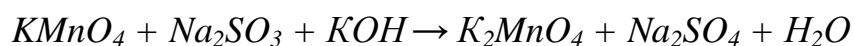


Складіть електронно-йонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

Дослід 6. Окисні властивості перманганату калію в лужному середовищі.

Налити в пробірку 1–2 см³ перманганату калію і додати 1 см³ концентрованого розчину лугу та 1–2 см³ розчину сірчистоокислого натрію. Як змінюється колір? Чим це пояснюється?

Схема реакції, що відбувається:



Складіть електронно-йонні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквівалент перманганату калію.

Через деякий час зелений колір зникає, з'являється бурий осад. Це відбувається за рахунок реакції диспропорціонування, яка відбувається за наступною схемою:



Складіть електронно-йонні рівняння і розставте коефіцієнти. Визначте еквіваленти окисника та відновника.

За проведеними дослідом зробити висновок як змінюються властивості окисників в залежності від *pH* середовища. Заповніть таблицю спостережень за виконаними дослідом.

Таблиця 7.1 – Експериментальні дані та спостереження

pH середовища	Окисник	Окиснена форма окисника	Колір окисненої форми окисника	Відновна форма окисника	Колір відновної форми окисника	$f_{екв}$ та $M_{екв}$ окисника, г/моль
1	2	3	4	5	6	7

•••

pH середовища	Відновник	Відновна форма відновника	Колір відновної форми відновника	Окисна форма відновника	Колір окисної форми відновника	$f_{екв}$ та $M_{екв}$ відновника, г/моль
8	9	10	11	12	13	14

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

Варіант: Методом електронно-йонного балансу знайти коефіцієнти в рівняннях ОВР; вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник.

- $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
 $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- $H_2SO_3 + H_2S \rightarrow S + H_2O$
 $Al + NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] + H_2$
- $H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$
 $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
- $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
 $Cs + H_2O \rightarrow CsOH + H_2$
- $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
 $Fe + H_2SO_4 \text{ (розб)} \rightarrow FeSO_4 + H_2$
- $S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO$
 $C + Na_2CrO_4 + NaOH \rightarrow CO + Na_3CrO_3 + H_2O$
- $HI + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$
 $Zn + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$
- $KMnO_4 + HCl \rightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$
 $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
- $Fe + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Fe_2O_3 + NO_2 + H_2O$
 $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$
- $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$
 $Ba + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2$
- $K_2MnO_4 + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$
 $Al + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow Al_2O_3 + NO_2 + H_2O$
- $FeSO_4 + Br_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + HBr$
 $KOH + Cl_2 \rightarrow KClO_3 + KCl + H_2O$
- $KMnO_4 + NH_4OH \rightarrow MnO_2 + N_2 + KOH + H_2O$
 $Co(OH)_3 + HCl \rightarrow CoCl_2 + Cl_2 + H_2O$
- $Zn + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
 $Br_2 + NaNO_2 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + NaBr + H_2O$
- $Cr_2O_3 + KOH + KClO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + H_2O$
 $Ag + HNO_3 \text{ (конц)} \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$
- $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
 $HBr + KClO_3 \rightarrow KCl + Br_2 + H_2O$

Лабораторна робота № 2

«ВИГОТОВЛЕННЯ ЗОЛЕЙ ТА ЇХ КОАГУЛЯЦІЯ»

- Мета роботи:**
- засвоїти методи отримання золей шляхом конденсації та диспергування;
 - визначити знак заряду колоїдних частинок методом капілярного та крапельного аналізу;
 - вивчити вплив різних чинників на коагуляцію золей.

При виконанні лабораторної роботи студент повинен

знати: уявлення про дисперсні системи; дисперсність колоїдних розчинів та умови їх утворення; будову міцели та її стійкість;

вміти: різними методами - конденсації, гідролізу та пептизації отримати золі, записати умовну формулу міцели, визначити заряд колоїдної частки.

Прибори та реактиви: пробірки, беззольний фільтрувальний папір, секундомір.

Розчини: луґу (20%); желатину (0,5%, насичений); силікату натрію Na_2SiO_3 (рідкого скла з $\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$); хлориду заліза (III) $FeCl_3$ (2%); хлоридної кислоти HCl (конц. $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$; 1:5); нітрат срібла $AgNO_3$ (0,001 М, 0,05 М, 0,1 М); йодид калію KI (0,05 М); хлориду натрію $NaCl$ (0,5 М); сульфату натрію Na_2SO_4 (0,5 М); фосфату натрію Na_3PO_4 (0,5 М); нітратна кислота HNO_3 (2 н); хлорид калію KCl (0,1 н).

Теоретичні положення

Навколишня природа є сукупністю колоїдно-дисперсних і грубо дисперсних систем. Природні тіла – живі організми, атмо- і гідросфера, земна кора, надра – все це дисперсні системи.

Колоїдна хімія (від грец. *koll* - клей) – наука, що вивчає склад, внутрішню будову та перетворення дисперсних систем, їх характерні властивості.

Перші відомості про колоїдні системи наведені в працях Аристотеля (384-323 рр. до н.е.). Засновником колоїдної хімії є англійський хімік Т. Грем. Професор Київського університету І.Г. Борщов (1833-1878 рр.) визначив властивості колоїдних частинок, показав значення води в їх існуванні, розкрив значення колоїдів в походженні й існуванні живої матерії.

Значний внесок в розвиток колоїдної хімії внесли вчені Д. Гіббс, Д. Релей, А. Ейнштейн і М. Смолуховський, Ж.Б. Перен та вітчизняні вчені М.М. Любавін, А.П. Сабанєєв, Ф.М Шведов, І.О. Ребіндер, О.Н. Фрумкін, В.С. Каргін, Б.В. Дерягін.

Дисперсною (від лат. – *disperses*) називають систему, у якій дрібні частинки однієї або кількох речовин (дисперсної фази) рівномірно

розподілені між частинками іншої (дисперсійного середовища). Подрібнення речовини називають *диспергуванням*.

Систему, в якій частинки диспергованої речовини мають розмір більший за $1 \cdot 10^{-9}$ м і складають окрему фазу щодо дисперсійного середовища, називають *гетерогенною*. Саме *гетерогенність* (багатофазовість) є однією із характерних ознак дисперсних систем.

Загальною ознакою будь-якої дисперсної системи є ступінь подрібнення частинок дисперсної фази або *ступінь дисперсності*.

Дисперсність (D) – це величина, обернена розміру частинки диспергованої речовини (d або l)

$$D = \frac{1}{d}, \quad \text{або} \quad D = \frac{1}{l} \quad (1)$$

де d - діаметр частинки сферичної форми,

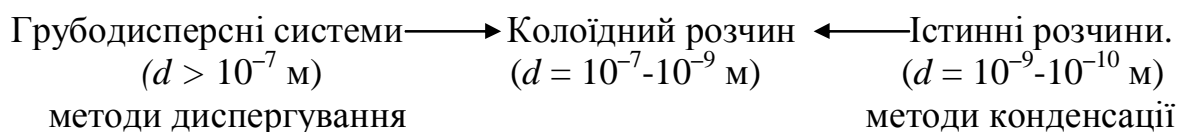
l – довжина ребра частинки кубічної форми.

Отже, чим менший розмір частинок, тим більша дисперсність системи.

Колоїдний розчин (золь) – це ультрамікрогетерогенна система, у якій дисперсійним середовищем є рідина, а дисперсною фазою – тверді частинки розміром 10^{-7} - 10^{-9} м.

Методи одержання колоїдних систем

Колоїдні розчини за ступенем дисперсності займають проміжне місце між грубодисперсними системами та молекулярно-йонними системами (істинними розчинами). Тому золі можна одержати або шляхом подрібнення відносно великих частинок до колоїдних розмірів, або внаслідок об'єднання окремих молекул чи атомів розчиненої речовини істинних розчинів. Відповідно до цього методи одержання колоїдно-дисперсних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні:



В окрему групу виділено метод одержання колоїдних розчинів за допомогою пептизації.

Конденсаційні методи. Ця група методів вигідна з енергетичної точки зору, адже укрупнення мікрочастинок шляхом об'єднання атомів або молекул під дією ван-дер-ваальсових сил відбувається без витрати енергії ззовні.

Конденсаційні методи одержання колоїдних систем поділяють на фізичні та хімічні.

Методи фізичної конденсації ґрунтуються тільки на фізичних явищах, без перебігу хімічних реакцій (конденсація пари, заміна

розчинника тощо).

- *Конденсація пари.* Наочним прикладом одержання золів шляхом конденсації пари є утворення аерозолів – туману (краплі рідини), диму (тверді частинки).

Ліозолі одержують під час одночасної конденсації пари речовин, що утворюють дисперсну фазу і дисперсійне середовище.

- *Метод заміни розчинника* ґрунтується на заміні середовища, що відбувається при додаванні невеликої кількості істинного розчину речовини до розчинника, в якому ця речовина нерозчинна.

Методи хімічної конденсації. В основі цих методів лежать хімічні реакції, що супроводжуються утворенням малорозчинних речовин. З цією метою використовують різні типи реакцій: подвійного обміну, відновлення, окиснення, гідролізу тощо. Високодисперсні системи одержують при додаванні до розведеного розчину одного реактиву невеликої кількості концентрованого розчину іншого реактиву. Останній відіграє роль стабілізатора колоїдної системи.

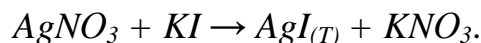
Щоб одержати золь, необхідно виконати три умови:

- а) дисперсна фаза має бути нерозчинною у дисперсійному середовищі;
- б) у системі має бути стабілізатор, який надає їй стійкості;
- в) частинки дисперсної фази мають колоїдний ступінь дисперсності ($d = 10^{-7} - 10^{-9}$ м).

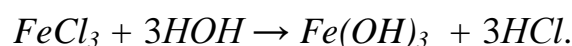
При одержанні золів методом хімічної конденсації *стабілізатором* є одна з реагуючих речовин, що взята в надлишку.

- *Реакції подвійного обміну* дають змогу одержати золі малорозчинних сполук: сульфатів, карбонатів, сульфідів, фосфатів багатьох металів, галогенідів аргентуму, силікатної кислоти тощо.

Одержання золю аргентум іодиду. При змішуванні розведених розчинів аргентум нітрату та калій іодиду за умови, що один із реактивів є у надлишку, аргентум іодид не випаде в осад, а утворюється злегка каламутний колоїдний розчин.



- *Реакцією гідролізу* одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купрум, цинку тощо. З цією метою розчин солі відповідного металу доливають до киплячої води. Наприклад, у гарячій воді гідроліз FeCl_3 відбувається до кінця:

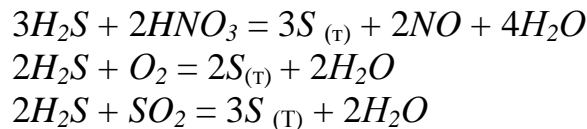


Проте утворення осаду не спостерігається.

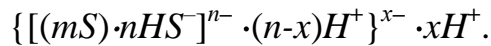
- *Окисно-відновні реакції* лежать в основі одержання золів сірки, благородних металів, манган діоксиду тощо.

Золь сірки можна одержати за реакцією окиснення гідроген сульфід

(сірководню) (взятим у надлишку) одним з окисників (нітратна кислота, кисень, сульфур діоксид та ін.):



Будова міцели золю сірки:



Диспергаційні методи. Крім конденсаційних, існують також диспергаційні методи одержання золів.

Суть методів зводиться до подрібнення крупніших частинок до колоїдного ступеня дисперсності. При диспергуванні речовини витрачається робота на створення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії. Залежно від виду витраченої енергії, ці методи поділяють на механічні, електричні та акустичні.

Фізико-хімічне диспергування (пептизація). Пептизація полягає в дезагрегації частинок свіжодобутого осаду під дією стабілізатора – пептизатора, яким є електроліт, що надає системі агрегативної стійкості. Так одержують золі з осадів гідроксидів цинку, феруму, алюмінію.

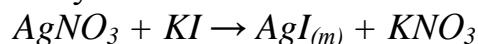
Розрізняють *три способи пептизації*: адсорбційну (безпосередню), дисолюційну (хімічну, посередню), а також промивання осаду розчинником (дисперсійним середовищем).

Будова колоїдних частинок

Згідно з міцелярною теорією будови колоїдних розчинів, золь складається із структурних частинок дисперсної фази – *міцел і міжміцелярної рідини*. Міцела має значно складнішу будову, ніж молекула, і є більш високоорганізованою структурною одиницею матерії. У міжміцелярній рідині (дисперсійному середовищі) розчинені електроліти, неелектроліти, ПАР, які стабілізують колоїдну систему.

У першому наближенні в структурі міцели можна виділити три основні частини: *ядро, адсорбційний і дифузний шари йонів*.

Основу колоїдних частинок золю аргентум іодиду, одержаного за реакцією подвійного обміну:



складають молекули (мікрокристали) малорозчинного $AgI_{(T)}$, сукупність яких (m молекул) утворює *агрегат*: ($m AgI$)

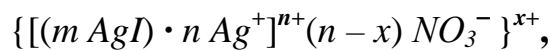
На поверхні агрегату, за правилом *Панета-Фаянса* вибірково адсорбуються (поглинаються) ті йони стабілізатора, які можуть добудувати кристалічну ґратку твердої фази. Ці йони (вони завжди є у надлишку) визначають знак і величину потенціалу поверхні і тому їх називають *потенціалвизначальними йонами*.

Якщо реакція відбувається за надлишку $AgNO_3$ то це будуть йони Ag^+ .

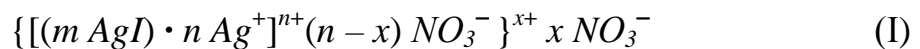
На поверхні агрегату ($m AgI$) виникає позитивно заряджений шар з n йонів Ag^+ . Цю частинку називають *ядром*, записують таким чином: $[(m AgI) \cdot n Ag^+]^{n+}$

Під дією електростатичних сил на поверхні ядра притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (NO_3^-), які називають *протиіонами*.

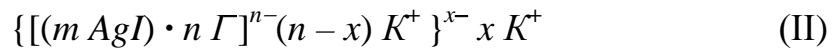
Частина протиіонів ($n - x$) NO_3^- , яка зазнає дії як електростатичних, так і ван-дер-ваальсових сил ядра, утримується на досить близькій відстані від ядра і утворює *адсорбційний шар* протиіонів. Ядро разом з адсорбційним шаром протиіонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:



Решта x протиіонів NO_3^- , яка необхідна для повної компенсації заряду поверхні, слабше зв'язана з ядром (діють тільки сили електростатичного притягання), поступово дифундує у напрямку розчину і утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протиіонів за величиною дорівнює заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої представляють у вигляді формули:



Якщо стабілізатором цього золю буде KI (надлишок) то одержимо:



Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул. Будова міцели золю аргентум іодиду з позитивним і негативним зарядом гранул зображена на рис. 1.

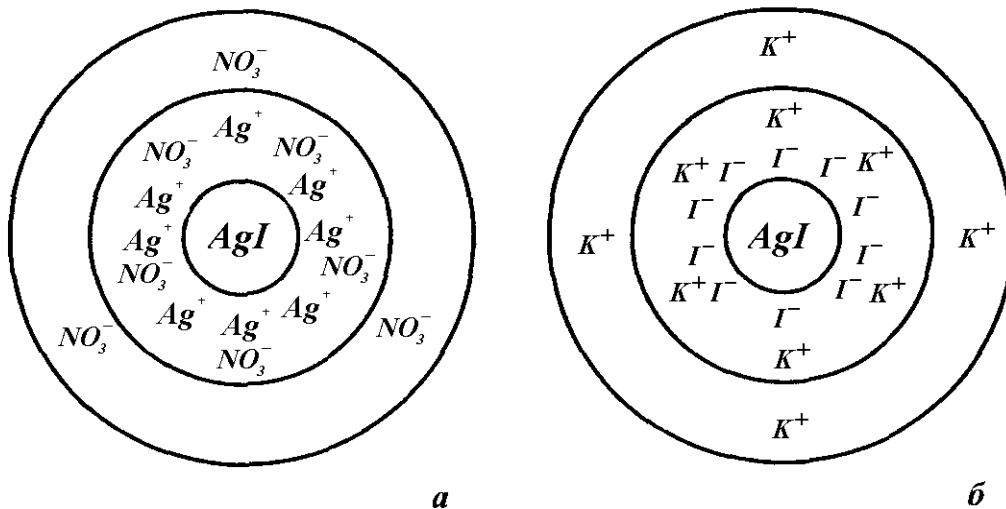
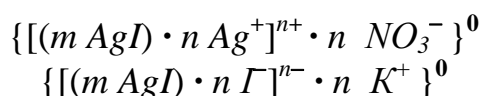


Рис. 1 – Будова міцели золю аргентум іодиду з позитивним (а) і негативним (б) зарядом гранул

У випадку, коли концентрації обох електролітів рівні, міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, який можна записати міцелярною формулою наступного вигляду :



При *електрофорезі* під дією електричного поля до одного з електродів рухаються колоїдні частинки, до іншого – йони дифузного шару. До катоду (К–) будуть рухатися позитивні частинки: $[(m \text{ AgI}) \cdot n \text{ Ag}^+]^{n+}$ з міцели (I), K^+ з міцели (II).

До аноду (А+) будуть рухатися негативні частинки: $[(m \text{ AgI}) \cdot n \Gamma]^{n-}$ з міцели (II) та NO_3^- з міцели (I).

Коагуляція гідрофобних золей

Коагуляція – це процес зменшення дисперсності системи за рахунок укрупнення частинок дисперсної фази. Спричинити коагуляцію гідрофобних золів може будь-який чинник, що порушує агрегативну стійкість системи (старіння системи, зміна концентрації дисперсної фази, зміна температури, механічна дія, дія світла, електрики, магнітних полей, електролітів). Усі чинники або зменшують сили відштовхування, або збільшують сили притягання між колоїдними частинками. Найважливішим чинником коагуляції золів є дія електролітів.

Правила коагуляції електролітами:

1. З помітною швидкістю коагуляція відбувається лише за певної кількості введеного електроліту. *Мінімальну концентрацію електроліту в ммоль, яка здатна спричинити коагуляцію 1 дм³ золю, називають порогом коагуляції ($C_{\text{пор}}$) або критичною концентрацією ($C_{\text{к}}$).*

Початок *явної* коагуляції визначають за такими ознаками: зміною забарвлення системи, виникненням каламуті. Поріг коагуляції обчислюють за формулою:

$$C_{\text{пор}} = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}} \quad (2)$$

де $V_{\text{ел}}$ – об'єм електроліту (мл), що спричинив коагуляцію;

$C_{\text{ел}}$ – концентрація електроліту, ммоль/дм³;

$V_{\text{золю}}$ – об'єм золю, см³.

Величину, обернену до порогу коагуляції, називають коагулюючою здатністю ($V_{\text{к}}$):

$$V_{\text{к}} = \frac{1}{C_{\text{пор}}}, \quad (3)$$

Коагулююча здатність – це об'єм золю, для коагуляції якого потрібно 1 ммоль електроліту.

2. Коагулюючу дію виявляє не вся молекула електроліту, а лише той його йон, знак якого протилежний до заряду гранули. Ці йони електроліту називають *коагулюючими* або *йонами-коагуляторами*. Така закономірність зветься *правилом М. Гарді* (1900 р.).

3. За *правилом Шульце*, коагулююча здатність йона тим більша, чим більший його заряд. Тому найменший поріг коагуляції будуть мати електроліти, що містять багатозарядний йон-коагулятор.



Співвідношення порогів коагуляції електролітами розраховано Б.В. Дерягіним та Л.Д. Ландау (1941 р.).

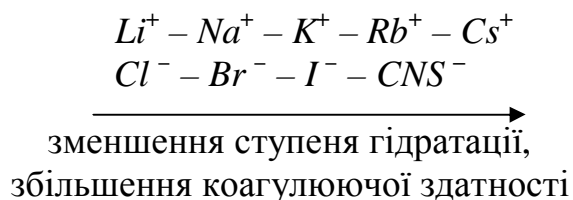
Поріг коагуляції є оберненим до заряду йона (z) в шостій степені:

$$C_{\text{пор}} = \frac{1}{z^6} \quad (4)$$

Тому значення порогів коагуляції для одно-, дво- і тризарядних йонів відносяться як:

$$C_1 : C_2 : C_3 = \frac{1}{1^6} : \frac{1}{2^6} : \frac{1}{3^6} = 1 : 0,0156 : 0,00137 = 730 : 11,4 : 1$$

4. У неорганічних йонів (катионів і аніонів) однакового заряду коагулююча активність зростає із зменшенням ступеня гідратації та збільшенням радіуса йона.



Це пояснюється тим, що менш гідратований йон легше адсорбується і сильніше притягається зарядженою частинкою.

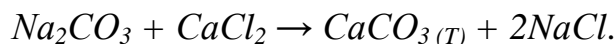
Такі ряди йонів називають *ліотропними* або *рядами Гофмейстера*.

5. Йони органічних сполук виявляють кращу коагулюючу активність порівняно з неорганічними. Це пояснюється тим, що органічні йони характеризуються великою специфічною адсорбційною здатністю і легше входять у внутрішню частину подвійного електричного шару колоїдних частинок. За *правилом Траубе*, у гомологічних рядах електролітів з органічними йонами коагулююча здатність рівномірно збільшується із зростанням довжини вуглеводневого залишку.

Приклади розв'язання завдань

Приклад 1. *Записати схему будови колоїдних частинок CaCO_3 зі стабілізатором Na_2CO_3 .*

а) Нехай до розчину Na_2CO_3 краплями додають розчин CaCl_2 . Отже, Na_2CO_3 , взятий у надлишку, є стабілізатором. При цьому відбувається така хімічна реакція:



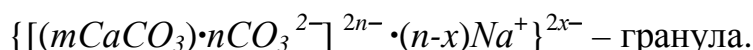
Пишемо умовну хімічну формулу міцели: спочатку треба виділити три основні частини: *ядро, адсорбційний і дифузний шари йонів.*

Основу колоїдних частинок золю складають молекули (мікрокристали) малорозчинного CaCO_3 (m), сукупність яких (m молекул) утворює *агрегат*: $(m\text{CaCO}_3)$.

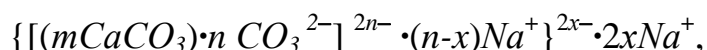
На поверхні агрегату, за *правилом Панета-Фаянса*, вибірково адсорбуються ті йони стабілізатора, які можуть добудовувати кристалічну ґратку твердої фази. Це *потенціалвизначальні йони* (ПВЙ). Якщо реакція відбувається за надлишком Na_2CO_3 , то на поверхні агрегату виникає негативно заряджений шар з n йонів CO_3^{2-} (потенціалвизначальні йони). Агрегат з ПВЙ, які увійшли до його складу, називають *ядром*:



Під дією електростатичних сил до поверхні ядра притягуються йони стабілізатора протилежного знаку (у даному випадку, Na^+), які називають *протиіонами*. Частина протиіонів $(n-x)\text{Na}^+$, утворює *адсорбційний шар* протиіонів. Ядро разом з адсорбційним шаром протиіонів утворює колоїдну частинку – *гранулу*, знак заряду якої визначається знаком заряду потенціалвизначальних йонів:

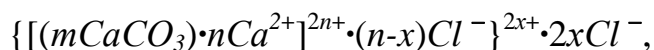


Решта x протиіонів Na^+ , яка необхідна для повної компенсації утворює *дифузний шар*. Сумарний заряд усіх протиіонів дорівнює за величиною заряду поверхні ядра, тобто сумарному заряду потенціалвизначальних йонів. Гранула разом з дифузним шаром утворює електронейтральну *міцелу*, будову якої в цілому зручно представляти у вигляді формули. У наведеному прикладі, коли стабілізатором є Na_2CO_3 , гранула має негативний заряд і будова міцели має такий вигляд:



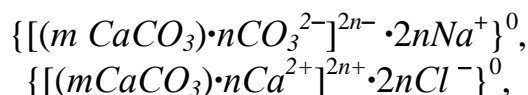
б) *Схема будови колоїдних частинок з іншим стабілізатором - CaCl_2 .*

Якщо стабілізатором цього золю є CaCl_2 , то одержимо золь CaCO_3 з позитивним зарядом гранули:

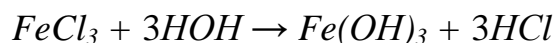


Отже, змінюючи співвідношення між кількостями реагуючих речовин, можна одержати золь з позитивним або негативним зарядом гранул.

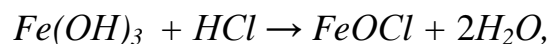
в) Міцела буде знаходитися в *ізоелектричному стані*, якщо концентрації електролітів рівні:



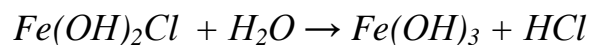
Приклад 2. Реакцією *гідролізу* одержують золі гідроксидів феруму (III), алюмінію, хрому (III), купруму, цинку тощо. Наприклад, у гарячій воді гідроліз $FeCl_3$ відбувається до кінця:



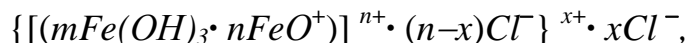
Утворення осаду не спостерігається. Під час перебігу допоміжної реакції



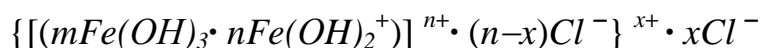
або з урахуванням III ступеня гідролізу



утворюється електроліт $FeOCl$ або $Fe(OH)_2Cl$, який виконує функцію стабілізатора, будова міцели може бути такою:



або



Питання до самоконтролю

1. Якими методами одержують колоїдні системи? На чому ґрунтуються конденсаційні та диспергаційні методи? Дайте їх коротку характеристику.
2. Що називають пептизацією? Чим відрізняється пептизація від диспергаційних і конденсаційних методів одержання золів? Які способи пептизації застосовують? Наведіть приклади.
3. Як утворюється подвійний електричний шар? Як впливають електроліти на будову подвійного електричного шару? Які специфічні явища спостерігаються при цьому? Як утворюється подвійний електричний шар?
4. Який процес називають коагуляцією і який – седиментацією? Якими методами можна спричинити коагуляцію колоїдного розчину?

- Охарактеризуйте основні правила електролітної коагуляції гідрофобних золів.
5. Що називають порогом коагуляції? Як обчислити його величину? Яка залежність порогу коагуляції від заряду йона-коагулятора?
 6. Що називають дисперсністю системи та як вона визначається?
 7. Яка система зветься дисперсною? Дати її визначення та вказати характерну ознаку.
 8. Дати визначення колоїдним розчинам (золям) та вказати умови їх утворення.

Порядок виконання роботи

Одержання золей методом конденсації

Дослід 1. Отримання золя силікатної кислоти за реакцією обміну.

Налити в пробірку (0,5 її об'єму) розведеної (1:5) хлоридної кислоти HCl та додати до неї при перемішуванні 8-10 крапель розчинного рідкого скла Na_2SiO_3 ($\rho = 1,16 \text{ г/см}^3$). Отриманий гідрозоль силікатної кислоти зберегти для досліду 6.

Запис досліду. Скласти рівняння утворення силікатної кислоти та схему будови міцели, враховуючи, що в ядро входять молекули SiO_2 та H_2O , а в адсорбційний шар – йони $HSiO_3^-$.

Дослід 2. Отримання золя гідроксиду заліза (III) гідролізом солі.

Нагріти до кипіння в стакані 10-20 мл дистильованої вод. В киплячу воду повільно по краплям додати 2% розчин хлориду заліза $FeCl_3$ (III) до утворення колоїдного розчину гідроксиду заліза (III) кольору міцного чаю.

Запис досліду. Скласти рівняння гідролізу хлориду заліза (III), враховуючи, що висока температура сприяє зсуву рівноваги в бік утворення гідроксиду заліза (III).

Записати схему міцели, враховуючи, що в надлишку знаходиться $FeCl_3$.

Отриманий колоїдний розчин зберігати для досліду 7.

Дослід 3. Отримання золю йодиду срібла з різними зарядами колоїдних часток.

Налити в пробірку 2-3 см^3 0,05 М розчину йодиду калію KI та повільно додати 5-10 крапель 0,05 М розчину нітрату срібла $AgNO_3$, увесь час струшуючи розчин.

Записати рівняння реакції отримання йодиду срібла та колір його золя.

Повторити дослід, наливши в пробірку 1 см^3 0,05 М розчину нітрату срібла $AgNO_3$, та повільно додати при струшуванні 5-10 крапель 0,05 М розчину йодиду калію KI .

Запис досліду. Записати схему будови колоїдних часток золю йодиду

срібла, отриманих в умовах надлишку $AgNO_3$ та KI .

Зберегти колоїдні розчини для дослідів 5, 8.

Одержання золей дисперсійним методом

Дослід 4. Виготовлення золю гідроксида заліза (III) шляхом пептизації.

Метод пептизації застосовується для осадів, що мають відокремлені частинки, які розділені тонким шаром рідини. Це такі осади як гідроксиди металів $Fe(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$. Якщо в таких осадах збільшити величину дифузійного шару, то їх знову можна перевести у колоїдний стан.

Отримати осад гідроксиду заліза (III) дією лугу на розчин хлориду заліза (III). Звернути увагу на колір осаду. Записати рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Відфільтрувати осад, перенести 2-3 мікрошпателя його в пробірку з концентрованим розчином хлориду заліза $FeCl_3$ (III) та нагріти розчин до кипіння. При кип'ятінні спостерігати зміну кольору розчину внаслідок утворення золю гідроксиду заліза (III).

Причиною утворення колоїдного розчину є адсорбція твердими частинками осаду $Fe(OH)_3$ йонів Fe^{3+} з розчину $FeCl_3$. Адсорбовані йони надають частинкам осаду однакові заряди. Частинки починають відштовхуватися одна від одної та, відірвавшись від осаду, поступово рівномірно розподіляються за всім об'ємом рідини, тобто відбувається процес пептизації.

Визначення знаку заряду колоїдних частинок

Дослід 5. Визначення знаку заряду золя йодиду срібла методом капілярного та крапельного аналізу.

а) Занурити смужки фільтрувального паперу в пробірки з золями йодиду срібла, що отримані в досліді 3 при надлишку $AgNO_3$ та KI , та залишити там на 1 годину.

Визначення знаку заряду колоїдних частинок засновано на тому, що деякі речовини (папір, шовк, скло, пісок та інш.) в разі занурення в воду заряджаються негативно. Якщо колоїдні частинки також заряджені негативно, то вони будуть відштовхуватися від фільтрувального паперу та разом з водою підніматимуться вгору (вверх).

Коли знак заряду колоїдних частинок позитивний, то вони притягуються до паперу та будуть осаджуватися на його кінцівки.

Записати, який заряд мають колоїдні частинки в цьому досліді.

б) Нанести на фільтрувальний папір по краплі тих самих розчинів йодиду срібла.

Визначити в кожному розчині знак заряду колоїдних частинок, виходячи з того, що при позитивному заряді частинок, крапля золю на папері розшаровується. Розчини зберегти для дослідів 8.

Коагуляція гідрозолей. Вплив різних чинників

Дослід 6. Коагуляція золя при нагріванні.

Нагріти до кипіння золь силікатної кислоти, який був отриманий в досліді 1. Спостерігайте утворення *гелю* – студнеподібної маси, що не виливається з пробірки при перевертанні її догори дном.

Зв'язанодисперсні системи виникають при контакті частинок дисперсної фази та утворюють структури у вигляді каркасу або сітки. Вони здатні зберігати форму. Перехід золю в гель називають *гелеутворенням* або *желатинуванням*.

Дослід 7. Коагуляція золь електrolітами.

Поділити на 4 пробірки золь гідроксиду заліза (III), отриманий в досліді 2. В першу пробірку додати декілька крапель розчину $NaCl$, в другу – розчин Na_2SO_4 , в третю – розчин Na_3PO_4 .

В якому випадку коагуляція відбувається швидше? Пояснити.

Дослід 8. Взаємна коагуляція протилежно заряджених золь.

Змішати в пробірці рівні об'єми золь іодиду срібла (по 5-6 крапель), що отримані в досліді 3 при надлишку розчинів $AgNO_3$ та KI . Пробірку з розчинами струснути та спостерігати коагуляцію розчинів. Дати пояснення цьому явищу. Яка речовина складає тверду фазу?

Дослід 9. Захисний колоїд.

Налити дистильованої води майже повну пробірку, додати до води 2-3 краплі 0,1 н розчину нітрату срібла та підкислити розчин 2-3 краплями 2 н розчином нітратної кислоти. Перемішати розчин та розлити його в 2 пробірки. В одну з них додати 10 крапель 0,5% розчину желатину та ретельно збовтати. Потім в обидві пробірки додати по 2 краплі 0,1 н розчину хлориду калію. Записати зміни, що спостерігаються в обох пробірках та пояснити різницю в результатах.

Дослід 10. Визначення порога коагуляції.

Використовують 5 М розчин хлориду натрію, 0,5 М розчин сульфату натрію, розчин гексаціаноферату (III) калію ($\approx 0,005$ М) та золь гідроксиду заліза $Fe(OH)_3$. В 12 пробірок наливають по 5 см³ золю; дистильованої води та електrolіту (по 4 пробірки для кожного електrolіту) у відповідних об'ємах:

Номер пробірки	1	2	3	4
Об'єм золю $Fe(OH)_3$, см ³	5	5	5	5
Об'єм води, см ³	4,5	4,0	3,0	1,0
Об'єм електrolіту, см ³	0,5	1,0	2,0	4,0

Через деякий час – приблизно через 1 годину – відмічають в яких пробірках відбулася коагуляція, и визначають поріг коагуляції за формулою

$$C_{\text{пор}}(\gamma) = \frac{V_{\text{ел}} \cdot C_{\text{ел}}}{V_{\text{золю}} + V_{\text{ел}}}$$

Індивідуальні завдання до захисту лабораторної роботи

До водного розчину речовини **А** повільно додають водний розчин речовини **Б**. Скласти умовні формули міцел отриманого золю, якщо в якості стабілізатора беруть в одному випадку надлишок речовини **А**, в іншому – надлишок речовини **Б**. визначити заряд колоїдних часток та вказати, які йони – позитивні чи негативні – будуть викликати коагуляцію золь.

Варіант	Розчини		Варіант	Розчини	
	А	Б		А	Б
1.	<i>CdSO₄</i>	<i>Na₂S</i>	9.	<i>CuSO₄</i>	<i>NaOH</i>
2.	<i>ZnCl₂</i>	<i>KOH</i>	10.	<i>Na₂S</i>	<i>FeCl₂</i>
3.	<i>Pb(NO₃)₂</i>	<i>KI</i>	11.	<i>CuCl₂</i>	<i>H₂S</i>
4.	<i>CaCl₂</i>	<i>Na₂CO₃</i>	12.	<i>KOH</i>	<i>CrCl₃</i>
5.	<i>FeCl₃</i>	<i>NaOH</i>	13.	<i>H₂SO₄</i>	<i>Pb(NO₃)₂</i>
6.	<i>AlCl₃</i>	<i>KOH</i>	14.	<i>KI</i>	<i>Bi(NO₃)₃</i>
7.	<i>BaCl₂</i>	<i>Na₂SO₄</i>	15.	<i>SnCl₂</i>	<i>KOH</i>
8.	<i>Ni(NO₃)₂</i>	<i>H₂S</i>	16.	<i>CoBr₂</i>	<i>Na₂CO₃</i>

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

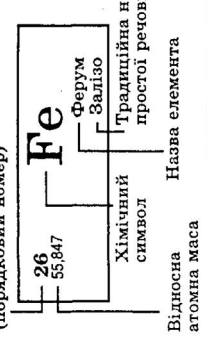
Основна

1. Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: КНОРУС, 2011. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1988. – 272 с.
3. Романова Н.В. Загальна хімія. – Київ: Перун, 1998. – 480 с.
4. Герасименко Г.І. Хімія. Практичний курс. – Одеса, ТЕС, 2009. – 304 с.
5. Ахметов Н.С. Неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 1985. – 679 с.
6. Хомченко Г.П. Хімія для вступників до вузів. – Київ: Вища шк., 1994. – 423 с.

Додаткова

7. Бутенко А.И., Булавин В.І., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія. – Київ, 1997, - 392 с.
8. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия. Изд-е 3-е. – М.: Химия, 1976. – 654 с.
9. Кириченко В.І. Загальна хімія – К.: Вища школа. 2005.- 639 с.
10. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії.-К.: Каравела. 2003. – 342 с.

Додаток 1

PERIОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛІЄВА										
PERIOD	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 1,0079 Гідроген Водень							He 2 4,0026 Гелій		
2	Li 3 6,941 Літій	Be 4 9,0122 Берилій	B 5 10,811 Бор	C 6 12,011 Карбон Вуглець	N 7 14,007 Нітроген Азот	O 8 15,999 Оксиген Кисень	F 9 18,998 Флуор Фтор	Ne 10 20,179 Неон	Ar 18 39,948 Аргон	Прочине число (горядковий номер) 26 55,847 Fe Ферум Залізо Хімічний символ Традиційна назва простої речовини Назва елемента
3	Na 11 22,990 Натрій	Mg 12 24,305 Магній	Al 13 26,982 Алюміній	Si 14 28,086 Силіцій	P 15 30,974 Фосфор	S 16 32,066 Сулфур Сірка	Cl 17 35,453 Хлор			Відносна атомна маса
4	K 19 39,098 Калій	Ca 20 40,078 Кальцій	Sc 21 44,956 Скандій	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,942 Ванадій	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,938 Манган	Fe 26 55,847 Ферум Залізо	Co 27 58,933 Кобальт	Ni 28 58,69 Нікел Нікель
5	Rb 37 85,468 Рубідій	Sr 38 87,62 Стронцій	Y 39 88,906 Ітрій	Zr 40 91,224 Цирконій	Nb 41 92,906 Ніобій	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 [99] Технецій	Ru 44 101,07 Рутеній	Rh 45 102,91 Родій	Pd 46 106,42 Паладій
6	Cs 55 132,91 Цезій	Ba 56 137,33 Барій	*La 57 138,91 Лантан	Hf 72 178,49 Гафній	Ta 73 180,95 Тантал	W 74 183,85 Вольфрам	Re 75 186,21 Реній	Os 76 190,2 Осмій	Ir 77 192,22 Ірідій	Pt 78 195,08 Платина
7	Fr 87 [223] Францій	Ra 88 226,03 Радій	**Ac 89 [227] Актиній	Pb 82 207,2 Свинець, оливо	Bi 83 208,98 Бісмут	Po 84 [209] Полоній	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон	Mt 109 [266] Майтнерій	Uun 110 56,69 Унуній
8	Ce 58 140,12 Церій	Pr 59 140,91 Прасеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Sm 62 150,36 Самарій	Eu 63 151,96 Європій	Gd 64 157,25 Гадоліній	Tb 65 158,93 Тербій	Dy 66 162,50 Диспрозій	Er 68 167,26 Ербій	Lu 71 174,97 Лютецій
9	Th 90 232,04 Торій	Pa 91 [231] Протактіній	U 92 238,03 Уран	Pu 94 [244] Плутоній	Am 95 [243] Америцій	Cm 96 [247] Кюріій	Bk 97 [247] Берклій	Cf 98 [251] Каліфорній	Fm 100 [257] Фермій	No 102 [259] Нобелій
10	Lr 103 [260] Люренцій									

* Лантаноїди
** Актиноїди

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

Аніони	Катіони																						
	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Cd ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	ВР	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	ВР	ВР	ВР	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	ВР	ВР	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	ВР	-	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	ВР	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Н	ВР	Р	Р	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Р	Р	-
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	-	-	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Додаток 3

Константи йонізації деяких кислот та основ (для $T = 298\text{ K}$)

Назва	Формула	К	pK = - lg K
Азотиста кислота	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Борна кислота	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-13}$	9,10 12,7
Йоднуватиста кислота	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Кремнієва кислота	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$ $2,0 \cdot 10^{-14}$	9,9 11,8 13,7
Миш'якова кислота	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$ $1,7 \cdot 10^{-7}$ $2,95 \cdot 10^{-12}$	2,25 6,77 11,53
Миш'яковиста кислота	H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Селеноводнева кислота	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$	3,89 11,0
Сірчиста кислота	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$	1,85 7,20
Сірководнева кислота	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$ $2,5 \cdot 10^{-13}$	6,99 12,60
Вугільна кислота	$CO_2(p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,32
Оцтова кислота	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфориста кислота	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$ $1,6 \cdot 10^{-7}$	1,51 6,79
Хлорнуватиста кислота	$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціановоднева кислота	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Алюмінію гідроксид	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин	$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Заліза (II) гідроксид	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Заліза (III) гідроксид	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$ $1,35 \cdot 10^{-12}$	10,74 11,87
Магнію гідроксид	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Марганцю (II) гідроксид	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Міді (II) гідроксид	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Свинцю (II) гідроксид	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-8}$	3,02 7,52
Срібла гідроксид	$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Цинку гідроксид	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

Додаток 4

Звіт оформлюється у вигляді протоколу лабораторної роботи за схемою:

1 – Титульний лист.

Зразок оформлення протоколу лабораторної роботи

Міністерство освіти та науки України
Одеський державний екологічний університет
Кафедра хімії навколишнього середовища

Протокол

лабораторної роботи № ____

« _____ »
(назва)

Студента (-ки) Іванова О.О.

І к. гр. Е-12

Дата:

Перевірив:

Одеса 201_

На 2-4 сторінках протоколу треба вказати:

- мету роботи;
- устаткування, реактиви;
- малюнок або схему приладу;
- назву досліду, рівняння реакцій, спостереження;
- таблицю вихідних та експериментальних даних;
- обробку результатів: формули, розрахунки, графіки;
- висновки про підсумки роботи.

Навчально-методичне видання

ХІМІЯ

**ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ
З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ З ОСНОВАМИ БІОГЕОХІМІЇ»
ДЛЯ СТУДЕНТІВ І, ІІ КУРСУ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТУ**

Напрямок підготовки – 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища
та збалансоване природокористування»

Укладачі: Герасименко Г.І, доц., к.х.н.; Шепеліна С.І., асистент.

Підп. до друку _____ Формат _____ Папір _____
Умовн. друк. арк. _____ Тираж _____ Зам. № _____

Надруковано з готового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15