

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**  
до виконання лабораторних робіт  
з навчальної дисципліни

## **«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»**

*(для студентів 1 курсу денної та заочної форм навчання  
спеціальності 101 – Екологія)*

**Харків – ХНУМГ ім. О. М. Бекетова – 2017**

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» (для студентів 1 курсу денної та заочної форм навчання спеціальності 101 – Екологія) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад.: Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева, О. О. Мураєва. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2017. – 49 с.

Укладачі: канд. хім. наук Т. Д. Панайотова,  
канд. хім. наук І. С. Зайцева,  
канд. хім. наук О. О. Мураєва

Рецензент С. В. Нестеренко, кандидат технічних наук, доцент Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

*Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № 3 від 28.10.2016 р.*

## Зміст

Передмова . . . . .	4
Загальні правила роботи в хімічній лабораторії і техніки безпеки . . . . .	5
Перша допомога при нещасних випадках . . . . .	6
Лабораторний хімічний посуд . . . . .	6
Лабораторна робота 1 Основні класи неорганічних сполук . . . . .	13
Лабораторна робота 2 Визначення молярної маси еквівалента магнію . . . . .	15
Лабораторна робота 3 Вивчення властивостей елементів та їх сполук залежно від їх розташування в періодичній системі Д. І. Менделєєва . . . . .	19
Лабораторна робота 4 Вивчення швидкості хімічних реакцій і хімічної рівноваги . . . . .	21
Лабораторна робота 5 Приготування розчинів . . . . .	25
Лабораторна робота 6 Вивчення властивостей розчинів електролітів. . . . .	30
Лабораторна робота 7 Гідроліз солей . . . . .	33
Лабораторна робота 8 Окисно-відновні реакції . . . . .	36
Лабораторна робота 9 Властивості металів . . . . .	38
Лабораторна робота 10 Гальванічні елементи . . . . .	39
Лабораторна робота 11 Корозія металів. . . . .	41
Лабораторна робота 12 Захист металів від корозії . . . . .	43
Лабораторна робота 13 Електроліз . . . . .	45

## Передмова

Вивчення курсу хімії неможливо без проведення лабораторних робіт. Лабораторні роботи – форма навчального заняття, в процесі якого студент під керівництвом викладача особисто проводить хімічні досліди з метою практичного підтвердження окремих теоретичних положень і, відповідно, більш глибокого засвоєння теоретичного матеріалу. При цьому студент набуває навичок роботи з лабораторним обладнанням та реактивами, вміння узагальнювати і аналізувати отримані результати, виконувати хімічні розрахунки, опановує методику експериментальних досліджень. Правильно поставлені досліди дозволяють простежити закономірності хімічних процесів, дослідити вплив різних чинників на перебіг тієї чи іншої хімічної реакції, експериментально підтвердити властивості хімічних речовин, а також закласти основи хімічного мислення.

Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія». складені відповідно до освітньо-професійної програми підготовки бакалавра спеціальності 101 – Екологія. На початку кожної лабораторної роботи наведені контрольні запитання і вправи, відповідь на які дозволяють студентам удосконалити своє розуміння теоретичних і практичних знань з відповідних тем дисципліни. Самостійне опрацювання рекомендованого матеріалу дозволить студенту свідомо виконувати кожну лабораторну роботу.

Студентам слід заздалегідь готуватися до лабораторного заняття. Виконанню лабораторної роботи передуює співбесіда з викладачем. Підготовку необхідно починати з вивчення теоретичного матеріалу, виконання завдань, які наведені перед лабораторною роботою. Перед виконанням роботи слід зрозуміти мету роботи, ознайомитися з методикою проведення дослідів.

Звіт про виконану лабораторну роботу студент повинен оформити в лабораторному журналі. Звіт повинен містити такі відомості:

- назва роботи та дата її виконання;
- мета роботи;
- номер і назва дослідів;
- короткий опис ходу роботи із зазначенням умов проведення дослідів;
- хімічні рівняння, розрахунки, таблиці, спостереження;
- висновки.

## **Загальні правила роботи в хімічній лабораторії і техніки безпеки**

Під час роботи в лабораторії необхідно знати і суворо дотримуватися встановлених правил:

1. Робоче місце необхідно тримати в чистоті й порядку, не загроможувати сторонніми для даної роботи предметами та обладнанням;

2. Не можна брати речовини руками і пробувати на смак. Сухі реактиви слід брати за допомогою шпателя, розчини – піпеткою. Для кожного реактиву необхідно мати окремий шпатель або піпетку;

3. Надлишки реактивів не виливати і не висипати назад в посуд, з якого вони були взяті; їх слід поміщати в посуд для зливу або спускати із струмом води в каналізацію;

4. Реактиви загального користування не слід забирати на свій робочий стіл; потрібно дотримуватися встановленого порядку в розташуванні склянок із реактивами як загального, так і індивідуального користування;

5. Дотримуватися обережності в роботі з розчинами кислот, лугів й інших їдких рідин;

6. Склянку з рідиною тримають так, щоб етикетка завжди була зверху і рідина не потрапляла на неї;

7. При використанні рідких реактивів корок або кришку слід тримати в руці чи покласти на стіл так, щоб сторона корку, яка входить у горло склянки, або внутрішня частина кришки не торкалися столу;

8. У разі попадання кислоти на шкіру або слизові оболонки спочатку промити уражене місце великою кількістю води, а потім 3 %-вим розчином соди (натрій гідрокарбонату);

9. У разі попадання луку на шкіру або слизові оболонки спочатку промити уражене місце водою до тих пір, поки ділянка не перестане бути слизькою, а потім розбавленим розчином оцтової кислоти;

10. Не користуватися невідомими реактивами (без написів і етикеток або з сумнівними етикетками);

11. У всіх дослідах використовувати дистильовану воду. Не плутати пробки від склянок з різними реактивами;

12. Особливої обережності необхідно дотримуватися під час роботи з отруйними та шкідливими речовинами, з концентрованими кислотами і лугами. Працювати з ними слід у витяжній шафі;

13. Нагріваючи рідини, тримати пробірку отвором від себе і людей, що знаходяться поруч;

14. Визначати запах речовини слід, не вдихаючи пари повними грудьми, а направляючи їх до себе легким рухом руки;

15. Роботи з кислотами і лугами проводити так, щоб реактиви не потрапляли на одяг, обличчя, руки. Наливаючи розчин у пробірку, її потрібно тримати на деякій відстані від себе;

16. Готуючи розчини сульфатної кислоти необхідно лити концентровану кислоту у воду, а не навпаки, оскільки, внаслідок сильного місцевого розігрівання, можливе розбризкування кислоти;

17. Не слід чіпати, включати або вимикати без дозволу рубильник і електричні прилади, займатися сторонніми справами, проводити досліди, які не пов'язані з даною лабораторною роботою;

18. Після закінчення роботи студент повинен вимити посуд, привести робоче місце в порядок і здати його лаборантові.

### Перша допомога при нещасних випадках

1. При пораненні склом видалити уламки з рани, змастити краї рани розчином йоду і перев'язати.

2. При попаданні розчинів кислот або лугів на шкіру реактив необхідно змити великою кількістю води. У випадку поранення кислотою промити вражене місце 3 % розчином натрій гідрокарбонату, а у випадку попадання розчину лугу – 2 % розчином оцтової кислоти. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.

3. При термічному опіку уражене місце необхідно обробити етиловим спиртом або 2–5 % розчином калій перманганату після чого накласти суху стерильну пов'язку. При важких опіках треба звернутись до лікувального закладу.

4. При попаданні реактивів в очі їх треба промити великою кількістю води, а потім звернутися до лікаря.

### Лабораторний хімічний посуд

У хімічних лабораторіях для роботи використовують посуд із спеціального хімічного скла, яке має підвищену термічну і хімічну стійкість. Воно може витримувати різкі перепади температури і контакт із агресивними речовинами. Тільки флуоридна (плавикова) кислота і концентровані розчини лугів здатні зруйнувати хімічне скло.

Хімічний лабораторний посуд можна поділити на такі групи:

- посуд загального призначення (повинен бути в кожній лабораторії);
- посуд спеціального призначення (використовують при проведенні певних хімічних операцій);
- мірний посуд (використовують для відмірювання об'єму рідин і газів);
- керамічний (порцеляновий) посуд.

**Пробірки** – це вузькі циліндричної форми посудини із закругленим дном.

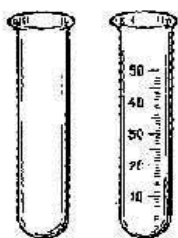


Рисунок 1 – Пробірки

Пробірки бувають різної величини та діаметра і з різного скла. Використовують пробірки для проведення дослідів з невеликими кількостями реактивів. Розчин у пробірці повинен займати не більше третини її об'єму, щоб рідину було легко розмішати. Пробірки можна нагрівати на відкритому полум'ї, використовуючи спеціальний тримач.

**Хімічні стакани** бувають двох видів: з носиками і без носиків.

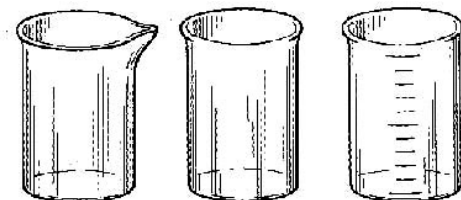


Рисунок 2 – Хімічні стакани

Хімічні стакани використовують для приготування розчинів, для проведення реакцій і зважування речовин. Нагрівати стакани із звичайного скла на полум'ї не можна – від цього вони тріскаються. Нагрівання слід проводити тільки через сітку, вкриту азбестом, або на водяній бані. Рідину в стакані перемішують або плавними круговими рухами, або скляною паличкою (не торкаючись нею стінок стакана!), або на магнітній мішалці. Стакани з речовинами не можна нагрівати на відкритому полум'ї, але можна користуватися електричними плитками. Дно стакану при цьому повинно бути сухим.

**Склянки для зберігання реактивів.** Під час наливання рідин беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка спрямовувалась у бік долоні, знімайте краплю з краю шийки посудини, оскільки рідина, стікаючи по склу, псуватиме етикетку.

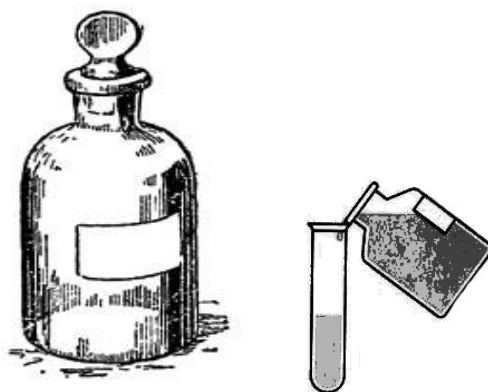


Рисунок 3 – Склянка для зберігання реактиву

**Бюкси** – це маленькі скляночки з пришліфованою скляною кришкою, які використовують для висушування сипучих матеріалів, а також як ємність для зважування твердих та рідких речовин.

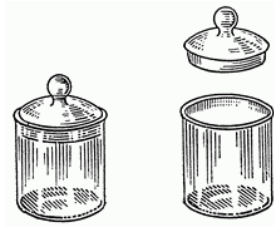
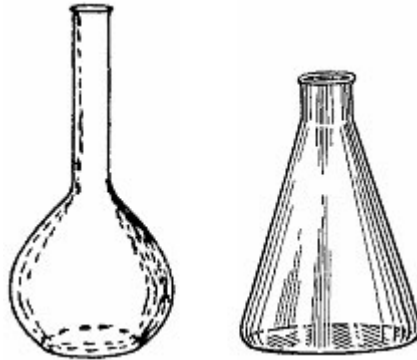


Рисунок 4 – Бюкси

**Колби** різного об'єму (від 25 см<sup>3</sup> до 5 дм<sup>3</sup>), форми та товщини стінок використовують для приготування і зберігання розчинів, для проведення реакцій.



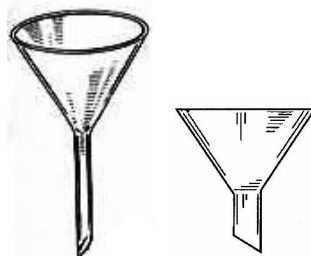
а б

Рисунок 5 – Колби:

*а – плоскодонна, б – конічна*

Конічні колби широко застосовують при аналітичних роботах (титруванні).

**Лійки** різних конструкцій і розмірів мають різні призначення. Хімічні лійки служать для переливання рідин, для проведення фільтрування, пересипання порошків (лійки з короткою і широкою трубкою).



а б

Рисунок 6 – Лійки:

*а – для рідин; б – для сипучих речовин*

**Крапельниці** різної форми використовують для зберігання та дозування індикаторів та розчинів деяких речовин.

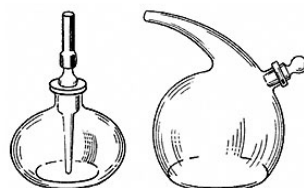


Рисунок 7 – Крапельниці



**Кристалізатори** – тонкостінні скляні плоскодонні посудини різних діаметрів і ємності. Їх застосовують в процесах кристалізації для охолодження насичених розчинів, для збирання газів методом витіснення води. Нагрівати кристалізатори можна тільки на водяній бані, оскільки вони виготовлені із товстого скла.

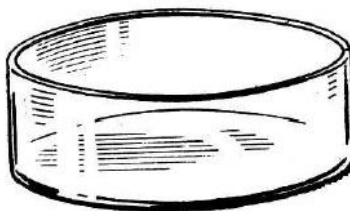


Рисунок 8 – Кристалізатор

**Ексикатори** – прилади для повільного висушування і зберігання речовин, що легко вбирають вологу із повітря. У нижню частину ексикатора поміщають осушувачі ( $P_2O_5$ ,  $CaCl_2$  (безводн.),  $H_2SO_4$  (конц.)). Над ними кладуть фарфорову пластину з отворами, на яку поміщають посудини з речовинами, які висушуються.

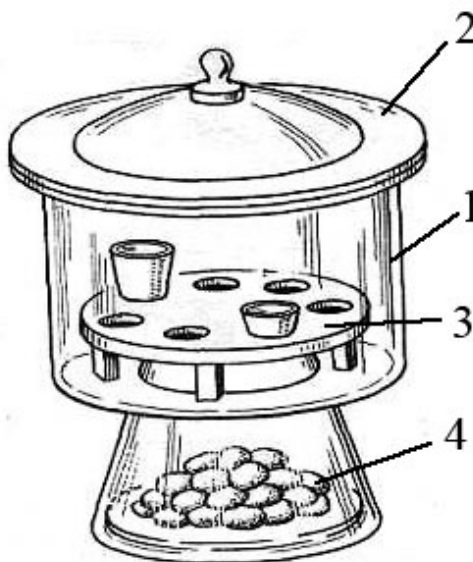


Рисунок 9 – Ексикатор:

*1 – резервуар; 2 – пришлифована кришка; 3 – фарфорова пластина; 4 – осушувач*

Ексикатори виготовлені з товстого скла, тому їх не можна сильно нагрівати. Ексикатори закривають скляними кришками, краї яких притерті до верхньої частини циліндра.

### Мірний посуд

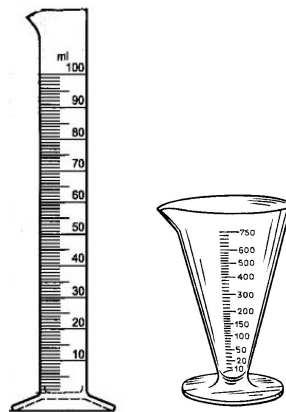
Мірним називають посуд, який застосовують для вимірювання об'ємів рідини. Його поділяють на два типи:

1. Посуд для приблизного вимірювання об'єму: мірні циліндри, мензурки, градуйовані стакани та колби.

2. Посуд для точного вимірювання об'ємів: мірні колби, бюретки і піпетки. Посуд такого типу не можна нагрівати (вимірювати об'єми гарячих розчинів і сушити в сушильній шафі). Він не призначений для зберігання розчинів.

**Мірні циліндри** – скляні товстостінні посудини з нанесеними на зовнішній стінці поділками, які використовують для вимірювання приблизних об'ємів рідин. Вони бувають різної ємності: від 5–10 мл до 1 л і більше. Щоб відміряти потрібний об'єм рідини, її наливають у мірний циліндр до тих пір, поки нижній меніск не досягне рівня потрібної поділки.

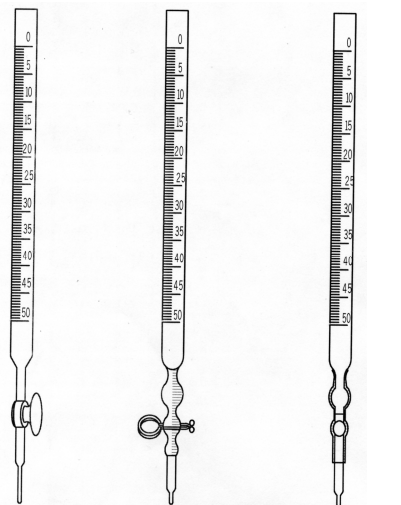
**Мензурки** – це посудини конічної форми, на стінках яких є шкала ділення. Вони дуже зручні для відстоювання каламутних рідин, коли осад збирається в нижній звуженій частині мензурки.



а б

Рисунок 10 – Мірний посуд для приблизного вимірювання об'ємів:  
*а – мірний циліндр; б – мензурка*

**Бюретки.** Застосовують для виміру точних об'ємів рідин при титруванні. Бюретки бувають з різними затворами: з краниками, зажимами Мора і зі скляними кульками.



а б в

Рисунок 11 – Бюретки:  
*а – із краном; б – із зажимом Мора; в – зі скляною кулькою*

На зовнішній стінці по всій довжині бюретки нанесено поділки в 0,1 мл. У бюретку з краном можна наливати всі рідини, за винятком лугів, які можуть викликати заїдання притертого крана. Для роботи з лугами застосовують безкранові бюретки з гумовою насадкою.

**Фарфоровий посуд** має ряд переваг перед скляним: він більш міцний, не боїться сильного нагрівання. Недоліками виробів із фарфору є те, що вони важкі, непрозорі і значно дорожчі скляних.

**Випарювальні чашки** (рис. 12, а) широко застосовуються в лабораторіях. Вони бувають різних ємностей, з діаметром від 3–4 см до 50 см і більше. В середині чашки обов'язково покриті глазур'ю, зовні глазур доходить до 1/3–1/2 висоти від краю. Хоча фарфорові чашки можна нагрівати на голому полум'ї, але краще при випарюванні застосовувати азбестовані сітки або водяні бані, так як нагрівання в цьому випадку рівномірніше.

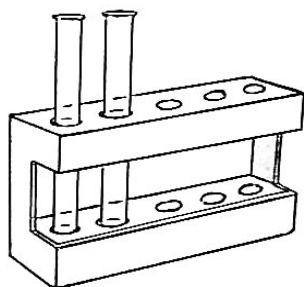
**Тиглі** – фарфоровий посуд з фарфоровими кришками (рис. 12, б). В тиглях прожарюють різні речовини. Фарфорові тиглі можна нагрівати до температури не вище 1200 °С; таку температуру можна одержати, якщо прожарювання вести в муфельній печі.



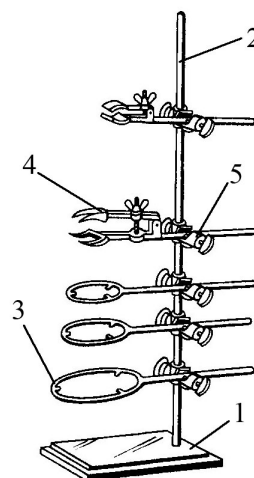
Рисунок 12 – Керамічний (порцеляновий) посуд:  
а – випарювальна чашка; б – тигель; в – ступка з товкачиком

**Ступки** застосовують для подрібнення твердих речовин. У ступці (рис. 12, в) речовини можна тільки розтирати, але не товкти.

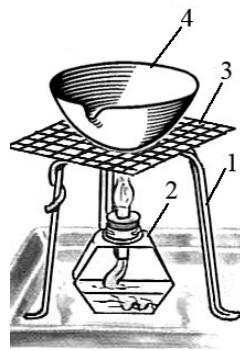
При виконанні дослідів в хімічній лабораторії найчастіше використовують таке хімічне обладнання: штатив для пробірок, пробіркотримач, штатив металевий, спиртівка, газові пальники, терези, термометр, азбестові сітки:



Штатив для пробірок



Штатив металевий:  
1 – підставка; 2 – стрижень; 3 – кільце;  
4 – лапка; 5 – муфта



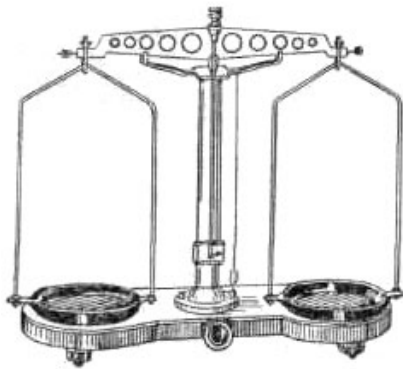
1 – тринога,  
2 – спиртівка,  
3 – азбестова сітка,  
4 – випарювальна  
чашка



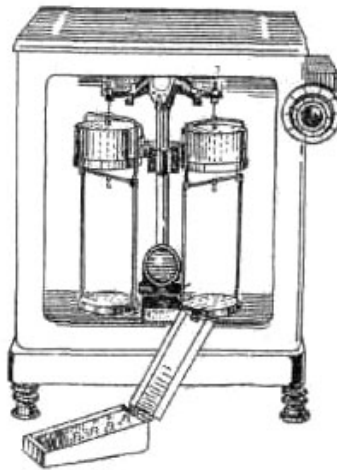
Пробіркотримач



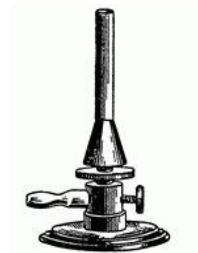
Шпатель



а  
Терези: а – технічні,



б  
– електронні



Газовий пальник

## Лабораторна робота 1

### ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

#### 1 Самостійна підготовка

**Засвоїти поняття і визначення:** найважливіші класи неорганічних сполук, їх номенклатура, графічне зображення формул сполук різних класів, характерні хімічні властивості і способи добування, типи хімічних реакцій.

#### 2 Виконати вправи

1. Визначити масову частку кожного з елементів в сполуці  $\text{CaCO}_3$ .
2. Який об'єм хлору витрачається при його взаємодії з залізом масою 42 г? Чому дорівнює маса продукту – ферум(III) хлорида?
3. Визначити атомну масу тривалентного металу, якщо відомо, що на відновлення 8 г оксида металу(III) витрачено 3,36 л водню (н.у.).
4. Навести реакції перетворень:  
 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ ;  
 $\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$ .
5. Із мінерала азуриту  $\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$  масою 69,2 г добуто мідь. Обчислити масу міді.

#### 3 Робота в лабораторії

##### Дослідження хімічних властивостей оксидів

##### Дослід 1 Властивості основних оксидів

Вмістити в пробірку невелику кількість порошку кальцій оксиду, прилити 2–3 мл дистильованої води і додати 1–2 краплі фенолфталеїну. Пояснити зміну забарвлення індикатору. Написати рівняння реакції. Зробити висновок про хімічну природу кальцій оксиду.

##### Дослід 2 Добування купрум(II) оксиду

У пробірку з 5–10 мл 10 % водного розчину купрум(II) сульфату додати 5–10 мл 10 % розчину натрій гідроксиду. Спостерігати за утворенням осаду і його кольором. Вміст пробірки нагріти. До лабораторного журналу записати спостереження, рівняння реакцій і висновки.

##### Дослід 3 Властивості кислотних оксидів

Налити в пробірку 2–3 мл вапняної води (розчин  $\text{Ca(OH)}_2$ ), додати 1–2 краплі фенолфталеїну і пропускати вуглекислий газ до утворення осаду. Відмітити усі зміни, що сталися з розчином. Скласти рівняння реакції. Зробити висновок про хімічну природу карбон(IV) оксиду.

#### **Дослід 4 Вивчення властивостей амфотерних оксидів**

У дві пробірки помістити по одному мікрошпателю порошкоподібного алюміній оксиду. У першу пробірку додати 15–20 крапель 10 % розчину сульфатної кислоти, а в другу – стільки ж 30 % розчину натрій гідроксиду. Для прискорення реакцій вміст пробірок можна підігріти. Записати рівняння реакцій і зробити висновок про хімічну природу алюміній оксиду.

#### **Дослідження хімічних властивостей основ**

##### **Дослід 5 Одержання нерозчинних основ і вивчення їх властивостей**

У пробірку з 5–10 мл води додати 5–10 мл 10 % водного розчину солі ферум(III) хлориду і 3–5 мл 10 % водного розчину натрій гідроксиду. В ту саму пробірку додати розчин хлоридної кислоти. Звернути увагу на розчинення осаду. Спостереження і відповідні рівняння реакції записати до лабораторного журналу.

##### **Дослід 6 Властивості амфотерних основ**

У дві пробірки з 2–3 краплями розчину алюміній сульфату додати таку ж кількість розчину калій гідроксиду. Спостерігати утворення осаду алюміній гідроксиду. В першу пробірку додати 5–6 крапель розчину  $HCl$ , в другу – таку ж кількість розчину  $KOH$ . Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках. Записати рівняння відповідних реакцій. Зробити висновки про властивості алюміній гідроксиду.

#### **Дослідження хімічних властивостей кислот**

##### **Дослід 7 Дослідження хімічних властивостей кислот**

В окремі пробірки помістити невеликі кількості металічного цинку, металічної міді, купрум(II) оксиду, купрум(II) гідроксиду, барій хлориду. Додати в кожен пробірку 1–2 мл розчину хлоридної кислоти. В якому випадку не відбудеться реакція? Результати спостережень і відповідні рівняння реакцій записати до лабораторного журналу.

#### **Дослідження хімічних властивостей солей**

##### **Дослід 8 Взаємодія солей з металами**

У пробірку з гранулою цинку додати 2–3 мл розчину  $CuSO_4$ .

##### **Дослід 9 Взаємодія солей з лугами**

До 1 мл розчину  $CuSO_4$  додати такий самий об'єм розчину  $KOH$ .

##### **Дослід 10 Взаємодія солей з кислотами**

До 1 мл розчину  $BaCl_2$  додати такий самий об'єм розчину  $H_2SO_4$ .

##### **Дослід 11 Взаємодія з солями**

У пробірку з 1–2 мл розчину барій хлориду (концентрація 0,05 моль/л) додати 3–5 мл розчину натрій сульфату (концентрація 0,05 моль/л).

Результати спостережень і відповідні рівняння реакцій записати до лабораторного журналу.

### Контрольні питання

1. Дати визначення понять оксидів, гідроксидів, кислот, солей.
2. Навести по 3 приклади сполук кожного класу з відповідною назвою всіх речовин.
3. Вказати ознаки речовини кислотного характеру: смак, кольори індикаторів в розчині, здатність до взаємодії.
4. Вказати ознаки речовини основного характеру.
5. Назвати кислоти і записати формули їх ангідридів:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HBrO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ .

## Лабораторна робота 2

### ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МАГНІЮ

#### 1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення «еквівалент», «фактор еквівалентності», «еквівалентна маса», закон еквівалентів, рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва–Клапейрона), закон Дальтона (закон парціальних тисків), закон Авогадро.

#### 2 Виконати вправи

1. Визначити молярні маси еквівалентів Феруму й Сульфур у в їх кисневих сполуках.
2. Розрахувати кількість речовини еквівалентів:  
а) в 10 г  $\text{H}_2$ ; б) в 44,8 л  $\text{H}_2$  (н.у.); в) в 5,6 л  $\text{O}_2$  (н.у.).
3. Для розчинення 8,4 г металу потрібно 7,35 г сульфатної кислоти. Визначити молярну масу еквіваленту металу і об'єм водню, який утворився за умов повного заміщення Гідрогену кислоти на метал.
4. При взаємодії 5,6 г заліза з сіркою утворилося 8,8 г ферум (II) сульфід. Визначити молярну масу еквівалента Феруму.
5. При розчиненні 1,11 г двовалентного металу в кислоті утворилося 404,2 мл водню, виміряного при  $19^\circ\text{C}$  і 102,658 кПа. Визначити атомну масу металу.

#### 3 Робота в лабораторії

Молярну масу еквівалента магнію розраховують на підставі закону еквівалентів, визначивши масу водню, що виділився при взаємодії певної кількості металу і сульфатної кислоти.

Щоб визначити молярну масу еквівалента металу, застосовують прилад, який складається із бюретки 1, лійки 2 та пробірки 3, що з'єднані між собою гумовими трубками (рис. 13). Бюретка й лійка заповнені водою.

Перед початком досліду перевіряють герметичність приладу. Для цього лійку переміщують на 10–15 см, спостерігаючи за рівнем води в бюретці. Якщо

прилад герметичний, то рівень води в бюретці трохи знизиться, а потім залишиться без змін. Якщо рівень води в бюретці знижується безперервно, це свідчить про негерметичність з'єднань, яка має бути усунена до початку досліду. Переконавшись у герметичності приладу, виймають корок з пробірки, встановлюють лійку в таке положення, щоб вода в ній займала приблизно  $1/3$  об'єму, а рівень води в бюретці був би на нульовій позначці або на 1 мл нижчим від нуля. Показання визначають, фіксуючи нижній край меніску води в бюретці з точністю 0,1 мл.

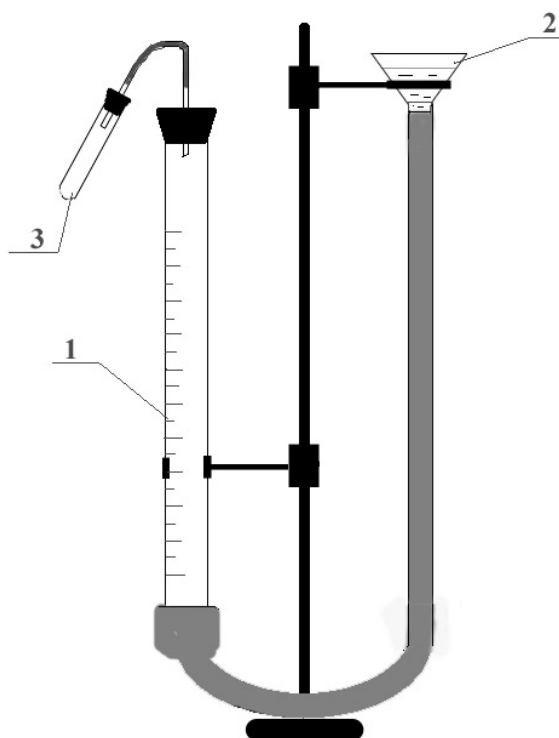


Рисунок 13 – Прилад для визначення еквівалентної маси магнію об'ємним методом

Відміряють циліндром 5 мл розчину сульфатної кислоти і вливають її у пробірку через невелику лійку таким чином, щоб кислота не змочила із середини верхню частину поверхні пробірки. Закривають пробірку корком та записують показник рівня води  $h_1$  в бюретці в таблицю спостережень (табл. 1). Знову відкривають пробірку, нахилиють її майже горизонтально та поміщають біля краю отвору (поверхня повинна бути сухою, щоб магній і кислота уникнули передчасного взаємного дотику) підготовану наважку магнію ( $\sim 0,03$  г). Закривають пробірку корком, струшують її, щоб привести в контакт метал з кислотою.

Виділений водень витисняє воду із бюретки у лійку. Коли метал повністю прореагує з кислотою, пробірку дають охолонути до кімнатної температури, а потім урівноважують рівні води в бюретці й лійці, що є необхідною передумовою досягнення відповідності газового тиску всередині приладу атмосферному тиску. Записують відповідний цьому рівень води в бюретці  $h_2$ . Різниця між величинами  $h_2$  та  $h_1$  дорівнюватиме об'єму виділеного водню  $V_{H_2}$ .



У таблицю 1 вносять покази термометра ( $t^{\circ}\text{C}$ ), барометра ( $P_{\text{атм}}$ ) та величину тиску водяної пари відповідно до температури досліду (табл. 2).

Таблиця 1 – Результати спостережень

$m(\text{Mg})$ , г	$h_1$ , мл	$h_2$ , мл	$V(\text{H}_2)$ ,		$P_{\text{атм}}$ , Па	$P_{\text{H}_2\text{O}}$ , Па	$P_{\text{H}_2}$ , Па	$t^{\circ}\text{C}$	$T, \text{K}$
			мл	$\text{м}^3$					

### Обробка результатів експерименту

Користуючись отриманими експериментальними даними, виконують обчислення за наведеними нижче формулами:

1. Об'єм виділеного водню  $V(\text{H}_2) = h_2 - h_1$  ( $\text{м}^3$ );

2. Тиск водню  $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$  (Па);

Парціальний тиск водню  $P_{\text{H}_2}$  у бюретці обчислюють на підставі закону Дальтона  $P_{\text{сум.газів}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$ . За умов досліду тиск суміші газів ( $P_{\text{сум.газів}}$ ) усередині приладу дорівнює атмосферному тиску, тому  $P_{\text{атм.}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$ ,  $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм.}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$ . Значення парціального тиску водяної пари  $P_{\text{H}_2\text{O}}$  в залежності від температури наведені в таблиці 2. Якщо лабораторний барометр реєструє атмосферний тиск в мм. рт. стовпчика, то дані барометра переводять в Па із розрахунку 1 мм. рт. ст. = 133,322 Па.

Таблиця 2 – Тиск насиченої водяної пари в залежності від температури

$t^{\circ}\text{C}$	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25
$P_{\text{H}_2\text{O}}$ , мм. рт. ст.	12,8	13,6	14,5	15,5	16,5	17,5	18,5	19,8	21,1	22,4	23,8
$P_{\text{H}_2\text{O}}$ , Па											

3. Абсолютна температура  $T = t^{\circ}\text{C} + 273$ ;

4. За рівнянням Менделєєва – Клапейрона  $PV = \frac{m}{M}RT$  розрахуйте масу утвореного водню.

$$m(\text{H}_2) = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V(\text{H}_2) \cdot M(\text{H}_2)}{RT} (\text{г}),$$

де  $P_{\text{H}_2}$  – парціальний тиск газу водню, Па;

$V(\text{H}_2)$  – об'єм газу водню,  $\text{м}^3$ ;

$M(\text{H}_2)$  – молярна маса водню, г/моль;

$R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$  – універсальна газова стала;

$T$  – температура в шкалі Кельвіна.

5. За законом еквівалентів

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)}$$

обчисліть молярну масу еквівалента магнію:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)}{m(\text{H}_2)},$$

де  $M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)$  і  $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)$  – молярні маси еквівалентів магнію і водню, відповідно, г/моль;

$m(\text{Mg})$  і  $m(\text{H}_2)$  – відповідно маси магнію, що розчинився, і водню, що утворився під час досліду, г.

6. Розрахуйте теоретичне значення молярної маси еквівалента магнію:

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = f_{\text{екв.}}(\text{Mg}) \cdot M(\text{Mg}),$$

де  $f_{\text{екв.}}(\text{Mg})$  – фактор еквівалентності магнію, який дорівнює 1/2;

$M(\text{Mg})$  – молярна маса магнію – 24,25 г/моль.

$$M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}} = \frac{1}{2} \cdot 24,25 = 12,1 \text{ г/моль.}$$

7. Розрахуйте відносну похибку визначення  $M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)$ :

$$\Delta M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right) = \frac{\left| M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{досл.}} - M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}} \right|}{M\left(\frac{1}{2}\text{Mg}\right)_{\text{теор.}}} \cdot 100\%.$$

### Контрольні питання

1. Що таке хімічний еквівалент?
2. Чи завжди еквіваленти елементів та хімічних сполук є сталими величинами?
3. Яким принципом слід керуватися при визначенні еквівалента сполуки в окисно-відновному процесі?
4. У чому суть закону еквівалентів, як він формулюється?
5. Як обчислюють молярні маси еквівалентів простих речовин, кислот, основ, солей?

## Лабораторна робота 3

# ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК ЗАЛЕЖНО ВІД ЇХ РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

### 1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і теоретичні положення, що лежать в основі квантово-механічного вчення про будову атомів хімічних елементів, вміти вільно оперувати значеннями квантових чисел при визначенні кількості енергетичних рівнів, підрівнів, орбіталей і електронів на них, визначати властивості елементів залежно від електронної будови атомів, пояснювати періодичність властивостей елементів.

### 2 Виконати вправи

1. Скласти схему розподілу електронів за квантовими коміркам в атомах Кальцію і Скандію. Порівняти будову атомів цих елементів і їх властивості.

2. Як змінюється електронна оболонка атома Феруму в ході перетворення:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$  і  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ ? Який стан ( $\text{Fe}^{2+}$  або  $\text{Fe}^{3+}$ ) більш стійкий і чому?

3. Вказати, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи з будовою зовнішніх оболонок  $5s^25p^5$  та  $3d^54s^2$ . Навести назви й порядкові номери цих елементів.

4. Скласти електронні формули йонів:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Na}^+$ .

5. Серед конфігурацій  $3d^44s^2$ ,  $5s^25d^8$ ,  $4f^{14}$  вказати неможливі. У чому причина неможливості визначених конфігурацій у незбудженому стані атому?

### 3 Робота в лабораторії

#### Дослід 1 Взаємодія металу натрію з водою

Порцелянову чашку наповнити дистильованою водою приблизно до 1/4 її об'єму. У воду помістити невелику платівку металу натрію (користуючись пінцетом!). По закінченні реакції у розчин додати 1–2 краплі фенолфталеїну, відмітити забарвлення розчину. До лабораторного журналу занести спостереження щодо перебігу реакції, рівняння реакції і висновки.

#### Дослід 2 Взаємодія металу магнію з водою

У пробірку, на третину заповнену водою, помістити зачищену від оксидної плівки платівку металу магнію і додати кілька крапель розчину фенолфталеїну. За відсутністю забарвлення розчину роблять висновок про відсутність помітної реакції між магнієм і водою за кімнатної температури. Потім пробірку внести у полум'я газового пальника. Фіксувати зміни, що відбуваються у пробірці (забарвлення розчину, утворення газу). Скласти відповідні рівняння реакції, порівняти умови перебігу цієї реакції з аналогічною реакцією натрію з водою (Дослід 1). Висновок про спільні й розбіжні

властивості натрію і магнію пояснити електронною будовою атомів і їх розташуванням в періодичній системі.

### **Дослід 3 Амфотерні властивості алюмінію**

#### **Дослід 3.1 Взаємодія алюмінію з кислотами**

У пробірку помістити маленький шматочек алюмінієвого дроту і додати в 8–10 крапель розчину розведеної хлоридної або сульфатної кислоти. Скласти рівняння реакції, зробити висновок про металічні властивості алюмінію.

#### **Дослід 3.2 Взаємодія алюмінію з лугами**

У пробірку зі шматочком алюмінієвого дроту додати 3–5 мл натрій гідроксиду (концентрація 2 моль/л). Скласти рівняння реакції, зробити висновок про властивості алюмінію.

Порівняти результати дослідів 3.1 і 3.2, зробити висновок про амфотерність алюмінію, зумовлену електронною будовою його атомів і розташуванням у періодичній системі.

### **Дослід 4 Добування алюміній гідроксиду і вивчення його властивостей**

У дві пробірки налити по 1–2 мл розчину алюміній сульфату (або хлориду) концентрацією 0,0 моль/л і додати декілька крапель розчину їдкого натру концентрацією 2 моль/л.

Спостерігайте утворення осаду, складіть рівняння реакції. Далі рідину з обох пробірок обережно злити, а до осадів додати: в одну пробірку 1–2 мл розчину хлоридної кислоти, у другу – 1–2 мл розчину їдкого натру (обидві речовини концентрацією 2 моль/л). Спостереження занотувати до журналу, скласти рівняння реакцій, зробити висновок про амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

### **Дослід 5 Порівняння окисних властивостей галогенів**

В одну пробірку з 3–4 краплями органічного розчинника додати 4–5 мл 0,5 М розчину калій (натрій) бромиду, в другу пробірку з 3–4 краплями органічного розчинника додати 4–5 мл 0,5 М розчину калій (натрій) йодиду. В пробірку з бромідом додати 4–5 мл хлорної води, в пробірку з йодидом – 4–5 мл бромної води. Рідину у кожній пробірці добре перемішати скляною паличкою. За забарвленням шару органічного розчинника визначити, який галоген утворився в кожній пробірці у вільному стані. Скласти відповідні рівняння реакцій, порівняти окислювально-відновні властивості хлору, брому та йоду і зробити висновок про зміну окислювально-відновних властивостей елементів залежно від їх розміщення в періодичній системі.

### **Контрольні питання**

1. Що розуміють під поняттям електронегативності елемента? Яким чином значення відносної електронегативності елемента відбиває металічні або неметалічні властивості елемента? В якого з елементів періодичної системи найбільш яскраво виявлені неметалічні властивості? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів елементів.

2. Як змінюються хімічні властивості елементів залежно від їх порядкового номера в періодичній системі в межах одного періоду (малого і великого)? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів.

3. Як змінюється енергія іонізації, спорідненість до електрону, радіус атомів у періодах і групах періодичної системи?

4. Як змінюються властивості елементів головних підгруп із зростанням порядкового номера елементів, як це пов'язане з електронною будовою атомів?

5. Яка послідовність заповнення електронами підрівнів залежно від суми головного і орбітального квантових чисел?

## Лабораторна робота 4

### ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ І ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

#### 1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: гомогенні й гетерогенні реакції, швидкість хімічної реакції, фактори, що впливають на швидкості гомогенної реакції, швидкість гетерогенних реакцій, хімічна рівновага, порушення рівноваги під впливом тих чи інших факторів.

#### 2 Виконати вправи

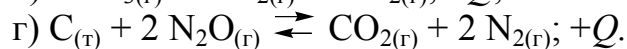
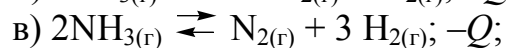
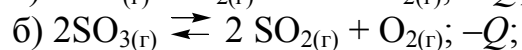
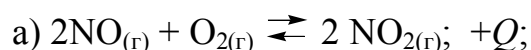
1. Як вплине зменшення об'єму в 4 рази в системі  $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$  на швидкість зворотної реакції?

2. Рівноважні концентрації речовин в реакції  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  складають (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{N}_2] = 4$ ;  $[\text{H}_2] = 9$ ;  $[\text{NH}_3] = 6$ . Обчислити константу рівноваги й вихідні концентрації азоту і водню?

3. Обчислити вихідні концентрації хлору і карбон(II) оксиду в реакції  $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ , якщо рівноважні концентрації (моль/дм<sup>3</sup>):  $[\text{Cl}_2] = 0,3$ ;  $[\text{CO}] = 0,2$ ;  $[\text{COCl}_2] = 1,5$ .

4. При підвищенні температури на 20 °С швидкість реакції збільшилась у 9 разів. Знайдіть температурний коефіцієнт реакції. Як зміниться швидкість цієї реакції при зміні температури від 40 до 70 °С і від 80 °С до 50 °С.

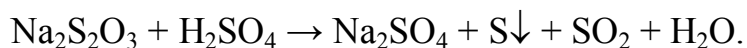
5. На підставі принципу Ле-Шательє визначте, в якому напрямку зміститься рівновага в наступних системах за умов збільшення або зменшення тиску і температури:



### 3 Робота в лабораторії

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

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



Ознакою цієї реакції є помутніння розчину внаслідок виділення осаду дрібнодисперсної сірки. Час ( $\tau$ ), який проходить від початку реакції до помітної появи каламуті, утвореної осадом сірки, дозволяє судити про відносну швидкість реакції.

Для проведення досліду слід приготувати в трьох пробірках рівні об'єми розчинів натрій тіосульфату різної концентрації наступним чином:

- в першу пробірку вносять 4 краплі 1 н. розчину натрій тіосульфату  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і 8 крапель води;
- в другу пробірку – 8 крапель 1 н. розчину натрій тіосульфату і 4 краплі води;
- в третю пробірку – 12 крапель 1 н. розчину натрій тіосульфату (води не додають).

Таким чином, у трьох пробірках отримали рівні об'єми розчинів натрій тіосульфату різної концентрації. Умовно позначимо концентрацію в першій пробірці –  $1C$ , у другій –  $2C$ , в третій –  $3C$ .

Потім в першу пробірку додають 1 краплю 2 н розчину сульфатної кислоти і одночасно вмикають секундомір, за яким відмічають час ( $\tau$ , с) до появи першої, але помітної опалесценції розчину (момент появи опалесценції краще спостерігається при боковому освітленні на темному фоні). Аналогічно реєструють час появи осаду в другій і третій пробірках, в які також додають по 1 краплі 2 н розчину сульфатної кислоти. Умови й результати досліду занести до таблиці 3, зробити висновки.

Таблиця 3 – Результати спостережень

Номер пробірки	Кількість крапель				Умовна концентрація розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тривалість реакції $\tau$ , с
	Розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	Розчину $\text{H}_2\text{SO}_4$	Загальна		
1	4	8	1	13	$1C$	
2	8	4	1	13	$2C$	
3	12	0	1	13	$3C$	

#### Дослід 2 Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Залежність швидкості хімічної реакції від температури досліджують на прикладі попередньої реакції. Готують термостат, у якості якого використовують лабораторний стакан місткістю 200–300 мл на дві третини

заповнений водою кімнатної температури. Стакан накривають кришкою з трьома отворами. У першому отворі розміщують термометр, в другому отворі – пробірку з 2 н. сульфатною кислотою, у третьому отворі – пробірку з розчином натрій тіосульфату, утвореному з 8 крапель н. розчину натрій тіосульфату і 4 крапель води. *Контролюйте, щоб термометр і пробірки обов'язково були зануреними у воду! Пробірки повинні знаходитися в термостаті впродовж 3–5 хвилин до початку проведення досліду для того, щоб розчини набули температури термостата.*

Далі відмічають температуру води у термостаті, після чого (не виймаючи пробірок) піпеткою відбирають із пробірки сульфатну кислоту і додають 1 краплю сульфатної кислоти в пробірку з розчином натрій тіосульфату (одночасно вмикаючи секундомір) і реєструють час до появи опалесценції. Другий дослід виконують аналогічно першому, але за температури на 10 °С вище (для підвищення температури до термостату додають гарячу воду). Умови й результати досліду наводять у таблиці 4.

Таблиця 4 – Результати спостережень

Номер досліду	Температура $t$ °С	Тривалість реакції $\tau$ , с	Зміна швидкості реакції $\gamma = \frac{V_{t+10}}{V_t}$
1			
2			

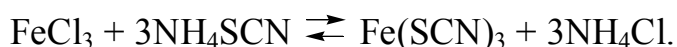
### Дослід 3 Вплив площі поверхні дотику реагентів на швидкість хімічної реакції в гетерогенній системі

Швидкість гетерогенної реакції прямо пропорційна площі поверхні дотику реагентів. Але в цьому визначенні є нюанси. Тверді речовини, що беруть участь в гетерогенній реакції, для збільшення швидкості взаємодії подрібнюють, щоб збільшити площу поверхні частинок. Наприклад, вугілля для приготування порошу розтирають в порошок. Рідину для реакції з газом розпилюють в найдрібніші крапельки: так, дизельне паливо (суміш вуглеводнів) впорскують у камеру, де воно зустрічається з повітрям, через спеціальний пристрій, що забезпечує розпилення.

Для проведення досліду візьміть дві пробірки і дві, по можливості однакові за розміром (з горошину) грудки крейди –  $\text{CaCO}_3$ . Одну грудку розміщують в першій пробірці, другу спочатку товчуть у ступці, а потім розміщують у другій пробірці. До обох пробірок одночасно додають хлоридної кислоти стільки, аби покрити поверхню крейди. Де інтенсивніше виділяються бульбашки газу? Зробіть висновок про вплив площі поверхні контакту реагентів на швидкість реакції кальцій карбонату з хлоридною кислотою. Спостереження, рівняння реакції і висновки запишіть в журнал.

#### Дослід 4 Вплив зміни концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу

Зміщення хімічної рівноваги за умов зміни концентрації реагуючих речовин зручно спостерігати на реакції взаємодії ферум(III) хлориду і амоній тіоціанату:



Внаслідок цієї реакції утворюється добре розчинений у воді ферум(III) тіоціанат червоного кольору. За зміною інтенсивності кольору розчину ферум(III) тіоціанату можна оцінювати зміну його концентрації в розчині, а отже, і напрям зміщення хімічної рівноваги.

У чотири пробірки налити по 5–8 крапель розчинів ферум(III) хлориду і амоній тіоціанату (концентрація розчинів 0,001 моль/л). Рідину в пробірках перемішати скляною паличкою, після чого пробірки розташувати у штативі. Першу пробірку залишають як контрольну, в другу – додають 1 краплю насиченого розчину ферум(III) хлориду, в третю – 1 краплю насиченого розчину амоній тіоціанату, у четверту – невелику (на шпателі) кількість кристалів амоній хлориду. Далі порівнюють забарвлення розчинів у кожній пробірці з інтенсивністю забарвлення у першій (контрольній) пробірці. Чим зумовлена зміна забарвлення розчинів? Дайте пояснення цьому явищу з точки зору принципу Ле Шательє. Спостереження і висновки занотуйте у таблиці 5.

Таблиця 5 – Результати спостережень

Номер пробірки	Додавлена речовина	Зміна кольору розчинів у пробірках	Напрямок зміщення хімічної рівноваги
1	–		
2	$\text{FeCl}_3(\text{нас})$		
3	$\text{NH}_4\text{SCN}(\text{нас})$		
4	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{кр})$		

Записати рівняння константи рівноваги реакції, що досліджується, і головні чинники зміщення цієї рівноваги.

#### Контрольні питання

1. Чим визначається швидкість хімічної реакції?
2. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Сформулюйте закон діючих мас.
4. Який фізичний зміст константи швидкості хімічної реакції? Від яких чинників вона залежить?
5. Умови зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.



## Лабораторна робота 5

### ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ

#### 1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: розчини, їх характеристика; способи вираження концентрації розчиненої речовини у розчині (масова частка речовини, молярна концентрація речовини, молярна концентрація еквівалента, або нормальна концентрація, молярність розчиненої речовини у розчині, молярна частка).

#### 2 Виконати вправи

1. Скільки грамів калій гідроксиду потрібно взяти для приготування 500 мл 2,8 М розчину?
2. У 2 л розчину міститься 11,1 г кальцій хлориду. Розрахувати молярну і нормальну концентрації.
3. Скільки грамів КОН потрібно розчинити в 600 г води для отримання розчину з масовою часткою калій гідроксиду 12 %?
4. Скільки мілілітрів води потрібно додати до 250 г розчину з масовою часткою солі 15 %, щоб отримати 12 %-ий розчин?

#### 3 Робота в лабораторії

Розчини певної концентрації можна приготувати наступними методами:

- з фіксаналів;
- розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину;
- розведенням концентрованих розчинів.

При приготування розчинів для точного вимірювання об'ємів застосовують мірний посуд: мірні колби, піпетки і бюретки.

*Мірні колби* – тонкостінні плоскодонні судини з довгим вузьким горлом, на якому є позначка у вигляді кільцевої риски. На кожній колбі позначені її місткість і температура, при якій ця місткість виміряна. Колба повинна щільно закриватися пробкою (рис. 14).

*Піпетки* використовують для відбору певного об'єму проби рідини. Піпетки Мора – скляні трубки з розширенням посередині. Нижній кінець відтягнутий у капіляр, на верхньому кінці вони мають позначку, до якої слід набирати вимірювану рідину. На піпетці вказаний об'єм. Широко застосовують також градуйовані піпетки різної місткості, на зовнішній стороні яких нанесені поділки. Для наповнення піпетки нижній кінець її занурюють у рідину і втягують останню за допомогою груші або спеціального пристосування. Рідину набирають так, щоб вона піднялася на 2–3 см вище мітки, потім швидко закривають верхній отвір вказівним пальцем правої руки, притримуючи в той же час піпетку великим і середнім пальцями. Потім послаблюють натиск вказівного пальця, в результаті чого рідина буде повільно витікати з піпетки. У той момент, коли нижній меніск (рівень) рідини виявиться на одному рівні з міткою, палець знову притискають. Вводять піпетку в посудину, віднімають

вказівний палець і дають стекти рідини по стінці посудини. Після того, як рідина витече, піпетку тримають ще 5 секунд притуленою до стінки посудини, злегка повертаючи навколо осі.

*Бюретки* застосовують для вимірювання точних об'ємів рідини.

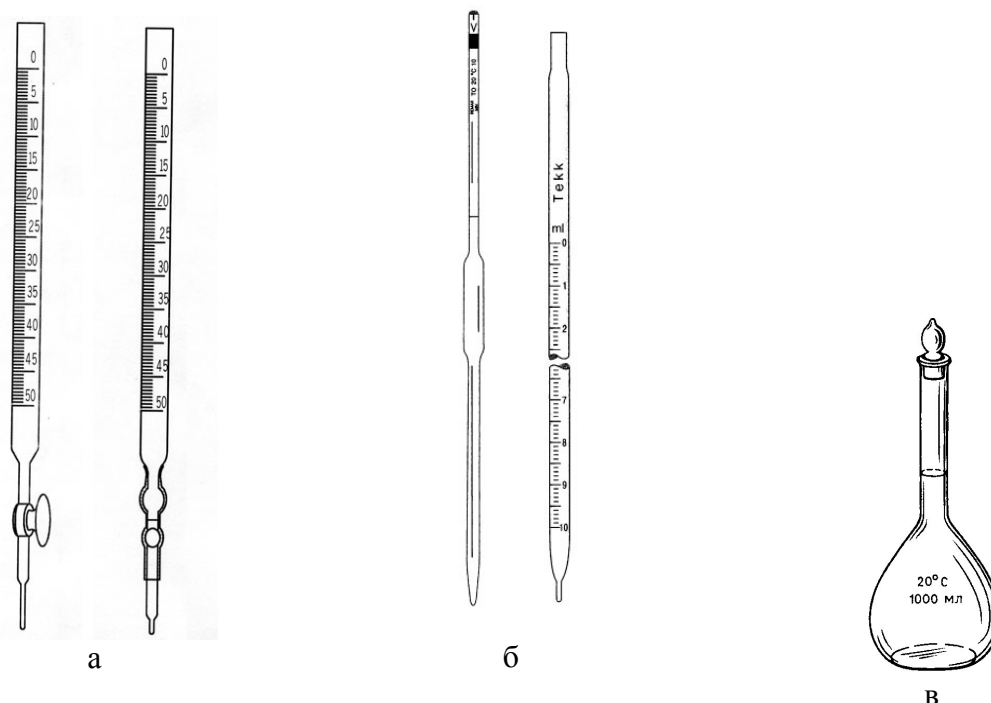


Рисунок 14 – Мірний посуд:  
а – бюретки; б – піпетки; в – мірна колба

Для менш точного вимірювання об'ємів рідини використовують мірні циліндри та мензурки (рис. 10).

### Експериментальна частина

#### Дослід 1 Приготування водного розчину натрій хлориду із заданою масовою часткою NaCl із наважки твердої речовини

Послідовність виконання роботи:

1. Отримати у викладача завдання для приготування розчину солі певної концентрації.

2. Розрахувати необхідні кількості твердої речовини і води.

Розрахунки провести за формулами:

$$m_{\text{р-ну}} = \rho \cdot V; \quad m_{\text{р-ну}} = m(X) + m(\text{H}_2\text{O}); \quad \omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ну}}},$$

де  $m_{\text{р-ну}}$  – маса розчину,  $m(X)$  – маса розчиненої речовини,  $\omega(X)$  – масова частка розчиненої речовини,  $\rho$  – густина розчину,  $V$  – об'єм розчину.

3. Зважити з точністю до 0,01 г розраховану наважку солі.

4. Відміряти за допомогою мірного циліндра потрібний об'єм води (так як густина води  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$ , то об'єм води в мл чисельно дорівнює масі води

і її не обов'язково зважувати, можна відміряти мірним циліндром або мензуркою).

5. У приготовлену склянку через лійку обережно перенести наважку солі і обмити лійку невеликою кількістю дистильованої води, відміряної для розчинення.

6. Суміш перемішувати до повного розчинення солі, поступово додаючи воду, яка залишилася (перелити в стакан по скляній паличці).

7. Отримати у лаборанта ареометр і виміряти густину приготованого розчину. Якщо при розчиненні солі відбулося помітне розігрівання або охолодження розчину, слід почекати, поки розчин охолоне до кімнатної температури, і тільки тоді проводити вимірювання густини.

Як відомо, густина – це маса речовини в одиниці об'єму розчину,  $\rho = m/V$ . Вона залежить від складу розчину і температури. Знаючи густину, можна по таблиці визначити масову частку речовини (відсоток) у розчині, що відповідає визначеній густині.

Густину розчину можна визначити різними способами. Найбільш простий і швидкий – за допомогою ареометра. Ареометр (рис. 15) являє собою запаяну скляну циліндричну посудину, що складається з двох частин – широкої і вузької. Широка частина ареометра заповнена свинцевим дробом, а у вузькій з внутрішньої сторони нанесена шкала з поділками. Кожному поділу відповідає певна глибина занурення ареометра, тобто певна густину рідини.

Для вимірювання густини розчину рідину наливають у мірний циліндр (рис. 15). Рівень рідини повинен бути нижче краю циліндра на 3–4 см. Підбирають такий ареометр, який вільно плаває в розчині, не торкаючись дна і стінок циліндра так, щоб межа занурення залишалася в межах шкали ареометра. Густина розчину визначає поділка шкали ареометра, до якої він занурюється в розчин (відлік густини за рівнем рідини робить зверху вниз). За значенням експериментально знайденої густини визначити масову частку (відсоток) розчиненої речовини, використовуючи дані таблиці 6.

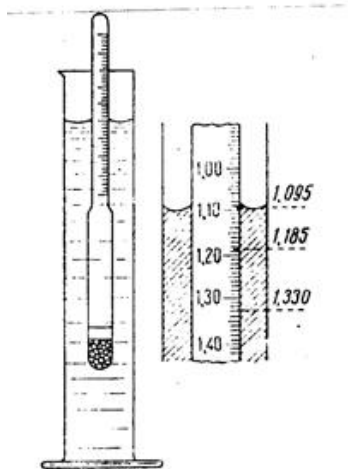


Рисунок 15 – Ареометр і відлік по його шкалі

8. Перевірити правильність приготованого розчину порівнянням визначеної експериментально густини з табличним значенням.

9. Розрахувати молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента (нормальність) і молярність солі в отриманому розчині. Дані занести до таблиці 7.

Таблиця 6 – Залежність густини водневого розчину NaCl від процентної концентрації натрій хлориду при 20 °С

Концентрація, %	Густина, г/см <sup>3</sup>	Концентрація, %	Густина, г/см <sup>3</sup>
1	1,0053	14	1,1008
2	1,0125	15	1,1065
3	1,0196	16	1,1162
4	1,0268	17	1,1241
5	1,0340	18	1,1319
6	1,0413	19	1,1398
7	1,0486	20	1,1478
8	1,0559	21	1,1559
9	1,0633	22	1,1639
10	1,0707	23	1,1722
11	1,0782	24	1,1804
12	1,0857	25	1,1888
13	1,0933	26	1,1972

Таблиця 7 – Досліджені дані

Задана масова частка речовини, (%)	Густина $\rho$ , г/см <sup>3</sup>	Розраховані маси компонентів, м,г		Густина експериментальна, $\rho$ , г/см <sup>3</sup>	Експериментальні концентрації				$\delta_{\text{від}}$
		NaCl	H <sub>2</sub> O		$\omega$ , %	C(NaCl), моль/л	C(NaCl), моль/л	b(NaCl/H <sub>2</sub> O) моль/кг	

**Приклад 1.** Приготувати 250 г водного розчину солі з масовою часткою  $\omega(\text{NaCl}) = 5\%$ .

Маса розчину  $m_{\text{р-ну}} = 250$  г.

Маса розчиненої речовини  $m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,05 \cdot 250 = 12,5$  г.

$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 250 - 12,5 = 237,5$  г.

Якщо вважати  $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1$  г/мл, то  $V(\text{H}_2\text{O}) = 237,5$  мл.

Таким чином, для приготування 250 г 5 % розчину NaCl необхідно взяти 12,5 г солі і 237,5 мл води.

**Дослід 2 Приготування розчину натрій хлориду із заданою масовою часткою солі (%) розбавленням концентрованого розчину**

Приготувати 100 мл розчину, в якому  $\omega(\text{NaCl}) = 5\%$  із вихідного (концентрованого) розчину.

Виконання роботи слід вести в такій послідовності:

1. Отримати у лаборанта вихідний (концентрований) розчин солі певної концентрації.
2. Виміряти ареометром густину вихідного концентрованого розчину солі.
3. Записати покази ареометра і визначити концентрацію NaCl у вихідному розчині по таблиці 6.
4. Розрахувати об'єм вихідного розчину, який потрібен для приготування 100 мл 5% розчину.
5. До мірної колби на 100 мл із бюретки налити розрахований об'єм вихідного розчину.
6. Додати дистильовану воду до позначки і ретельно перемішати розчин.
7. Визначити густину отриманого розчину ареометром і порівняти з даними табл.6.

Розрахувати відносну похибку ( $\delta_{\text{відн}}$ ):

$$\delta_{\text{відн}} = \frac{C - C_1}{C} \cdot 100,$$

де  $C$  – задана концентрація,

$C_1$  – отримана концентрація.

Зробити розрахунок молярної концентрації, молярної концентрації еквіваленту і молярності натрій хлориду у приготованому розчині. Результати записати в таблицю 8.

Таблиця 8 – Досліджені дані

Масова частка солі у вихідному розчині, (%)	Густина вихідного розчину, $\rho$ , г/см <sup>3</sup>	Розраховані маси, м,г		Густина отриманого розчину, $\rho$ , г/см <sup>3</sup>	Експериментальні концентрації				$\delta_{\text{від}}$
		вихідного розчин	H <sub>2</sub> O		$\omega$ , %	C(NaCl), моль/л	C(NaCl), моль/л	b(NaCl/H <sub>2</sub> O) моль/кг	

**Приклад 2.** Приготувати 0,5 л 10 % розчину NaCl, виходячи з концентрованого розчину, густина якого 1,1888 г/см<sup>3</sup>.

По таблиці 6 знаходимо, що густина 1,1888 г/см<sup>3</sup> відповідає розчину з вмістом 25 % NaCl, а 10 % розчину відповідає розчин солі з густиною 1,0707 г/см<sup>3</sup>. Маса 0,5 л 10 % розчину дорівнює:

$$m_{\text{р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho = 500 \text{ см}^3 \cdot 1,0707 \text{ г/см}^3 = 535,35 \text{ г},$$

а вміст у ньому NaCl становить:

$$m(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{NaCl}) = 535,35 \cdot 0,1 = 53,535 \text{ г}.$$

Обчислимо масу і об'єм вихідного (25 %), розчину, в якому міститься 53,535 г NaCl:

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaCl}) / \omega(\text{NaCl}) = 53,535 / 0,25 = 214,14 \text{ г,}$$

$$V = m_{\text{р-ну}} / \rho = 214,14 / 1,1888 = 180,13 \text{ мл.}$$

Таким чином, для приготування 500 мл 10 % розчину NaCl необхідно у мірну колбу на 500 мл налити 180,13 мл 25 % розчину і дистильованою водою довести рівень рідини до позначки.

### Контрольні питання

1. Що таке розчин? Наведіть способи вираження концентрації речовини у розчині?
2. Чи можна використовувати гігроскопічні речовини, що знаходилися в контакті з повітрям, для приготування розчинів із заданою концентрацією?
3. Чому не можна приготувати розчин NaOH заданої концентрації з високим ступенем точності, якщо речовина знаходилася в тривалому контакті з повітрям?

### Лабораторна робота 6

## ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### 1 Самостійна підготовка

**Засвоїти поняття і визначення:** розчини електролітів, теорія електролітичної дисоціації, кількісні характеристики процесу дисоціації (ступінь дисоціації, константа дисоціації слабких електролітів), закон розведення Оствальда, властивості розчинів електролітів.

### 2 Виконати вправи

1. Константа дисоціації сульфїтної кислоти за першим ступенем дорівнює  $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-2}$ , а за другим  $K_2 = 0,6 \cdot 10^{-7}$ . Розрахуйте ступені дисоціації  $\alpha_1$  і  $\alpha_2$  в децимолярному розчині сульфїтної кислоти?
2. При розчиненні 0,001 моль оцтової кислоти у воді 10 % розчинених молекул розпалися на йони. Скільки окремих часток (йонів, молекул) розчиненої речовини міститься у розчині?
3. Ступінь дисоціації  $K_2SO_4$  в розчині, що містить 0,026 моль калій сульфату в 50 г води, дорівнює 53 %. Обчислити підвищення температури кипіння розчину. Ебуліоскопічна стала води  $E = 0,52$ .
4. При охолодженні океанської води перші кристали з'являються при температурі  $-2,2$  °C. Чому? Обчисліть масову частку NaCl в розчині, який замерзне при цій температурі, якщо ступінь дисоціації  $\alpha = 1$ , кріоскопічна стала води  $K = 1,86$ .
5. Обчислити осмотичний тиск (кПа) водного розчину сахарози  $C_{12}H_{22}O_{11}$  при 27 °C, якщо підвищення температури кипіння розчину порівняно із розчинником складає 0,119 °C, густина розчину 1,10 г/см<sup>3</sup>, ебуліоскопічна стала води  $E = 0,52$ .

### 3 Робота в лабораторії

#### Дослід 1 Електропровідність розчинів електролітів

Для визначення електропровідності розчинів електролітів використовують прилад, схема якого наведена на рисунку 16.

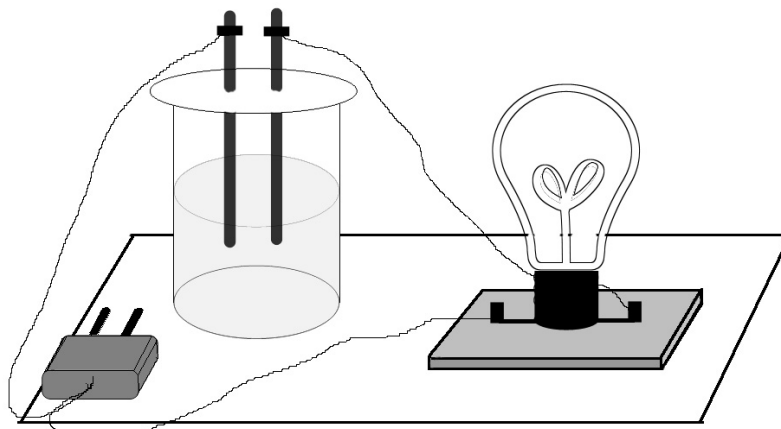


Рисунок 16 – Прилад для визначення електропровідності розчинів електролітів

Прилад для визначення електропровідності складається з двох графітових електродів однакової довжини, з'єднаних з електричною лапчкою і склянки для розчину, що досліджується.

Для вимірювання електропровідності наливають у склянки послідовно по 20–25 мл дистильованої, водопровідної води, а також 0,1 М розчинів електролітів (хлоридної та ацетатної кислот, натрій гідроксиду, амоній гідроксиду, натрій ацетату), розчин цукру.

У кожену склянку послідовно занурюють електроди (на одну і ту ж глибину при кожному вимірюванні), далі вмикають прилад у мережу змінного струму і спостерігають, як світиться лампочка. Яскравість світла лампочки пропорційна електропровідності розчину. Перед кожним наступним вимірюванням нового розчину електроди ретельно промивають дистильованою водою.

На підставі отриманих результатів порівняйте електропровідність розчинів хлоридної та ацетатної кислот, натрій гідроксиду та амоній гідроксиду. Поясніть, чому розчин амоній ацетату є кращим провідником електричного струму, ніж розчини оцтової кислоти та амоній гідроксиду.

У лабораторному журналі запишіть рівняння дисоціації усіх електролітів, вирази констант дисоціації слабких електролітів.

#### Дослід 2 Хімічна рівновага в розчинах електролітів

**Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів. Вплив однойменного йону сильного електроліту на ступінь дисоціації слабого електроліту**

**Дослід 2.1** У дві пробірки налейте по 1 мл 0,1 М розчину оцтової кислоти. У кожену пробірку додайте по 1 краплі розчину індикатора (метилоранжу). Занотуйте спостереження.

Одну пробірку залиште для порівняння, в іншу додайте декілька кристалів натрій ацетату і перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте колір та інтенсивність забарвлення індикатора у двох пробірках.

Занотуйте спостереження, напишіть рівняння реакцій дисоціації натрій ацетату, оцтової кислоти, вираз константи дисоціації оцтової кислоти. У висновках визначте вплив однойменних йонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

**Дослід 2.2** У дві пробірки, що містять по 1 мл 0,1 М розчину амоніаку, додайте по 1 краплі розчину фенолфталеїну. Яке забарвлення з'являється і яке середовище в розчині? Занотуйте спостереження. Одну пробірку залиште для порівняння, в іншу додайте декілька кристалів амоній хлориду і перемішайте розчин скляною паличкою. Порівняйте інтенсивність забарвлення індикатора у двох пробірках. Занотуйте спостереження, напишіть рівняння процесу дисоціації амоній ацетату, амоній гідроксиду, вираз константи дисоціації амоній гідроксиду. У якому напрямку зміщується рівновага реакції дисоціації амоній гідроксиду? У висновках визначте вплив однойменних йонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

### **Дослід 3 Йонні реакції (реакції обміну) у розчинах сильних електролітів**

#### *Йонні реакції з утворенням малорозчинних солей*

**Дослід 3.1** У три пробірки налийте по 10–15 крапель розчину барій хлориду. В першу додайте декілька крапель розчину натрій сульфату, в другу – розчину сульфатної кислоти, в третю – розчину алюміній сульфату. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

#### *Йонні реакції з утворенням малорозчинних кислот*

**Дослід 3.2** У пробірку налийте 5–7 крапель розчину натрій силікату і додайте до нього декілька крапель хлоридної кислоти до утворення осаду малорозчинної кислоти. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

#### *Йонні реакції з утворенням малорозчинних основ*

**Дослід 3.3** У пробірку налийте 5–7 крапель розчину купрум(II) сульфату і додайте до нього декілька крапель розчину натрій гідроксиду до утворення осаду малорозчинної основи. До лабораторного журналу занотуйте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.

#### *Йонні рівняння з утворенням слабких електролітів*

**Дослід 3.4** В одну пробірку налийте 7–10 крапель розчину натрій карбонату і додайте до нього декілька крапель хлоридної кислоти. У другу пробірку налийте 4–5 крапель амоній хлориду, додайте декілька крапель натрій гідроксиду та трохи нагрійте пробірку. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та іонній формах.



#### Дослід 4 Порівняння хімічної активності кислот

В одну пробірку налейте 4–6 крапель 2 М розчину оцтової кислоти, в іншу – стільки ж 2 М розчину хлоридної кислоти. В обидві пробірки додайте приблизно однакові грудки мармуру або крейди. Відзначте спостереження та напишіть рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.

#### Контрольні питання

1. Які речовини називають електролітами, а які – неелектролітами?
2. Що таке йони і чим вони відрізняються від атомів і молекул?
3. Поняття про сильні та слабкі електроліти. Навести приклади.
4. Ступінь та константа дисоціації, зв'язок між ними. Математичний вираз закону Оствальда.
5. Які фактори впливають на ступінь дисоціації?
6. Для яких електролітів спостерігається ступінчаста дисоціація. Навести приклади.
7. Реакції в розчинах електролітів. Правила складання йонних рівнянь.

#### Лабораторна робота 7

#### ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

##### 1 Самостійна підготовка

**Засвоїти поняття і визначення:** електролітична дисоціація води, йонний добуток води, водневий показник та його значення у різних середовищах; буферні розчини, гідроліз солей, його причини і наслідки; кількісні характеристики процесу гідролізу солей.

##### 2 Виконати вправи

1. Розрахуйте рН 0,001 М розчину HCl і 0,01 М розчину KOH (ступінь дисоціації обох електролітів 100 %).
2. Яка концентрація йонів  $H^+$  і  $OH^-$  у розчинах, для яких рН=7, рН=4, рОН=8? Яка реакція середовища?
3. Яку реакцію середовища мають водні розчини натрій гідрокарбонату, алюміній хлориду, натрій сульфату, кальцій хлориду, калій сульфідру? З наведених солей вибрати ті, що підлягають гідролізу, і скласти відповідні рівняння реакцій в молекулярній та йонній формах.
4. Обчислити константу і ступінь гідролізу, а також рН 0,1 М розчину амоній хлориду. Константа дисоціації  $NH_4OH$   $K_d = 1,77 \cdot 10^{-5}$ .
5. Як впливає додавання розчинів KOH,  $ZnCl_2$ ,  $Na_2S$ , хлоридної кислоти і твердого NaCl на гідроліз натрій карбонату?
6. Змішали рівні об'єми розчинів хлоридної кислоти та натрій гідроксиду з рН 2 та 11 відповідно. Обчислити рН отриманого розчину.

### 3 Робота в лабораторії

#### Дослід 1 Кислотно-основні індикатори

*Зміна кольору індикаторів у різних середовищах*

1. У три пробірки налейте по 10–15 крапель *дистильованої води* (нейтральне середовище) і додайте: в *першу* пробірку – 1 краплю лакмусу; в *другу* – 1 краплю фенолфталеїну; в *третю* – 1 краплю метилоранжу. Зафіксуйте забарвлення кожного індикатора у воді.

2. У три пробірки налейте по 8–10 крапель *хлоридної кислоти* HCl (кислотне середовище) і внесіть по 1 краплі розчинів лакмусу, метилоранжу, фенолфталеїну. Зафіксуйте забарвлення індикаторів у кислоті.

3. У три пробірки налейте по 8–10 крапель *лугу* NaOH (лужне середовище). В *першу* внесіть 1 краплю лакмусу, в *другу* – 1 краплину метилоранжу, в *третю* – 1 краплю фенолфталеїну. Зафіксуйте забарвлення кожного індикатора у лужному середовищі. Результати усіх спостережень занотуйте в таблицю 9.

Таблиця 9 – Забарвлення індикаторів у різних середовищах

Назва індикатора	Колір індикатора в різних середовищах		
	кисле середовище	нейтральне середовище	лужне середовище
лакмус			
фенолфталеїн			
метилоранж			

#### Дослід 2 Реакція середовища розчинів солей

Приготуйте п'ять ретельно вимитих дистильованою водою пробірок та налейте в них по 3–5 мл дистильованої води. Першу пробірку залиште як контрольну, а в інші чотири внесіть приблизно по 0,2–0,3 г кристалів солей: Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub> та KCl. Перемішайте вміст пробірок і визначте рН одержаних розчинів і води за допомогою *універсального індикатора*. Дані дослідів запишіть у таблицю 10.

Таблиця 10 – Результати спостережень

Формула солі	Забарвлення універсального індикатора	Реакція середовища	рН розчину
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>			
AlCl <sub>3</sub>			
CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>			
KCl			

Складіть рівняння гідролізу солей в молекулярній та йонній формах. Поясніть, чому розчини калій хлориду та амоній ацетату мають рН≈7?

### Дослід 3 Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

#### Дослід 3.1 Взаємозв'язок між силою слабого електроліту, який утворює сіль, та ступенем гідролізу солі

У дві пробірки налейте до 1/2 їхнього об'єму дистильованої води. В одну пробірку насипте один мікрошпатель натрій сульфату ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), в другу – стільки ж натрій карбонату ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Вміст пробірок перемішайте скляною паличкою та додайте до розчинів солей по одній краплі розчину фенолфталеїну. Порівняйте інтенсивність кольору індикатора в обох пробірках. Яка з солей гідролізує більшою мірою? Відповідь мотивуйте, порівнявши значення констант дисоціації кислот  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

#### Дослід 3.2 Вплив температури на ступінь гідролізу

Дослід виконують за наступною схемою:

1. У дві пробірки налейте на 1/2 її місткості дистильованої води і додайте 2–3 краплі розчину фенолфталеїну. Зафіксуйте забарвлення.

2. До обох пробірок додайте по одному мікрошпателю натрій ацетату. Чи змінився колір індикатора і чому?

3. Підігрійте одну з цих пробірок, а іншу залиште для порівняння. Як змінюється інтенсивність забарвлення індикатора при нагріванні розчину солі?

4. Охолодіть пробірку під струменем води і спостерігайте зміну забарвлення розчину. В якому напрямі зміщується рівновага реакції гідролізу при охолодженні розчину?

Поясніть спостереження. Рівняння реакції гідролізу та висновок про вплив температури на ступінь гідролізу занести до журналу.

#### Дослід 3.3 Вплив розведення на ступінь гідролізу

У пробірку налейте 0,5 мл розчину стибій(III) хлориду та розведіть його водою до 1/2 об'єму пробірки. Гідроліз проходить через стадії утворення  $\text{Sb}(\text{OH})\text{Cl}_2$  та  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$  з відщепленням води та перетворенням у малорозчинний стибій (III) оксохлорид  $\text{SbOCl}$ , про що свідчить поява білого осаду. Напишіть рівняння реакції гідролізу  $\text{SbCl}_3$  в молекулярній та йонній формах. Зробіть висновок про вплив розведення на ступінь гідролізу.

#### Контрольні питання

1. Дисоціація води. Йонний добуток води.
2. Водневий показник (pH), його значення у кислих, нейтральних і лужних середовищах.
3. Поняття про кислотно-основні індикатори.
4. Що називають гідролізом солей?
5. Які причини і наслідки гідролізу? Випадки гідролізу.
6. В яких випадках процес гідролізу є незворотним?
7. Чи може розчин солі, що піддається в значній мірі гідролізу, мати  $\text{pH} \approx 7$ ?

## Лабораторна робота 8

### ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

#### 1 Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: окислювально-відновні реакції, ступінь окислення, принцип підбору коефіцієнтів в окислювально-відновних реакціях, найважливіші окисники і відновники, окисно-відновні потенціали та їх роль у розв'язанні питання про можливість і напрямок перебігу реакцій.

#### 2 Виконати вправи

1. На підставі методу електронного балансу розставте коефіцієнти в наведених схемах окисно-відновних реакцій, зазначте окисник і відновник, процеси окиснення та відновлення:

- а)  $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ ;
- в)  $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- г)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- д)  $\text{FeSO}_4 + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ .

2. Які з наведених речовин:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KI}$  – можуть виявляти:

а) тільки окисні властивості; б) тільки відновні властивості; в) окисно-відновну двоїстість?

3. За наведеними схемами визначте тип окисно-відновної реакції:

- а)  $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ ;
- б)  $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

#### 3 Робота в лабораторії

##### Дослід 1 Прості речовини й елементарні йони у якості окисників і відновників

##### Дослід 1.1 Відновники – прості речовини

У пробірку з 1 М розчином сульфатної кислоти помістити шматочок цинку або магнію. Записати спостереження і рівняння реакції. Визначити окисник і відновник.

##### Дослід 1.2 Окисники – катіони металів. Окиснення заліза йонами $\text{Cu}^{2+}$

У пробірку на третину її об'єму налити розчин солі  $\text{Cu}^{2+}$  й занурити в нього ретельно очищений залізний цвях. Поява на поверхні заліза червоного нальоту металевої міді свідчить про відновлення йонів  $\text{Cu}^{2+}$ .

Скласти електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. Виявити окисник та відновник. Написати рівняння сумарної реакції цих процесів.

## Дослід 2 Міжмолекулярні окисно-відновні реакції

### Дослід 2.1 Окисно-відновна двоїстість

У дві пробірки налейте по 3 краплі розчинів натрій сульфату і 0,5 М сульфатної кислоти. До однієї пробірки додайте розчин калій перманганату, до другої – розчин калій йодиду. Про що свідчить знебарвлення калій перманганату? На що перетворюється калій йодид (реакція з крохмалем)?

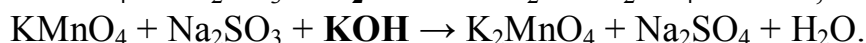
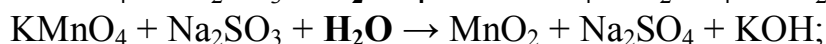
Реакції проходять за такими схемами:



Зафіксуйте спостереження, складіть електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. Вкажіть окисник і відновник, напишіть рівняння сумарних реакцій.

### Дослід 2.2 Вплив характеру середовища на протікання окисно-відновних реакцій

У три пробірки наливають по 3–4 краплі розчину перманганату калію. У першу пробірку додають 2–3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж дистильованої води, у третю – таку ж кількість калій гідроксиду (30 %). У всі пробірки додайте натрій сульфат. Враховуючи, що солі мангану(II) в розчині практично безбарвні, аніон  $\text{MnO}_4^{2-}$  – зеленого кольору, а  $\text{MnO}_2$  – бурий осад, зробіть висновок щодо перетворень перманганат-йона залежно від середовища. Обчисліть окисно-відновні еквіваленти калій перманганату і натрій сульфату, визначте окисник і відновник, підберіть коефіцієнти до рівнянь реакцій:

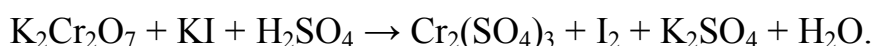


### Дослід 3 Складні йони в окисно-відновних реакціях.

#### Відновлення калій дихромату йодидом калію

У пробірку наливають 3-4 краплі калій дихромату, підкислюють декількома краплями розчину 1 М сульфатної кислоти і додають краплями розчин калій йодиду (до помітної зміни забарвлення розчину) і декілька крапель розчину крохмалю.

Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:



Визначають окисник і відновник.

### Дослід 4 Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції.

#### Розклад амоній дихромату

У порцелянову чашку помістити невеликою гіркою кристалічний амоній дихромат  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і ввести в центр гірки палаючий сірник або скіпку.

Спостерігайте розкладання солі, яке спочатку йде повільно, а потім прискорюється, зміну кольору й виділення газу. Запишіть спостереження, складіть рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є хром(III) оксид, азот і вода, вкажіть окисник і відновник.

### Контрольні питання

1. Які реакції називають окисно-відновними? Назвіть типи окисно-відновних реакцій?
2. Як змінюється ступінь окиснення окисника і відновника в окисно-відновних реакціях? Наведіть приклади.
3. Якими величинами характеризують окисні й відновні властивості елементів і складних речовин?
5. Які речовини можуть виявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні?
6. Для яких речовин характерна окислювально-відновна двоїстість?

## Лабораторна робота 9

### ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

#### 1 Самостійна підготовка

**Засвоїти поняття і визначення:** особливості будови й властивості металів, металічний зв'язок, хімічні властивості металів, поняття про електродні потенціали, стандартний електродний потенціал, залежність значення електродних потенціалів від природи металів, розчинників, концентрації йонів металу в розчині, температури (рівняння Нернста), ряд стандартних електродних потенціалів (електрохімічний ряд напруг).

#### 2 Виконати вправи

1. Здійсніть перетворення:  $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$ . Дайте назву отриманим сполукам.
2. Маса цинкової пластини, зануреної в розчин купрум (II) сульфату через деякий час змінилася на 0,4 г. Яка маса цинку прореагувала? Яка кількість міді виділилася на пластині?
3. Розрахуйте потенціал залізного електрода, який занурений у 0,01М розчин  $\text{FeSO}_4$ .

#### 3 Робота в лабораторії

##### Дослід 1 Вивчення відновної активності металів

##### Порівняльна активність металів

Налити у п'ять пробірок по 1 мл розчинів солей: у *першу* – цинк сульфату, у *другу* – ферум(II) сульфату, у *третю* – станум(II) хлориду, у *четверту* – плюмбум(II) нітрату або плюмбум(II) ацетату, у *п'яту* – купрум(II)

сульфату. Помістити в усі розчини пластинки металічного цинку. Занотуйте спостереження. Повторити досліди із залізними, олов'яними, свинцевими та мідними пластинками. З розчинів яких солей витісняються метали?

Результати усіх спостережень занотовують до таблиці 11.

Таблиця 11 – Результати спостережень

Метали	ZnSO <sub>4</sub>	FeSO <sub>4</sub>	SnCl <sub>2</sub>	Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> або Pb(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub>
Цинк Zn					
Залізо Fe					
Олово Sn					
Свинець Pb					
Мідь Cu					

Отримані результати підтвердять відповідними рівняннями окисно-відновних реакцій.

### Контрольні питання

1. Що називають стандартним електродним потенціалом?
2. Як впливає на значення електродного потенціалу металу концентрація його йонів у розчині?
3. Від чого залежить відновна здатність металів?
4. Яким чином можна дослідним шляхом визначити значення стандартного електродного потенціалу металу?
5. Ряд стандартних електродних потенціалів (електрохімічний ряд напруг).

## Лабораторна робота 10

### ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

#### 1 Самостійна підготовка

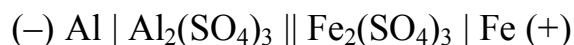
**Засвоїти поняття і визначення:** поняття про електродні потенціали. Механізм виникнення електродних потенціалів. Будова подвійного електричного шару на межі електрод-розчин. Водневий електрод. Ряд стандартних потенціалів. Гальванічні елементи. Хімічні та концентраційні гальванічні елементи. Електрорушійна сила гальванічного елемента.

#### 2 Виконати вправи

1. Скласти схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких цинковий електрод був би катодом, а в іншому – анодом. Зазначити напрямок електричного струму в зовнішньому ланцюзі. Скласти рівняння окисно-відновних напівреакцій, що відбуваються на електродах, та сумарні рівняння ОВР, які відповідають роботі гальванічних елементів.

2. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити *E<sub>PC</sub>* елемента, який складено із залізного і мідного електродів, занурених відповідно у 0,01М розчини хлоридних солей цих металів.

3. Для гальванічного елемента



розрахувати стандартну електрорушійну силу  $E^0$  і  $EPC$ , що виникає при використанні розчинів електролітів концентрацій  $[\text{Fe}^{3+}] = 10^{-2}$  моль/л і  $[\text{Al}^{3+}] = 10^{-4}$  моль/л.

4. Гальванічний елемент складається з цинкового і нікелевого електродів, занурених у розчини їх нітратів. Скласти схему гальванічного елемента, написати рівняння електродних процесів. Обчислити  $EPC$ : а) при стандартних умовах; б) при концентраціях 0,001 моль/л  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  і 0,1 моль/л  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ . Температура стандартна ( $25^\circ\text{C}$ ).

5.  $EPC$  гальванічного елемента, утвореного нікелевим електродом, зануреним в розчин його солі з концентрацією йонів нікеля  $[\text{Ni}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-4}$  моль/л і срібним електродом, зануреним в розчин солі срібла дорівнює 1,108 В. Визначити концентрацію йонів  $\text{Ag}^+$  в розчині.

### 3 Робота в лабораторії

#### Дослід 1 Складання мідно-цинкового гальванічного елемента

Дві склянки місткістю 100 мл заповнюють наполовину: одну – 1 М розчином купрум(II) сульфату, другу – 1 М розчином цинк сульфату. Склянки ставлять поруч і з'єднують електролітичним ключем, тобто склянкою П-подібною трубкою, заповненою розчином калій хлориду в агар-агарі. У склянку з розчином купрум(II) сульфату занурюють мідний електрод, у склянку з розчином цинку сульфату – цинковий електрод. Дроти від електродів замикають на гальванометр. Далі фіксують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів.

Спостереження занотувати до лабораторного журналу, визначити анод і катод, навести відповідні електродні реакції, обчислити значення електродних потенціалів і  $EPC$ .

#### Дослід 2 Вплив концентрації розчину на $EPC$ гальванічного елемента

Складають цинково-мідний гальванічний елемент так само, як і в досліді 1, але склянку наповнюють не 1 М, а 0,1 М розчином  $\text{CuSO}_4$ . Спостереження занотувати до лабораторного журналу, де навести відповідні реакції, визначити анод і катод, обчислити  $EPC$  елемента і порівнюють її з  $EPC$  елемента в досліді 1.

#### Дослід 3 Виготовлення залізно-цинкового і залізно-мідного гальванічних елементів

На лабораторному столі розташовують поруч склянки з 1 М розчинами цинк сульфату, ферум(II) сульфату і купрум(II) сульфату з відповідно цинковим, залізним і мідним електродами.

Спочатку утворюють *цинково-залізний* елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами цинк сульфату і



ферум(II) сульфату, а дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Спостерігають напрямок струму.

Потім утворюють залізно-мідний елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами ферум(II) сульфату і купрум(II) сульфату. Дроти від залізного і мідного електродів замикають на гальванометр і спостерігають напрямок електричного струму.

Спостереження занотувати до лабораторного журналу, порівняти полярність залізно-цинкового і мідно-цинкового елементів, для вказаних елементів скласти відповідні електродні реакції, розрахувати *EPC*.

### **Контрольні питання**

1. Що таке гальванічний елемент?
2. Що називають електрорушійною силою гальванічного елементу?
3. Користуючись рядом стандартних електродних потенціалів, виберіть два метали, які здатні утворити гальванічний елемент з максимально можливою *EPC*.

## **Лабораторна робота 11**

### **КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ**

#### **1 Самостійна підготовка**

Засвоїти поняття та визначення: корозія металів, типи корозії, фактори, що впливають на швидкість корозії, воднева й киснева деполяризація, основні види корозійних руйнувань, активатори корозії металів.

#### **2 Виконати вправи**

1. Який метал у парі залізо – нікель буде розчинятися в розбавленому розчині оцтової кислоти? З поверхні якого металу буде виділятися водень? Напишіть рівняння реакцій анодного і катодного процесів.

2. Напишіть рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії заліза, що контактує із сріблом у водному розчині електроліту ( $\text{pH}=3$ ).

3. Залізний цвях помістили в розбавлений розчин сульфатної кислоти, в результаті почалося виділення бульбашок газу з поверхні. Після додавання купрум(II) сульфату газ став виділятися швидше, а після додавання фосфатної кислоти виділення газу припинилося. Поясніть усі вище описані явища відповідними хімічними рівняннями.

4. Якщо цвях вбити у вологе дерево, то іржею покривається та його частина, яка знаходиться всередині дерева. Чим це можна пояснити?

5. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким проти корозії, ніж технічне залізо? Складіть рівняння анодного і катодного процесів, що відбуваються при корозії технічного заліза у вологому повітрі й в розчині з  $\text{pH}<4$ .

### 3 Робота в лабораторії

#### Дослід 1 Вплив виникнення корозійних гальванічних пар на швидкість перебігу корозії металів

##### *Дослід 1.1 Виникнення корозійної гальванічної пари при контакті двох різних металів*

Послідовність виконання дослідів:

1. У пробірку налити 10–12 крапель 1 М розчину сульфатної кислоти. Занурити в нього гранулу цинку. Зафіксуйте інтенсивність процесу виділення газу.

2. У цю саму пробірку опустити мідний дріт, не торкаючись до цинку. Чи виділяється водень на мідному дроті?

3. Доторкнутися мідним дротом до гранули цинку. Як змінюється інтенсивність виділення водню, на якому з металів це відбувається?

До лабораторного журналу занотуйте всі спостереження та рівняння анодного і катодного процесів утвореного мідно-цинкового гальванічного елемента. Поясніть збільшення швидкості корозії цинку при контакті з мідним дротом.

##### *Дослід 1.2 Виникнення корозійної гальванічної пари при зануренні одного (більш активного) металу в розчин солі другого (менш активного) металу*

У дві пробірки вносять по 10–12 крапель 1 М сульфатної кислоти і по шматочку хімічно чистого цинку. В одну з пробірок додають 1–2 краплі розчину купрум(II) сульфату.

Спостерігають за інтенсивністю виділення водню в пробірках. Відзначають, що з'явилося на поверхні цинку в пробірці з добавкою купрум(II) сульфату.

До лабораторного журналу занотувати спостереження, скласти рівняння реакцій анодного і катодного процесів.

#### Дослід 2 Вивчення впливу нерівномірної аерації поверхні металу на його корозію

Зачищають сталю пластинку наждачним папером. На чисту поверхню сталі наносять краплю спеціального розчину, який складається з 3 % розчинів натрій хлориду, розчину калій гексаціаноферату(III)  $K_3[Fe(CN)_6]$  і фенолфталеїну (2–3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

Спостерігають за появою різного забарвлення у центрі краплі і на її периферії.

До лабораторного журналу занотувати спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів у гальванічній парі, що виникла на поверхні сталі внаслідок нерівномірної аерації її поверхні під краплею розчину електроліту, визначити анодні і катодні ділянки металу.

**Примітка:** калій гексаціаноферат(III)  $K_3[Fe(CN)_6]$  додають до розчину як реактив на йони Феруму (II), що виникають у розчині внаслідок перебігу анодного окиснення металу. При цьому утворюється малорозчинна речовина синього кольору.

### **Дослід 3 Вивчення впливу прискорювачів корозії на швидкість корозійного процесу**

У дві пробірки вміщують по шматочку алюмінієвого дроту (або пластинки). В одну пробірку додають розчин купрум(II) хлориду, а в другу – розчин купрум(II) сульфату. В якій пробірці спостерігається заміщення міді алюмінієм? Який газ виділяється? Як він утворюється?

До лабораторного журналу занотувати спостереження, скласти рівняння реакції заміщення міді алюмінієм в розчині купрум(II) хлориду, реакції анодного і катодного процесів, зробити висновки.

#### **Контрольні питання**

1. Який процес називають корозією?
2. За якими ознаками класифікують корозійні процеси?
3. Чинники, що впливають на інтенсивність корозії.
4. У присутності яких йонів оксидні плівки на металах будуть руйнуватися скоріше: а)  $\text{SO}_4^{2-}$ ; б)  $\text{Cl}^-$ ; в)  $\text{NO}_3^-$ ?

### **Лабораторна робота 12**

## **ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ**

#### **1 Самостійна підготовка**

**Засвоїти поняття і визначення:** методи захисту металів від корозії – захисні покриття (металеві, неметалеві), зменшення агресивності корозійного середовища, електрохімічні методи (катодний захист, протекторний захист), легування, інгібітори корозії.

#### **2 Виконати вправи**

1. Які особливості перебігу корозії нікельованого заліза в нейтральному і кислому середовищах при порушенні його захисного покриття?
2. З метою захисту від корозії магнієву конструкцію покрили свинцем. Яке це покриття: анодне чи катодне? Напишіть рівняння анодного і катодного процесів корозії в кислому середовищі при порушенні цілісності покриття. Чи буде оксидна плівка, що утворюється на магнії, мати захисні властивості?
3. Скласти електронні рівняння анодного і катодного процесів, що полягають в основі протекторного захисту сталі в морській воді.

### 3 Робота в лабораторії

#### Дослід 1 Захист металів від корозії анодними і катодними металевими покриттями (корозія оцинкованого і лудженого заліза)

У дві пробірки (або склянки) наливають на 1/3 їх об'єму 3 % розчин натрій хлориду. Додають у кожен пробірку по декілька крапель розчину калій гексаціаноферату(III)  $K_3[Fe(CN)_6]$ , який є дуже чутливим реактивом на йони  $Fe^{2+}$  (утворює інтенсивне синє забарвлення). Вміст пробірок перемішують скляною паличкою.

У першу пробірку занурюють пластину оцинкованого заліза, на поверхні якого роблять глибокі подряпини, що руйнують покриття до основного металу (який захищаємо), у другу – пластину лудженого заліза, на поверхні якого також заздалегідь зроблено подряпини. Спостерігають до появи синього забарвлення в одній із пробірок.

До лабораторного журналу занотувати спостереження, скласти рівняння реакцій анодного і катодного процесів на поверхнях металів, утворених внаслідок руйнування захисних цинкового й олов'яного покриттів. Пояснити вплив на швидкість корозії виникнення корозійних гальванічних пар залізо-цинк і залізо-олово. Вказати напрямок руху електронів у зазначених корозійних парах, зробити висновки.

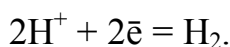
#### Дослід 2 Електрохімічний захист металів від корозії (протекторний захист)

У дві пробірки налити розчин оцтової кислоти (0,2–0,4 М) і додати по 3–4 краплі розчину калій йодиду ( $I^-$  іони утворюють з катіонами  $Pb^{2+}$  малорозчинну сполуку  $PbI_2$  жовтого кольору). Розчин перемішати паличкою. В одну пробірку занурити зразки свинцю і цинку так, щоб вони торкалися один одного. В другу пробірку із розчином оцтової кислоти помістити тільки свинець. У якому випадку швидше утвориться плюмбум(II) йодид? Пояснити результати спостережень, скласти рівняння відповідних реакцій. Який метал відіграє роль протектора?

До лабораторного журналу занотувати спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів на корозійній гальванічній парі свинець-цинк, а також на чистому свинці. Зробити висновки.

#### Дослід 3 Вплив інгібіторів на процес корозії

Швидкість будь-якого корозійного процесу, що відбувається за електрохімічним механізмом, залежить від швидкості двох сполучених електрохімічних реакцій – катодної й анодної. У випадках корозії в кислому середовищі на катодних ділянках металів відбувається розряд йонів Гідрогену:



При цьому процес супроводжується виділенням газоподібного водню. Кількість водню, що виділився, є в даному випадку мірою швидкості корозії, вона залежить від сумарного струму, що виник у корозійній системі.

Інгібітори корозії – речовини, введення яких у корозійне середовище призводить до гальмування швидкості саморозчинення металу. На цей час описано велику кількість різноманітних індивідуальних сполук і різних сумішей, здатних працювати як інгібітори кислотної корозії заліза і сталі. До них відноситься і уротропін.

**Проведення досліду.** У дві пробірки налейте 1–2 мл розведеного розчину хлоридної кислоти. У першу пробірку додайте 2–3 краплі інгібітора кислотної корозії сталі (1–2 % розчин уротропіну). В обидві пробірки помістіть зразки заліза (цинку). Зразки металу попередньо зачищають тонким наждачним папером. Через 2–3 хвилини порівняйте інтенсивність реакції в кожній пробірці.

Записати спостереження та привести рівняння реакції розчинення металу в кислоті. Зробити висновок про вплив інгібітора на процес корозії.

### **Контрольні питання**

1. Які методи захисту металів від корозії вам відомі?
2. Які металеві покриття називають анодними, а які катодними? Який механізм їх захисної дії в кислих і нейтральних середовищах?
3. Яке з металевих покриттів, анодне чи катодне, є найбільш ефективним?
4. Суть протекторного захисту металів від корозії.
5. Які речовини називають інгібіторами корозії?

## **Лабораторна робота 13**

### **ЕЛЕКТРОЛІЗ**

#### **1 Самостійна підготовка**

**Засвоїти поняття і визначення:** суть електролізу, послідовність розряду йонів на електродах, вторинні процеси при електролізі, явище перенапруги, електроліз з нерозчинним і розчинним анодами, закон Фарадея, застосування електролізу (добування речовин, електрографіювання, гальваностегія).

#### **2 Виконати вправи**

1. Напишіть рівняння реакцій, що відбуваються на електродах під час електролізу водних розчинів хлориду калій хлориду, купрум(II) сульфату, аргентум нітрату з інертними електродами. Яка послідовність розряду йонів на катоді?

2. Електричний струм силою 1,5 А проходить послідовно через розчини ферум(II) сульфату і ферум(III) хлориду протягом години. Яка маса заліза виділиться у кожній ванні?

3. Електричний струм проходить послідовно через розчини купрум(II) сульфату і станум(II) хлориду. За деякий час у першому розчині утворилося 3,176 г міді. Знайти масу олова, що виділилася при електролізі, та теоретичний об'єм хлору, який утворюється (за нормальних умов). Прийняти виходи металів за струмом 100 %.

### 3 Робота в лабораторії

Усі досліди проводять у приладі (рис. 17)

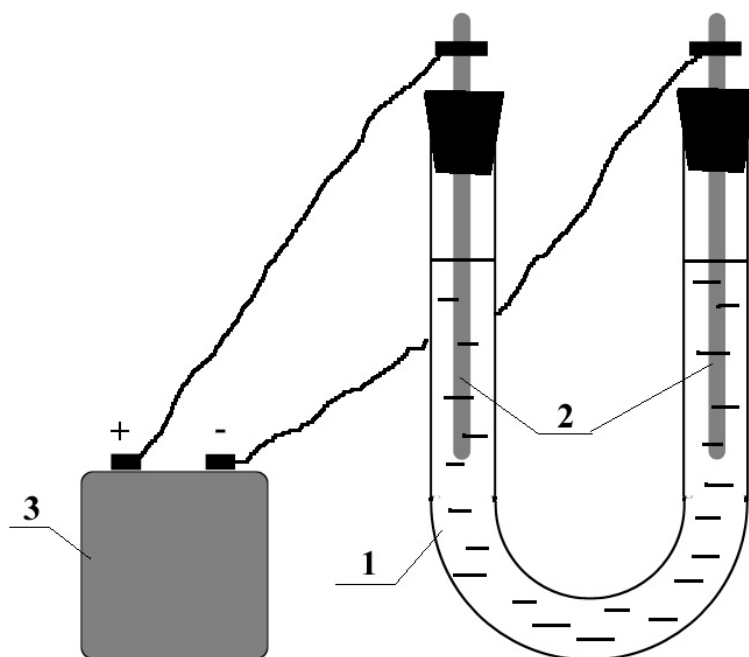


Рисунок 17 – Прилад для проведення електролізу:

1 – U-подібна трубка (електролізер);

2 – електроди; 3 – джерело струму

Електроди можуть бути графітовими (нерозчинними) або з відповідного металу (розчинні).

*Електролізер заповнюють на 1/2 його місткості. Електроди й електролізер перед кожним дослідом промивають дистильованою водою. Пробки з електродами повинні бути встановлені в електролізер нещільно.*

#### Дослід 1 Електроліз розчину купрум(II) хлориду з нерозчинними електродами

Заповнюють електролізер 2 М розчином купрум(II) хлориду на половину його місткості. В обидві трубки електролізера вставляють графітові електроди (нерозчинні), з'єднують їх з джерелом постійного струму і пропускають струм 3–4 хвилини. Потім вимикають струм, витягують електрод, який був катодом, розглядають його і записують спостереження.

У коліно електролізера, де знаходився анод, додають 2–3 краплі калій йодиду у крохмальному розчині і спостерігають появу синього кольору (крохмальний розчин – реактив на вільний йод).

У лабораторному журналі занотовують спостереження змін, які мали місце на електродах і в розчині, рівняння реакцій катодного і анодного процесів при електролізі, а також пояснюють причину появи вільного іоду в анодному просторі електролізера.

*Примітка: На катоді утворився мідний осад. Щоб його уникнути, електрод треба занурити на 2-4 хвилини у розбавлений розчин нітратної кислоти (у витяжній шафі!), а потім промити його дистильованою водою.*

***Електрод, який був анодом, треба занурити на 2 хвилини у розбавлений розчин калій гідросульфату і потім також промити дистильованою водою. Розчин з електролізера зливають у спеціальний посуд.***

### **Дослід 2 Електроліз розчину натрій сульфату**

У пробірку, заповнену приблизно на 1/2 її об'єму 0,5 М розчином натрій сульфату, додають нейтральний розчин лакмусу (фіолетового кольору) приблизно 1/4 об'єму пробірки. Отриманий розчин виливають у електролізер, занурюють у коліна електролізера електроди і 3–5 хвилин пропускають електричний струм.

У лабораторному журналі занотувати спостереження (утворення бульбашок газу, зміна кольору розчину та інше), рівняння реакцій катодного і анодного процесів, визначити середовище розчину в катодному і анодному просторах, речовини, що утворилися на електродах.

***Примітка: Електроди старанно промивають дистильованою водою.***

### **Дослід 3 Розпізнання полюсів джерела струму**

Смужку або кружальце фільтрувального паперу кладуть на годинникове скло і змочують (за допомогою піпетки) 0,5 М розчином натрій сульфату, капають 1–2 краплі розчину фенолфталеїну. Потім беруть графітові електроди за ізольовану частину (гумові пробки) і встановлюють їх на фільтрувальному папері на відстані 4–5 см один від одного. Вмикають електричний струм і обережно переміщують електроди по фільтрувальному паперу, зближаючи їх кінці (не з'єднувати!) до появи зміни кольору розчину біля одного з електродів.

У лабораторному журналі занотувати спостереження, рівняння реакцій, які відбуваються на електродах, визначити знак полюсу джерела постійного струму.

### **Дослід 4 Електроліз розчинів солей міді (II) з графітовим і мідним електродами**

#### ***Дослід 4.1 Електроліз купрум(II) сульфату з графітовими електродами***

У стакан наливають 20–25 мл 2 М розчину купрум(II) сульфату і додають до нього 2–3 краплі 1 М розчину сульфатної кислоти. Цю суміш виливають в електролізер, занурюють в нього графітові електроди, які потім з'єднують з джерелом постійного струму (див. дослід 1). Електроліз проводять 1–2 хвилини. Спостерігають утворення на катоді червоного осаду міді і газу на аноді. У лабораторному журналі занотувати спостереження, рівняння катодного та анодного процесів.

#### ***Дослід 4.2 Електроліз купрум(II) сульфату з мідним анодом***

Змінюють полярність електродів в електролізері так, щоб анодом став покритий міддю електрод, який в досліді 4.1 був катодом. Знову пропускають через розчин електричний струм протягом 3–4 хвилин. Спостерігають, що відбулося з міддю на аноді, яка речовина утворюється на катоді.

У лабораторному журналі занотувати спостереження, рівняння анодного та катодного процесів при електролізі розчину купрум(II) сульфату з анодом, вкритим шаром міді.

### **Контрольні питання**

1. Які процеси проходять на електродах при електролізі?
2. Яка послідовність розряду йонів на катоді й аноді при електролізі?

Відповідь мотивуйте.

3. Яка різниця електролізу розчинів електролітів з нерозчинним і розчинним анодами?
4. Яка різниця електролізу розплавів солей від електролізу водних розчинів цих солей?
5. Наведіть приклади застосування електролізу в промисловості.



*Навчальне видання*

Методичні вказівки  
до виконання лабораторних робіт  
з навчальної дисципліни

**«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»**

*(для студентів I курсу денної та заочної форм навчання  
спеціальності 101 – Екологія)*

Укладачі: **ПАНАЙОТОВА** Тетяна Дмитрівна,  
**ЗАЙЦЕВА** Інна Сергіївна,  
**МУРАЄВА** Ольга Олексіївна

Відповідальний за випуск *І. С. Зайцева*

За авторською редакцією

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарової*

План 2017, поз. 114 М

---

Підп. до друку 15.03.2017 р.  
Друк на ризографі  
Зам. №

Формат 60×84/16  
Ум. друк. арк. 2,1  
Тираж 50 пр.

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет  
міського господарства імені О. М. Бекетова,  
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002  
Електронна адреса: [rectorat@kname.edu.ua](mailto:rectorat@kname.edu.ua)  
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:  
ДК № 5328 від 11.04.2017 р.