

Міністерство освіти і науки України
Харківська національна академія міського господарства

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторних робіт із
ЗАГАЛЬНОЇ ХІМІЇ

(для студентів 1–3 курсу денної, заочної і післядипломної форм навчання для напрямів 6.040106 – “ Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”, 6.060101 – “ Будівництво”, 6.060103 – “ Гідротехніка (водні ресурси)”, 6.050701 – “ Електротехніка та електротехнології”, 6.050702 – “ Електромеханіка”, 6.070101 – “ Транспортні технології (за видами транспорту)”, 6.030601 – “ Менеджмент”)

Методичні вказівки до лабораторних робіт із загальної хімії (для студентів 1–3 курсу денної, заочної і післядипломної форм навчання для напрямів 6.040106 – “ Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”, 6.060101 – “ Будівництво”, 6.060103 – “ Гідротехніка (водні ресурси)”, 6.050701 – “ Електротехніка та електротехнології”, 6.050702 – “ Електромеханіка”, 6.070101 – “ Транспортні технології (за видами транспорту)”, 6.030601 – “ Менеджмент”) / Укл. Безцінний О.О., Волювач С.В., Зайцева І.С., Ігнатов І.І., Мокрицька Н.В., Мураєва О.О., Нат Т.П., Нестеренко С.В., Панайотова Т.Д. – Харків: ХНАМГ, 2007. – 60 с. укр. мовою.

Укладачі: О.О. Безцінний,
 С.В. Волювач,
 І.С. Зайцева,
 І.І. Ігнатов,
 Н.В. Мокрицька,
 О.О. Мураєва,
 Т.П. Нат,
 С.В. Нестеренко,
 Т.Д. Панайотова

Рецензент: О. А. Полякова

Рекомендовано кафедрою хімії, протокол № 2 від 08.10.2007.

Ці методичні вказівки складено згідно із робочими програмами курсу загальної хімії для студентів 1–3 курсу денної, заочної і післядипломної форм навчання для напрямів “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”, “Будівництво”, “Гідротехніка (водні ресурси)”, “Електротехніка та електротехнології”, “Електромеханіка”, “Транспортні технології (за видами транспорту)”, “Менеджмент”. Метою цього посібника є розвиток у студентів навичок наукового експериментування і дослідницького підходу до вивчення предмету та закріплення теоретичного матеріалу. Наведений матеріал повинен бути базою для вивчення основних спецдисциплін у відповідності до програми навчання студентів, які спеціалізуються у даній галузі.

Посібник повинен сприяти формуванню у студента уявлень про витоки і сучасність теоретичних передумов хімії; досягнення міцного і свідомого засвоєння наріжних хімічних понять; сприяння розвитку у студентів навичок роботи в лабораторії і постановки хімічного експерименту.

Лабораторна робота 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: найважливіші класи неорганічних сполук, їх номенклатура, графічне зображення формул сполук різних класів, типи хімічних реакцій, формулювання законів збереження маси, сталості складу, закону Авогадро, закону кратних відношень.

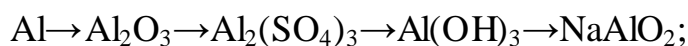
II. Виконати вправи:

1. Визначити масу й об'єм газів водню та кисню (за н. у.), що потрібні для утворення 9 г води.

2. Визначити масову долю азоту в сполуках: NH_4NO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, NH_3 .

3. Визначити масу тривалентного металу, якщо відомо, що при згорянні 5 г цього металу утворюється 9.44 г оксиду.

4. Навести реакції перетворень:



III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Вивчення властивостей оксиду кальцію

У пробірку вносять невелику (на шпателі) кількість оксиду кальцію і додають 5-10 мл води, розмішують і випробують реакцію середовища 1-2 краплями розчину фенолфталеїну. Результат випробування занотують до лабораторного журналу. Роблять висновок про кислотні або лужні властивості оксиду кальцію, складають відповідні реакції.

Дослід 2. Вивчення властивостей оксиду вуглецю (IV)

У пробірку заливають 3-5 мл води, яку забарвлюють 1-3 краплями розчину лакмусу. Крізь воду барботують оксид вуглецю (IV) (*CO₂ перед цим отримують при прожарюванні карбонату кальцію у пробірці з газовідвідною трубкою*) і спостерігають зміну забарвлення води. Складають відповідні рівняння реакцій. Роблять висновок про металічні або неметалічні властивості вуглецю.

Дослід 3. Утворення нерозчинних основ

У пробірку з 5-10 мл води додають 5-10 мл 10%-вого водного розчину солі заліза (III) і 3-5 мл 10%-вого водного розчину гідроксиду натрію. Спостереження та відповідне рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Дослід 4. Утворення оксиду міді (II)

У пробірку з 5-10 мл 10%-вого водного розчину сульфату міді (II) додають 5-10 мл 10%-вого розчину гідроксиду натрію. Спостерігають утворення осаду і його колір, складають відповідне рівняння реакції. Потім пробірку обережно підігрівають доти, доки не зміниться колір осаду. Висновки і рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Дослід 5. Утворення осаду нерозчинної солі

У пробірку з 1-2 мл розчину хлориду барію (концентрація 0,05 моль/л) додають 3-5 мл розчину сульфату натрію (концентрація 0,05 моль/л). Результати спостережень і відповідне рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Контрольні запитання

1. Поясніть закон збереження маси речовини і закон сталості складу з точки зору атомно-молекулярного вчення.
2. Що називають атомом, молекулою?
3. Перелічить головні класи неорганічних сполук, наведіть по 3-4 приклади сполук кожного класу.
4. Чому дорівнює стала Авогадро і що вона показує?
5. Як формулюють закон Авогадро і висновки з нього?

Лабораторна робота 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МАГНІЮ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: "фактор еквівалентності". "еквівалент", "еквівалентна маса", формулювання закону еквівалентів та об'єднаного закону газоподібного стану (рівняння Менделєєва - Клапейрона).

II. Розв'язати задачі:

1. Визначити молярні маси еквівалентів міді і сірки в їх кисневих сполуках.
2. При окисленні 8,91 г металу утворилося 9,71 г його оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу.
3. При розчиненні 0,25 г металу в кислоті утворилося 50,4 мл (н. у.) водню. Визначити молярну масу еквівалента металу.

III. Робота в лабораторії

В роботі застосовується прилад, зображений на рис. 1. Прилад складається з бюретки 1, яка гумовою трубкою сполучається з лійкою 2 та пробіркою 3. Бюретка та пробірка щільно затуляються гумовими пробками, крізь які проходять скляні трубки.

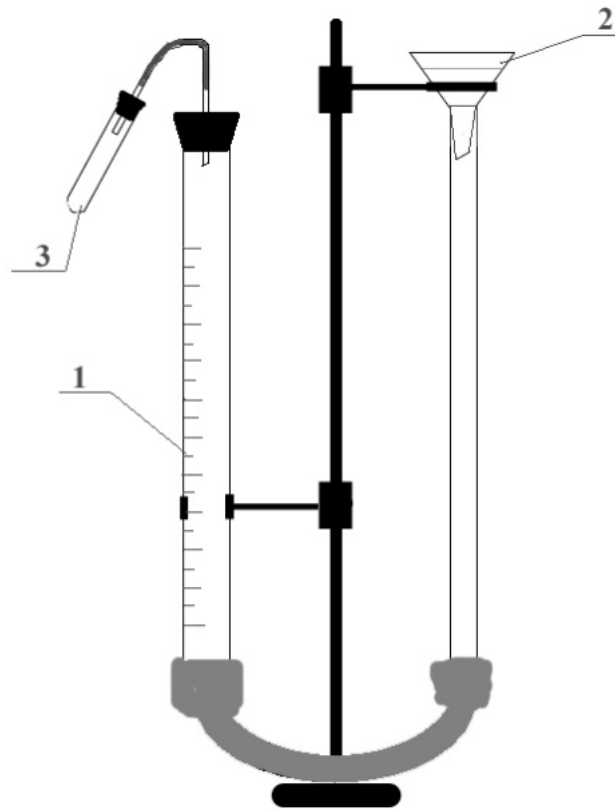


Рис. 1.

Перед початком досліду прилад обов'язково перевіряється на герметичність, для цього кільце з лійкою переміщується долу. Якщо прилад герметичний, рівень води в бюретці при цьому лише в першу мить трохи знижується, а потім залишається незмінним. Але ж якщо рівень води в бюретці знижується безперервно доти, доки опускається лійка, то це свідчить про негерметичність з'єднань, яка має бути усунена до початку досвіду.

На техніко-хімічних терезах зважується близько 0,03 г металу магнію. Виймають пробку з пробірки приладу та переміщенням лійки (догори або долу) встановлюють рівень води в бюретці на нульовій позначці або трохи нижче. Відміряють циліндром 5 мл розчину сульфатної кислоти і вливають її у пробірку крізь невелику лійку з подовженою трубкою (щоб кислота не змочила із середини верхню частину поверхні пробірки). Пробірку з кислотою нахиляють майже горизонтально, але так, щоб рівень кислоти в пробірці не досягав верхньої її частини, і щоб ця верхня частина лишалася сухою. На цю суху поверхню кладуть заздалегідь зважену наважку магнію, після чого пробірку щільно зату-

ляють пробкою, звертаючи особливу увагу на те, щоб магній і кислота уникнули передчасного взаємного дотику.

Далі, переміщуючи лійку з водою догори або долу, рівень води в воронці встановлюють на рівні води в бюретці, що є необхідною передумовою досягнення відповідності газового тиску усередині приладу до атмосферного тиску. Відповідний цьому рівень води в бюретці h_1 визначають по нижньому меніску з точністю 0,01 мл і занотують до лабораторного журналу.

Потім, повертаючи пробірку до вертикального стану, струшують магній у розчин сульфатної кислоти і спостерігають утворення газу водню, який поступово витискує воду з бюретки. Коли реакція скінчиться, пробірці дають час охолонути до температури оточуючого середовища, після чого знову, як і перед початком реакції, переміщенням лійки досягають однакового рівня води в бюретці і воронці. В лабораторний журнал занотують цей кінцевий рівень води в бюретці h_2 , а також показання кімнатного термометра T (в градусах Кельвіна) і барометра (у мм. рт. стовпчика, якщо барометр з градуїрванням в Па є відсутнім).

Розрахунки

1. Обчислюють об'єм водню $V(\text{H}_2) = h_2 - h_1$, що утворився під час реакції (тут і далі в розрахунках використовують розмірності системи СІ, тому об'єм визначають в м^3 , $1 \text{ мл} = 10^{-6} \text{ м}^3$).

2. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюють масу утвореного водню (в кг, $1 \text{ г} = 10^{-3} \text{ кг}$)

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

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

$m(\text{H}_2)$ – маса газу водню, кг;

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

$P(\text{H}_2)$ – парціальний тиск газу водню, Па;

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

Парціальний тиск водню $P(\text{H}_2)$ в бюретці обчислюють відніманням від загального тиску газів усередині приладу (що за умов досвіду дорівнює атмосферному тискові) парціального тиску водяної пари $P(\text{H}_2\text{O})$, значення якого в залежності від температури наведені в таблиці 1. Якщо лабораторний барометр реєструє атмосферний тиск в мм. рт. стовпчика, то дані барометру переводять в Па із розрахунку 1 мм. рт. стовпчика = 133,322 Па.

Таблиця 1.

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

3. За законом еквівалентів :

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

Знаходимо 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 $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right)$ – відповідно 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.

4. Розрахуємо теоретичне значення еквівалентної маси 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.

Тоді теоретичне значення молярної маси еквіваленту магнію дорівнює:

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

5. Розрахуємо відносну похибку визначення $M\left(\frac{1}{2}Mg\right)$:

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

Контрольні запитання

1. Що розуміють під молярною масою елементу, складної сполуки?
2. В чому суть закону еквівалентів, як він формулюється?
3. Як обчислюють молярні маси еквівалентів кислот, основ, солей?
4. Які елементи мають перемінні значення молярних мас еквівалентів і за яких умов?
5. Які вам відомі експериментальні методи визначення молярних мас еквівалентів елементів?

Лабораторна робота 3

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК В ЗАЛЕЖНОСТІ ВІД ЇХ РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Д.І. МЕНДЕЛЄВА

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і теоретичні принципи, 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 та електронів на них, визначати властивості елементів в залежності від електронної будови атомів, пояснювати періодичність властивостей елементів.

II. Виконати вправи

1. Скласти схему розподілу електронів за квантовими коміркам в атомах кальцію і скандію. Порівняти будову атомів цих елементів і їх властивості.
2. Зазначити, в яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи з будовою зовнішніх оболонок $4s^2 4p^4$ та $3d^6 4s^2$. Навести назви і порядкові номери цих елементів.
3. Навести елементи, в атомах яких має місце „провал” електронів, пояснити, чим зумовлене це явище.
4. Серед конфігурацій $3d^4 4s^2$, $5s^2 5d^8$, $3d^{10} 4s^0$, $4f^{14}$ вказати неможливі. В чому причина неможливості визначених конфігурацій у незбудженому стані атому?

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Взаємодія металу натрію з водою

Фарфорову чашку наповнюють дистильованою водою приблизно до 1/4 її об'єму. У воду кидають невелику платівку металу натрію (користуючись пінцетом!). По закінченню реакції у розчин додають 1-2 краплини фенолфталеїну, відмічають забарвлення розчину. До лабораторного журналу заносять спостереження щодо перебігу реакції, рівняння реакції і висновки.

Дослід 2. Взаємодія металу магнію з водою

В пробірку, на третину заповнену водою, кидають зачищену від оксидної плівки платівку металу магнію і додають кілька краплин розчину фенолфталеїну. По відсутності забарвлення розчину роблять висновок про відсутність помітної реакції між магнієм і водою при кімнатній температурі. Потім пробірку вносять у полум'я газового пальника. Фіксують зміни, що відбуваються у пробірці (забарвлення розчину, утворення газу). Складають відповідні рівняння реакції. Порівнюють умови перебігу цієї реакції з аналогічною реакцією натрію з водою (див. Дослід 1). Висновок про спільні і розбіжні властивості натрію і ма-

гнію пояснюють електронною будовою їх атомів і їх розташуванням в періодичній системі.

Дослід 3. Амфотерні властивості алюмінію

а) Взаємодія алюмінію з кислотами.

В дві пробірки кладуть по маленькому шматочку алюмінієвого дроту і додають в одну пробірку 8-10 краплин розчину розведеної хлоридної або сульфатної кислоти, а в другу – 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти. Порівнюють перебіг реакцій в обох пробірках, складають рівняння реакції, роблять висновок про металічні властивості алюмінію і умови ефективного розчинення алюмінію в сульфатній кислоті.

б) Взаємодія алюмінію з лугами.

В пробірку з шматочком алюмінієвого дроту додають 3-5 мл їдкого натрію (концентрація 2 моль/л). Спостерігають реакцію, складають рівняння реакції, роблять висновок про неметалічні властивості алюмінію в цій реакції.

Порівнюють результати дослідів а) и б), роблять висновок про амфотерність алюмінію, зумовлену електронною будовою його атомів і розташуванням в періодичній системі.

Дослід 4. Добування гідроксиду алюмінію і вивчення його властивостей

В дві пробірки наливають по 1-2 мл розчину сульфату (або хлориду) алюмінію концентрацією 0,01 моль/л і додають декілька краплин розчину їдкого натру концентрацією 2 моль/л.

Спостерігають утворення осаду, складають рівняння реакції. Далі рідину з обох пробірок обережно зливають, а до осадів додають: в одну пробірку 1-2 мл розчину хлоридної кислоти, у другу – 1-2 мл розчину їдкого натру (обидві речовини концентрацією 2 моль/л). Спостереження занотують до журналу, складають рівняння реакцій, роблять висновок про амфотерні властивості гідроксиду алюмінію.

Дослід 5. Порівняння окислювальних властивостей галогенів

В одну пробірку з 3-4 краплями органічного розчинника (ефір, толуол, бензол, тощо) додають 4-5 мл 0,5 М розчину броміду калію (натрію), в другу пробірку з 3-4 краплями органічного розчинника додають 4-5 мл 0,5 М розчину йодиду калію (натрію). В пробірку з бромідом додають 4-5 мл хлорної води, в пробірку з йодидом – 4-5 мл бромної води. Рідину у кожній пробірці добре перемішують скляною паличкою. По забарвленню шару органічного розчинника (що не змішується з водою) визначають, який галоген утворюється в кожній пробірці у вільному стані. Складають відповідні рівняння реакцій порівнюють окислювально-відновні властивості хлору, бромю та йоду і роблять висновок про зміну окислювально-відновних властивостей елементів однієї підгрупи в залежності від розміщення в періодичній системі.

Контрольні запитання

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

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

3. Наведіть приклади амфотерних елементів, причину амфотерності елементів і їх розташування в періодичній системі поясніть будовою атомів цих елементів.

4. Як змінюється енергія іонізації, спорідненість до електрону і радіус атомів в періоді, групі і підгрупі періодичної системи?

5. Як змінюються властивості елементів головних підгруп від порядкового номеру елементів і як це пов'язане з електронною будовою атомів?

6. Яка послідовність заповнення електронами підрівнів в залежності від суми головного і орбітального квантових чисел?

7. Хлор і Манган розташовані в одній групі періодичної системи. До яких (s, p, d, f) елементів відносять Хлор і Манган? Якого висновку можна дійти про спільні і розбіжні властивості цих елементів?

Лабораторна робота 4

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

I ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: швидкість хімічної реакції, гомогенні і гетерогенні реакції, залежність швидкості гомогенної реакції від різноманітних факторів, швидкість гетерогенних реакцій, порушення рівноваги під впливом тих чи інших факторів.

II. Виконати вправи

1. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ при збільшенні концентрації кожної вихідної речовини відповідно в два та три рази?

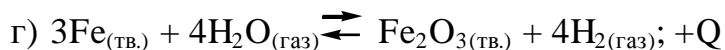
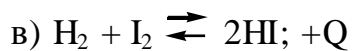
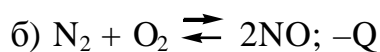
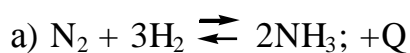
2. Як зміниться швидкість прямої реакції при взаємодії оксиду Карбону і хлору згідно з рівнянням $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація оксиду вуглецю, що дорівнює 0,5 моль/л, збільшиться до 1,2 моль/л, а концентрація хлору збільшиться від 0,2 моль/л до 0,6 моль/л?

3. П'ятихлористий фосфор дисоціює при нагріванні згідно з рівнянням:



При певній температурі з 2-х моль PCl_5 , які містяться у закритій судині місткістю 10 л, продисоціює тільки 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги наведеної реакції за цих умов.

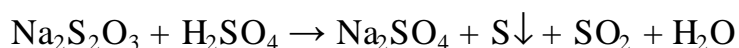
4. У який бік зміститься рівновага за умов збільшення або зменшення тиску і температури в реакціях:



III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин

Для спостереження цієї залежності пропонується реакція між тіосульфатом натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і сульфатною кислотою:



Таку реакцію можна вважати необоротною, бо внаслідок неї утворюється осад сірки, яка у воді майже нерозчинна. Крім того, у запропонованій реакції поява осаду сірки спостерігається не відразу після додавання сульфатної кислоти в розчин тіосульфату, а через деякий час, отже вимірюючи цей час при різних концентраціях реагуючих речовин, можна кожного разу оцінити швидкість цієї реакції.

Для цього беруть три чисті і заздалегідь просушені пробірки і в кожній готують різні за концентрацією розчини тіосульфату натрію таким чином:

- в першу пробірку вносять 4 краплини тіосульфату натрію концентрацією 0,5 моль/л і 8 краплин дистильованої води;
- в другу пробірку – 8 краплин тіосульфату натрію і 4 краплини води;
- в третю – тільки 12 краплин тіосульфату (води не додають).

Потім в першу пробірку додають і краплину сульфатної кислоти (1 моль/л) і одночасно вмикають секундомір, за яким відмічають час до появи першої, але помітної опалесценції розчину (момент появи опалесценції краще спостерігається при боковому освітленні на темному фоні). Аналогічно реєст-

рують час появи осаду у другій і третій пробірках, в які також додають по 1 краплині сульфатної кислоти. Умови і результати досвіду занотуюють до табл. 2, роблять висновки.

Таблиця 2.

Номер пробірки	Число крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число крапель води	Число крапель розчину H_2SO_4	Час до появи опалесценції, с
----------------	---	--------------------	---	------------------------------

Дослід 2. Залежність швидкості хімічної реакції від температури

Готують термостат, для чого лабораторний стакан місткістю 200-300 мл на дві третини заповнюють водою. Стакан накривають кришками з трьома отворами. В першому отворі розміщують термометр, кінець якого занурюють в воду, в другому отворі – пробірку з сульфатною кислотою концентрацією 1 моль/л, в третьому отворі – пробірку з розчином тіосульфату натрію, утвореному з 8 краплин розчину тіосульфату натрію (концентрація 0,5 моль/л) і 4 краплини води. Далі, відмічають температуру води у термостаті, після чого (не виймаючи пробірок) піпеткою з пробірки із сульфатною кислотою додають 1 краплю сульфатної кислоти в пробірку з розчином тіосульфату натрію (одночасно вмикаючи секундомір) і реєструють час до появи опалесценції. Другий дослід виконують аналогічно першому, але за температури на 10°C вище (для підвищення температури до термостату додають гарячу воду). Умови і результати досліду наводять у табл. 3.

Таблиця 3.

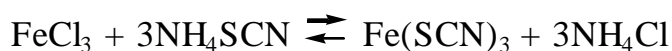
Номер пробірки	Число крапель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число крапель H_2SO_4	Температура розчину, °C	Час до появи опалесценції, с
----------------	---	---------------------------------------	-------------------------	------------------------------

Дослід 3. Вплив поверхні реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції в гетерогенній системі

Беруть дві, по можливості однакові (розміром з горошину) грудки крейди (CaCO_3). Одну грудку непошкодженою розміщують в одній пробірці, другу – спочатку розтовчують у ступці, а потім розміщують у другій пробірці. До обох пробірок одночасно додають по 10-15 краплин хлоридної кислоти (густина 1,19 г/см³). До лабораторного журналу занотовують візуальні спостереження, рівняння реакції, роблять висновки.

Дослід 4. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Зміщення хімічної рівноваги за умов зміни концентрації реагуючих речовин зручно спостерігати на реакції взаємодії між хлоридом заліза (III) і тіоціанатом амонію:



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

У чотирьох пробірках розміщують по 5-8 краплин розчинів хлориду заліза (III) та тіоціаната амонію (концентрація розчинів 0,001 моль/л). Рідину у пробірках переміщують скляною паличкою, після чого пробірки розташовують у штативі. Першу пробірку лишають як контрольну, у другу – додають 1 краплину насиченого розчину хлориду заліза (III), в третю – 1 краплину насиченого розчину тіоціаната амонію, у четверту – невелику (на шпателі) кількість кристалів хлориду амонію. Далі, порівнюють забарвлення розчинів у кожній пробірці з інтенсивністю забарвлення у першій (контрольній) пробірці. Спостереження і висновки наводять у табл. 4.

Таблиця 4.

Номер пробірки	Добавлена речовина	Зміна кольору розчинів у пробірках	Напрямок зміщення хімічної рівноваги
----------------	--------------------	------------------------------------	--------------------------------------

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

Контрольні запитання

1. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна концентрацій реагуючих речовин?
2. Що розуміють під константою швидкості хімічної реакції і від яких чинників вона залежить?
3. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна температури та тиску?
4. Принцип Ле-Шательє (формулювання, приклади).
5. Яке значення в гетерогенних реакціях має розвиненість поверхні реагуючих речовин?

Лабораторна робота 5

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ РОЗЧИНІВ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: особливості використання законів Вант-Гоффа і Рауля для розчинів електролітів, теорія електролітичної дисоціації, сильні та слабкі електроліти, ступань дисоціації, константа дисоціації слабких електролітів, активність іонів у розчині.

II. Виконати вправи

1. При розчиненні 0,01 моль оцтової кислоти у воді 20% розчинених молекул розпалися на іони. Скільки окремих часток (іонів, молекул) розчиненої речовини міститься у розчині?
2. На скільки іонів продисоціює молекула електроліту, якщо його ступінь дисоціації дорівнює 72%, а розчин, який вміщує 0,05 моль електроліту в 1000 г води, кристалізується при температурі $-0,227^{\circ}\text{C}$.
3. Розчин, який вміщує 2,1 г гідроксиду калію в 250 г води, кристалізується при температурі $-0,519^{\circ}\text{C}$. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт для цього розчину?
4. Яким повинен бути осмотичний тиск 0,1М розчину хлориду калію, якщо його ступінь дисоціації у водному розчині 80%, а температура розчину 20°C ?

III. Робота в лабораторії

Дослід 1 (груповий). Електропровідність розчинів електролітів

Для вивчення електропровідності розчинів різних речовин використовують прилад, схема якого наведена на рисунку 2.

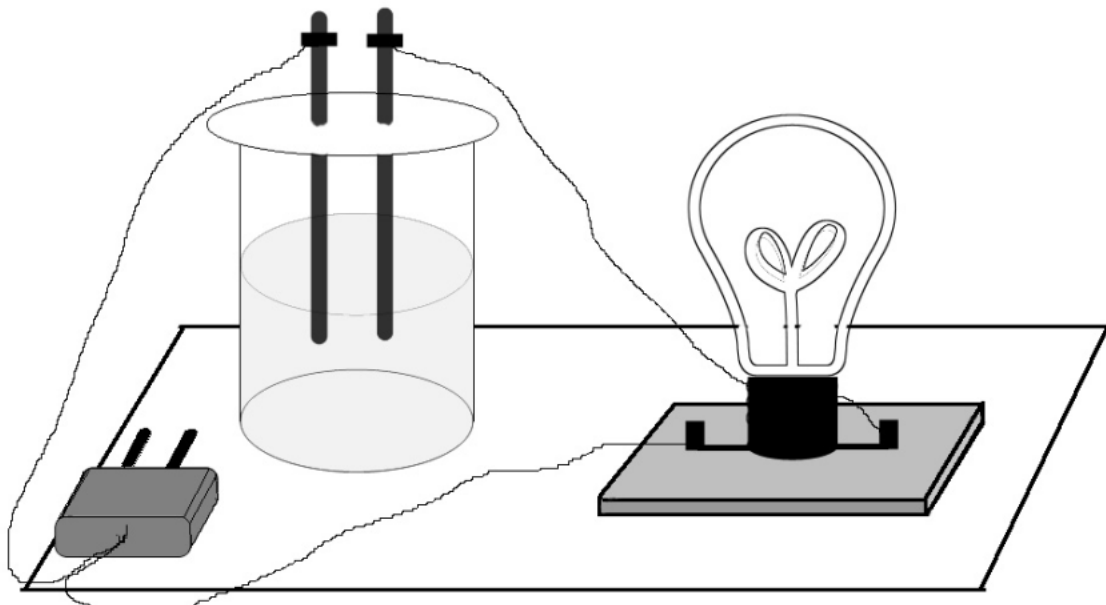


Рис. 2.

Посудом для розчинів електролітів є склянки на 50-100 мл, електроди – вугільні.

Електропровідність вимірюють таким чином: наливають у склянки по 20-25 мл 0,1 М розчинів електролітів (хлоридної та оцтової кислот, гідроксиду натрію або калію, гідроксиду амонію, цукру), а також водопровідної та дистильованої води.

В кожну склянку послідовно занурюють електрод (на одну і ту ж глибину при кожному вимірюванні), далі вмикають прилад у мережу перемінного струму і спостерігають, як світиться лампочка. Яскравість світла лампочки пропорційна електропровідності розчину. Перед кожним вимірюванням електропровідності нового розчину електроди добре промивають у дистильованій воді.

В лабораторному журналі занотують рівняння дисоціації усіх електролітів, вираження констант дисоціації слабких електролітів, роблять висновки.

Дослід 2. Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів.

Вплив однойменного іону сильного електроліту на ступінь дисоціації слабого електроліту

а) У дві пробірки вміщують по 7-10 краплин 0,1 М розчину оцтової кислоти. У кожну пробірку додають по 1 краплині розчину індикатору (метилового оранжевого). Занотують спостереження. Одну пробірку залишають для порівняння, в іншу додають декілька кристалів ацетату натрію та мішають розчин скляною паличкою. Порівнюють колір у двох пробірках. Наводять рівняння процесу дисоціації ацетату натрію, оцтової кислоти, вираз константи дисоціації оцтової кислоти. У висновках визначають вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабкої кислоти.

б) У дві пробірки вміщують по 5-7 краплин 0,1 М розчину аміаку. У кожну пробірку додають одну краплину розчину фенолфталеїну. Занотують спостереження (зміну кольору розчину). Одну пробірку з розчином залишають для порівняння, а в іншу додають декілька кристалів солі хлориду амонію та міша-

ють розчин скляною паличкою. Визначають зміни кольору розчинів. Наводять рівняння дисоціації гідроксиду амонію та хлориду амонію, вираз константи дисоціації гідроксиду амонію. У висновках відзначають вплив однойменних іонів на ступінь дисоціації слабких основ.

Дослід 3. Іонні реакції (реакції обміну) у розчинах сильних електролітів

а) Іонні реакції з утворенням малорозчинних солей

У три пробірки вміщують по 10-15 краплин розчину хлориду барію. В одну з них додають декілька краплин розчину сульфату натрію, до другої – розчину сульфатної кислоти, до третьої – розчину сульфату алюмінію. Наводять спостереження, рівняння реакцій, висновки.

б) Іонні рівняння з утворенням малорозчинних кислот та основ

В одну пробірку вміщують 5-7 краплин розчину силікату натрію і додають до нього декілька краплин хлоридної кислоти до утворення осаду малорозчинної кислоти. В іншу пробірку вміщують 5-7 краплин хлориду заліза (III) і додають до нього декілька краплин розчину гідроксиду натрію до утворення осаду слабкої основи. Наводять спостереження, рівняння реакції, висновки.

в) Іонні рівняння з утворенням слабких електролітів

В одну пробірку вміщують 7-10 краплин розчину карбонату натрію і додають до нього декілька краплин хлоридної кислоти. В другу пробірку вміщують 4-5 краплин хлориду амонію, додають декілька краплин гідроксиду натрію та трохи нагрівають пробірку. Занотують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Дослід 4. Порівняння хімічної активності кислот

В одну пробірку вміщують 4-6 краплин 2М розчину оцтової кислоти, в іншу – стільки ж 2М розчину хлоридної кислоти. В обидві пробірки додають приблизно однакові грудки мармуру або крейди. Занотують спостереження, рівняння реакцій, висновки.

Контрольні запитання

1. Що таке сильні та слабкі електроліти?
2. Що таке ступінь дисоціації електроліту та від яких факторів вона залежить?
3. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакції між розчинами карбонату калію та сульфатною кислотою; між розчинами хлориду кальцію та карбонату натрію.

Лабораторна робота 6 ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: електролітична дисоціація води, іонний добуток води, водневий показник та його значення у різних середовищах; індикатори, гідроліз солей та фактори, від яких залежить гідроліз солей.

II. Виконати вправи

1. Яка концентрація іонів H^+ і OH^- у розчинах: $pH=7$, $pH=4$, $pH=9$, яка реакція середовища?
2. Знайти pH 0,1М розчину HCl і 0,01М розчину $NaOH$ (дисоціацію HCl і $NaOH$ вважати повною).
3. Яку реакцію середовища мають водні розчини нітрату алюмінію, карбонату амонію, сульфату натрію, хлориду амонію?
4. Яка сіль (Na_2CO_3 чи Na_2SO_3) має більшу ступінь гідролізу? Наведіть молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Забарвлення індикаторів у кислому та лужному середовищах

У три пробірки (№1, №2, №3) вміщують по 20 краплин 0,1М розчину HCl, у три інші (за такими ж номерами) – по 20 краплин 0,1М розчину NaOH. До пробірок з №1 (з кислотою і лугом) додають 1-3 краплини розчину метилового оранжевого, до пробірок з №2 — 1–3 краплини розчину фенолфталеїну. Розчин у пробірці з №3 випробовують індикаторним папером. Занотовують у журналі, яке забарвлення мають метиловий оранжевий, фенолфталеїн та індикаторний папер у кислотному та лужному середовищах.

Дослід 2. Реакції середовищ у розчинах різних електролітів

У п'ять пробірок їх місткості наливають наступні розчини солей: у першу — CH_3COONa , у другу — $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, у третю — $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, у четверту — NaCl та в кожен занурюють індикаторний папір. За зміною забарвлення індикатора роблять висновок про реакції середовища у розчині кожної солі.

Занотовують спостереження, молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей, константи гідролізу солей, висновки про реакції середовища у розчинах солей.

Дослід 3. Фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

а) Вплив сили кислоти та основи, які утворюють сіль, на ступінь її гідролізу

У дві пробірки до 2/3 їх місткості наливають дистильованої води. В одну пробірку додають декілька кристалів сульфату натрію (Na_2SO_4), в другу – стільки ж кристалів карбонату натрію (Na_2CO_3) та додають у кожен пробірку по 1-3 краплини розчину фенолфталеїну. Відзначають, у розчині якої солі забарвлення фенолфталеїну більш інтенсивне. Занотовують спостереження, наводять висновки, як кислота, утворююча сіль, впливає на ступінь гідролізу солі.

б) Вплив температури на ступінь гідролізу

У пробірку на 1/2 її місткості наливають дистильованої води, додають декілька кристалів ацетату натрію та 1-3 краплини розчину фенолфталеїну. Відзначають забарвлення розчину. Нагрівають пробірку з розчином на водяній бані і відзначають зміну забарвлення розчину при нагріванні. Висновок про вплив температури на ступінь гідролізу занотовують до журналу.

Контрольні запитання

1. Що буде з іонною рівновагою води та ступенем її дисоціації при доданні луга або сильної кислоти?
2. Водневий показник (рН), його значення у кислих, нейтральних та лужних середовищах.
3. Які солі гідролізуються? Навести приклади, написати молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу цих солей, зазначити рН розчинів.
4. Які фактори впливають на ступінь гідролізу солей?

Лабораторна робота 7

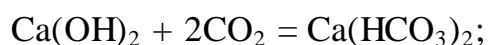
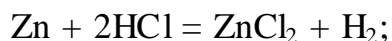
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

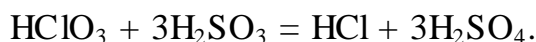
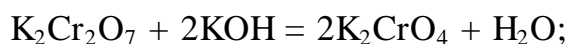
I. Самостійна підготовка

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

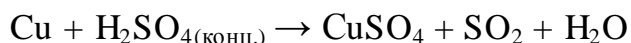
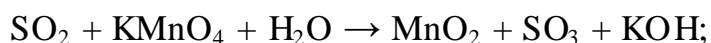
II. Виконати вправи

1. Які з реакцій, рівняння котрих наведені нижче, є окисно-відновними:

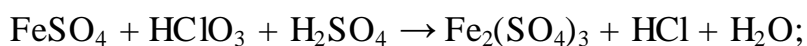




2. Підберіть коефіцієнти в схемах окисно-відновних реакцій, визначте відновник і окисник, зазначте, яку роль виконують сполуки сірки у цих реакціях:



3. Виходячи із значень стандартних окислювально-відновних потенціалів (див. табл.), визначте, пряма чи зворотна реакція буде здійснюватися у таких системах:



III. Робота у лабораторії

Дослід 1. Прості речовини та елементарні іони у якості окисників і відновників

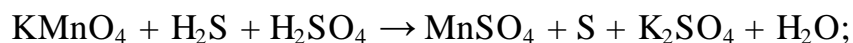
У пробірку з 5-6 краплями 1М розчину сульфатної кислоти кидають шматочок цинку або магнію. Занотують спостереження, складають рівняння реакції, визначають, яку роль виконує цинк (магній) у цій реакції, який іон виконує роль окисника.

Дослід 2. Міжмолекулярні окисно-відновні реакції. Окисно-відновні властивості сполук сірки у залежності від її ступеня окиснення

У три пробірки наливають по 3 краплини розчину перманганату калію (KMnO_4) і 0,5М сульфатної кислоти. Позначивши колір розчинів, додають у першу пробірку щойно приготований водний розчин сірководню (H_2S), у другу – декілька кристалів сульфату натрію (Na_2SO_3), у третю – декілька крапель концентрованої сульфатної кислоти (обережно!!!). Розмішують вміст усіх пробірок,

за зміною забарвлення встановлюють, між якими речовинами відбуваються реакції.

Занотовують спостереження, складають рівняння реакцій, які відбуваються за схемами:



Зазначають, окисні чи відновні властивості можуть виявляти сполуки сірки, з'ясовують, чому не змінюється колір в одній з пробірок.

Дослід 3. Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції. Розклад діхромату амонію

На азбестову сітку містять купкою небагато кристалічного діхромату амонію $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ й обережно нагрівають невеликим полум'ям до початку реакції.

Спостерігають зміну кольору та виділення газу. Занотовують спостереження, складають рівняння реакції, враховуючи, що продуктами реакції є оксид хрому (III), азот та вода, зазначають окисник і відновник.

Дослід 4. Складні іони в окисно-відновних реакціях. Відновлення діхромату калію іодидом калію

До пробірки наливають 3-4 краплини діхромату калію, підкислюють декількома краплинами 1М сульфатної кислоти і додають краплинами розчин іодиду калію (до помітної зміни забарвлення розчину) та декілька краплин розчину крохмалю.

Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:

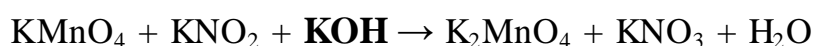
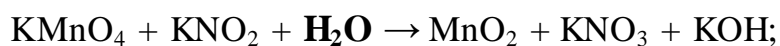


визначають, яка речовина виконує роль окислювача, а яка – відновника.

Дослід 5. Значення середовища в окисно-відновних процесах

У три пробірки наливають по 3-4 краплини розчину перманганату калію. До першої з них додають 2-3 краплині 1М розчину сульфатної кислоти, до другої – стільки ж дистильованої води, до третьої – таку ж кількість лугу. Далі, до усіх трьох пробірок по декілька кристалів нітриту калію (KNO_2), розмішують до повного розчинення кристалів. Через 3-4 хвилини фіксують зміну кольору розчинів та випадіння осаду в одній з трьох пробірок.

Занотовують спостереження, складають схеми окисно-відновних процесів, враховуючи що колір сполук мангану залежить від його ступеню окиснення: іон MnO_4^{2-} – зелений, Mn^{2+} – безбарвний, MnO_2 – випадає у вигляді бурого осаду, підбирають коефіцієнти до рівнянь реакцій:



визначають окислювач і відновник.

Контрольні запитання

1. Які реакції є окисно-відновними? Які процеси називаються окисненням, які – відновленням? Які речовини є окисниками, які – відновниками?
2. Як змінюється ступінь окиснення окисника і відновника в окисно-відновних реакціях? Наведіть приклади.
3. Якими величинами характеризують окисні та відновні властивості елементів та складних речовин?
4. Як, користуючись таблицею окисно-відновних потенціалів, визначити:
 - а) силу окисника та відновника за інших рівних умов;
 - б) напрямок перебігу реакції за стандартних умов?
5. Які речовини можуть виявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні, які – і окисні і відновні?

Лабораторна робота 8

ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

I. Самостійна підготовка

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

II Виконати вправи

1. Пластинку з нікелю занурили в розчин хлориду натрію, сульфату міді, хлориду цинку і азотнокислого свинцю. З розчинами яких солей буде взаємодіяти нікель? Напишіть рівняння реакцій, зазначте окислювачі та відновники у цих реакціях.

2. Залізну пластину занурили у розчин сульфату міді. Коли пластина заліза вкрилася шаром міді, її вийняли з розчину, обмили, просушили та зважили. Маса міді збільшилася на 2 г. Яка маса міді виділилася на пластинці?

3. Обчислити значення електродних потенціалів залізного електроду, зануреного у 0,01М розчин сульфату заліза (II), та нікелевого електроду, зануреного у 0,001М розчин сульфату нікелю. Порівняти обчислені значення електродних потенціалів заліза та нікелю із стандартними електродними потенціалами цих же металів.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Вивчення відновної активності металів

У п'ять пробірок вносять по 18-20 крапель таких розчинів солей: у першу – сульфат цинку, другу – сульфат заліза, третю – хлорид олова (II), четверту – нітрат або ацетат свинцю (II), п'яту – сульфат міді (II). Потім у розчини пробі-

рок 2-5 занурюють на 2-3 хвилини по вузькій пластинці металевого цинку і спостерігають, що відбувається у кожній пробірці. Результати спостережень фіксують у табл. 5.

Таблиця 5

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

Виймають цинкові пластини із пробірок, в розчини 1, 3, 4, 5 занурюють залізні пластинки і спостерігають взаємодію заліза з цими розчинами. Аналогічно спостерігають взаємодію олова, потім свинцю і, нарешті, міді з означеними розчинами, маючи на увазі, що олов'яні пластинки занурюються у розчини пробірок 1, 2, 4, 5, свинцю – у розчини пробірок 1, 2, 3, 5, міді – у розчини пробірок 1, 2, 3, 4.

Результати усіх спостережень також фіксуються у табл. 5. Отримані результати пояснюються відповідними рівняннями окислювально-відновних реакцій, для чого застосовується ряд напруг металів.

Контрольні запитання

1. Чому мідь не взаємодіє з розведеною сульфатною кислотою?
2. Чому при взаємодії металів з нітратною кислотою газоподібний водень не утворюється?
3. Що називають стандартним електродним потенціалом?
4. Як впливає на значення електродного потенціалу металу концентрація його іонів у розчині?
5. Від чого залежить відновна здатність металів?
6. Яким чином можна дослідним шляхом визначити значення стандартного електродного потенціалу металу?

Лабораторна робота 9

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: робота гальванічних елементів, різниця електродних потенціалів та електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента, поляризація електродів, концентраційні гальванічні елементи, хімічні джерела електричної енергії, малогабаритні джерела струму, паливні елементи.

II. Виконати вправи

1. Навести рівняння електродних реакцій й обчислити ЕРС елемента, який складено із залізного і свинцевого електродів, занурених відповідно у 0,1М розчини азотнокислих солей цих металів.

2. Навести рівняння електродних реакцій й обчислити ЕРС елемента, який складено із нормального водневого електроду і водневого електроду, зануреного у чисту воду.

3. Визначити напрямок руху електронів у зовнішньому ланцюзі гальванічного елемента, складеного із заліза та нікелю, занурених у розчини їх сульфатів. Скласти відповідні рівняння електродних процесів.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Складання мідно-цинкового гальванічного елемента

Дві склянки місткістю 100 мл заповнюють наполовину: одну – 1М розчином сульфату міді, другу – 1М розчином сульфату цинку. Склянки ставлять поруч і з'єднують електролітичним ключем, тобто скляною П-подібною трубкою, заповненою розчином сульфату калію в агар-агарі. У склянці з сульфатом міді розташовують мідний електрод, у склянці з сульфатом цинку – цинковий електрод. Дроти від електродів замикають на гальванометр або вольтметр. Далі фік-

сують напрямок електричного струму, що виникає за рахунок різниці електродних потенціалів. Спостереження занотовують до лабораторного журналу, визначають анод і катод, наводять відповідні електродні реакції, обчислюють значення електродних потенціалів і ЕРС.

Дослід 2. Вплив концентрації розчину на ЕРС гальванічного елемента

Складають цинково-мідний гальванічний елемент так само, як і у досліді 1, але склянку з розчином сульфату міді заповнюють не 1 М розчином, а розчином сульфату міді з концентрацією 0,1 моль/л.

Спостереження занотовують до лабораторного журналу, де наводять відповідні реакції, визначають анод і катод, обчислюють ЕРС елемента і порівнюють її з ЕРС елемента у досліді 1.

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

На лабораторному столі розташовують поруч склянки з 1М розчинами сульфату цинку, сульфату заліза (II) і сульфату міді (II) з відповідно цинковим, залізним і мідним електродами.

Спочатку утворюють **цинково-залізний** елемент, для чого електролітичним ключем з'єднують склянки з розчинами сульфату цинку і сульфату заліза, 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 сульфатів заліза і міді. Дроти від залізного і мідного електродів замикають на гальванометр або вольтметр і спостерігають напрямок електричного струму.

Спостереження занотовують до лабораторного журналу, порівнюють полярність залізно-цинкового і мідно-цинкового елементів, для вказаних елементів складають відповідні електродні реакції, розраховують ЕРС.

Контрольні запитання

1. Користуючись рядом напруг металів, виберіть два метали, що здатні утворити гальванічний елемент з максимально можливою ЕРС.
2. Яким чином пояснюється поляризація електродів навантаженого гальванічного елементу?
3. Чим відрізняються сучасні побутові гальванічні елементи від елементу Данієля-Якобі? Які речовини при використовують у таких елементах для виготовлення анодів і катодів?
4. Що таке паливні елементи і чим вони відрізняються від звичайних гальванічних елементів? Яке паливо і які окисники використовують в паливних елементах?

Лабораторна робота 10

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: основні види корозійних руйнувань; хімічна та електрохімічна корозія металів; швидкість корозії; корозія під впливом зовнішнього електричного струму; виникнення корозійних пар; основні чинники, які впливають на швидкість електрохімічної корозії; деполяризатори у кислих та нейтральних середовищах; атмосферна та ґрунтова корозія металів.

II. Виконати вправи

1. Написати рівняння реакції анодного та катодного процесів, які відбуваються при корозії вуглецевої сталі у водопровідній воді.
2. Написати рівняння реакцій анодного та катодного процесів, які відбуваються при корозії нікелю, що контактує із сріблом у водному розчині електrolіту (рН=3).

3. Написати рівняння реакцій анодного та катодного процесів, які відбуваються при корозії сталі в атмосфері з відносною вологістю до 80%. Який хімічний склад продуктів корозії?

III. Робота в лабораторії

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

а) Виникнення корозійної гальванічної пари при контакті двох різних металів.

В пробірку вносять 10-12 краплин 1М сульфатної кислоти і шматочок хімічно чистого цинку. Спостерігається чи ні виділення водню з кислоти? До лабораторного журналу занотовуються спостереження та рівняння анодного і катодного процесів.

Після цього до шматочка цинку в пробірці доторкуються мідним дротом. Як змінюється інтенсивність виділення водню і на якому і металів це відбувається? До лабораторного журналу занотовують спостереження та рівняння реакцій анодного і катодного процесів у парі цинк-мідь. Визначають напрям передачі електронів, позначають який метал буде мати негативний заряд.

б) Виникнення корозійної гальванічної пари при зануренні одного (більш активного) металу у розчин другого (менш активного) металу.

В дві пробірки вносять по 10-12 краплин 1М сульфатної кислоти. В одну з пробірок додають 1-2 краплини розчину сульфату міді. В обидві пробірки занурюють по шматочку хімічно чистого цинку.

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

До лабораторного журналу занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів.

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

Зачищають сталеву пластинку наждачним папером. На чисту поверхню сталі наносять краплю спеціального розчину, утвореного із розчинів хлориду натрію з масовою часткою 3%, гексаціано(III)ферату калію $K_3[Fe(CN)_6]$ та фенолфталеїну (2-3 краплини фенолфталеїну на 10 мл розчину).

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

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

Примітка: Гексаціано(III)ферат калію $K_3[Fe(CN)_6]$. додають до розчину як реактив на іони 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 розташовують по шматочку алюмінієвого дроту (або пластинки). В одну пробірку додають розчин хлориду міді(II), а в другу – розчин сульфату міді(II). В якій пробірці спостерігається заміщення міді алюмінієм? Який газ виділяється? Як він утворюється?

До лабораторного журналу занотують спостереження, складають рівняння реакції заміщення міді алюмінієм із розчину хлориду міді, реакції анодного і катодного процесів, роблять висновки.

Дослід 4. Корозія металів у лужному середовищі

У три пробірки налити по 2-3 краплі 30% розчину лугу. У першу пробірку помістити шматочок цинку, у другу – алюмінію, у третю - сталі. Для прискоро-

рення реакції пробірки злегка підігріти. Відзначити, які метали кородують у лужному середовищі. Написати рівняння реакцій, маючи на увазі, що для металів, гідроксиди, яких мають аморфні властивості (розчиняються в лугах з утворенням гідроксокомплексів). Підвищення лужності середовища прискорює процес корозії. Що є деполяризатором у даному процесі? Чи зміниться електродний процес (який?) у слаболужному середовищу. Чому? Чи можна спостерігати явище пасивації алюмінію в сильноокислому середовищі?

Дослід 5. Корозія алюмінію в контакті з міддю

З'єднати попарно пластинки або стрижні алюмінію і міді. Ретельно очистити контакти. У хімічну склянку налити розчин хлористого калію і додати декілька крапель фенолфталеїна. Занурити в цю склянку пари алюміній-мідь. Місце контакту повинне бути поза розчином. Уважно спостерігати за розчином у склянці. Указати катод і анод, напрямок переміщення електронів. Чому в склянці з'являється фарбування? Написати рівняння реакцій, що протікають на аноді і катоді. У чому сутність хімічної й електрохімічної корозії металів? Написати рівняння реакцій, які протікають на анодних і катодних ділянках при корозії сталі в нейтральному і кислому середовищах.

Контрольні запитання

1. Дайте назву головним видам корозії металів в залежності від механізму перебігу процесу і розподілу продуктів корозії на поверхні металу.
2. Суть хімічної та електрохімічної корозії металів.
3. Поясніть вплив гетерогенності металу (сталі) на корозійні процеси.
4. Перелічіть чинники, які впливають на швидкість перебігу електрохімічної корозії в нейтральних середовищах.
5. Навести приклади роботи макро- і мікро корозійних пар, які утворюються на кордоні "метал – розчин".
6. В чому суть атмосферної та ґрунтової корозії металів?
7. У якій з перерахованих пар металів корозія в вологому повітрі буде більшою: 1)Mg–Fe; 2)Fe–Cu; 3)Fe–Zn?

8. Які метали будуть кородувати у лужному середовищі: 1)Mg; 2)Zn; 3)Cu; 4)Al; 5)Sn?
9. Чому термін "корозія" має негативне забарвлення?
10. Чи може бути корозія несамодовільним процесом?
11. Наведіть приклади зовнішніх та внутрішніх факторів корозії.
12. Які з наведених полів будуть прискорювати корозію: температурне, електричне, гравітаційне, магнітне?
13. За якими ознаками класифікують корозійні процеси?
14. Якими міркуваннями щодо вибору показників корозії ви скористаетесь при визначенні її швидкості?
15. Чому хімічну корозію описують одним рівнянням, а електрохімічну - двома?

Лабораторна робота 11

ЗАХИСТ МЕТАЛІВ ВІД КОРОЗІЇ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: захисні покриття (металеві, органічні, хімічні сполуки та інше); електрозахист (анодний, катодний, протекторний); інгібітори корозії; леговані сталі; економічні аспекти захисту металів від корозії.

II. Виконати вправи

1. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, які відбуваються внаслідок виникнення пар залізо-нікель у вологій атмосфері на сталевій пластинці з пористим нікелевим покриттям.
2. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів у вологому ґрунті сталевій пластині, яка контактує зі свинцевим стрижнем.

III. 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 ємності розчин хлориду натрію з масовою часткою 3%. Додають у кожен пробірку по декілька крапель розчину гексаціано(III)ферата калію $K_3[Fe(CN)_6]$, який є дуже чутливим реактивом на іони Fe^{2+} , з якими він 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 ми 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 занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів на поверхнях металів, утворених внаслідок руйнування захисних цинкового та олов'яного покриттів. Пояснюють вплив на швидкість корозії виникнення корозійних гальванічних пар залізо-цинк і залізо-олово. Відмічають напрямок руху електронів у зазначених корозійних парах, роблять висновки.

Дослід 2. Захист металів від корозії легуванням. Вплив легування на швидкість корозії металів у розчині хлориду натрію

Три зразки вуглецевої і хромонікелевої сталі ретельно зачищують наждачним папером, промивають водою і сушать фільтрувальним папером. На чисту поверхню зразків наносять декілька крапель спеціального розчину складу: 3% – вий $NaCl$, гексаціано(III)ферат калію $K_3[Fe(CN)_6]$, фенолфталеїн (2-3 краплі фенолфталеїну на 10 мл розчину).

В робочому журналі занотовують спостереження, складають рівняння реакцій анодного і катодного процесів на вуглецевій і хромонікелевій сталі, роблять висновки про вплив легування на швидкість процесу корозії.

Дослід 3. Вплив легування на швидкість корозії металів у кислих середовищах

Збирають водневий корозиметр. Прилад складається з хімічної склянки ємністю 250мл, спеціальної бюретки для збирання водню, який виділяється, штативу і касети для закріплення зразків. Схему приладу наведено на рис. 3.

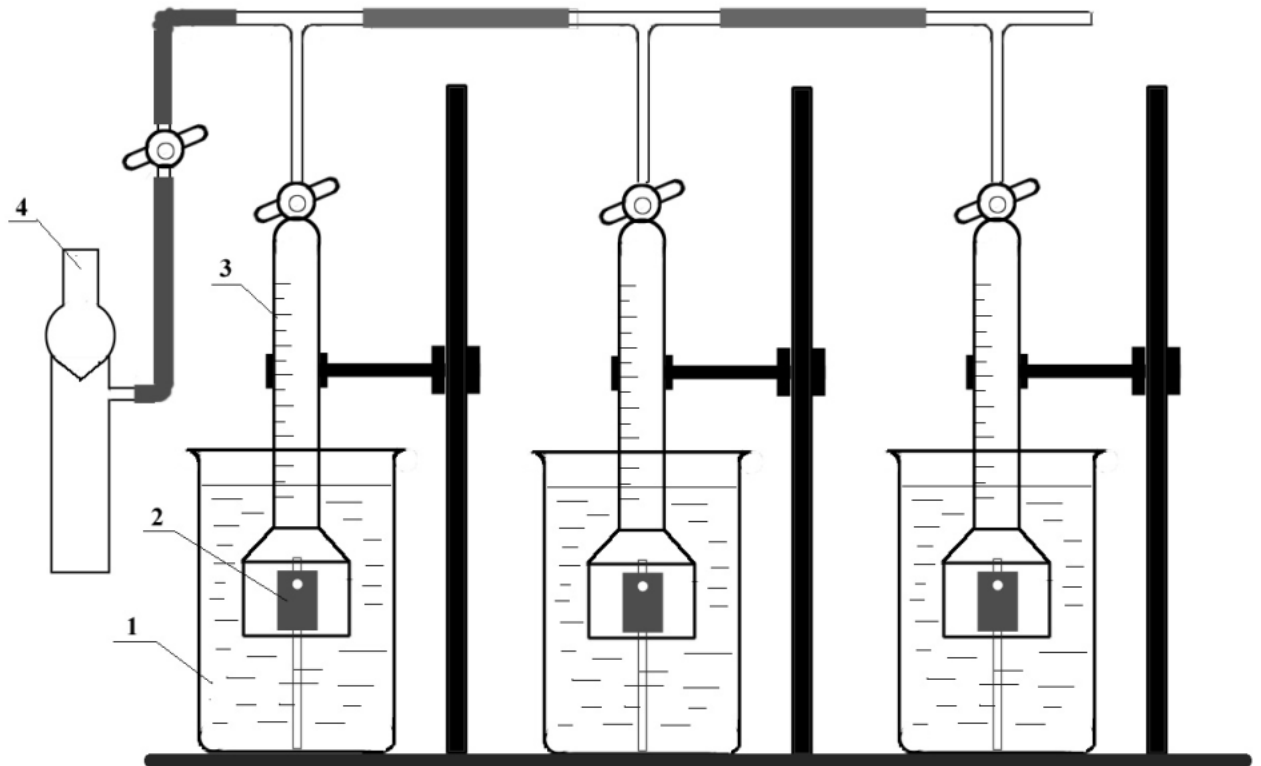
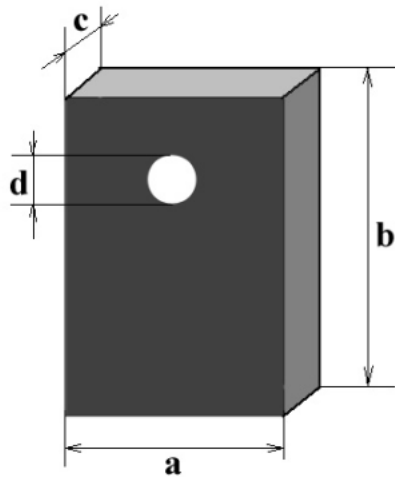


Рис.3. Схема водневого корозиметра:

1– склянка; 2– зразок; 3– бюретка зразок; 4– водострумний насос.

Готують 20% - ний розчин сульфатної кислоти. Наливають цей розчин у дві хімічні склянки на 250мл. Ретельно готують зразки з вуглецевої і хромонікелевої (легованої) сталі (обробляють їх наждачним папером і гумкою). Роблять виміри загальної площі зразків (рис. 4).



a – довжина зразка;
 b – ширина зразка;
 c – товщина зразка;
 d – діаметр отвору.

Рис. 4.

Повну поверхню зразка обчислюють за формулою:

$$S = 2ab + 2bc + 2ac + \pi dc - \frac{\pi d^2}{2} \quad (1)$$

Підготовлені зразки сталей закріплюють у касеті. Касети зі зразками занурюють у розчин 20% – ної сульфатної кислоти і покривають їх спеціальною бюреткою для збирання водню, який утворюється. Бюретку закріплюють у штативі, за допомогою водострумного насоса заповнюють бюретку розчином кислоти. Об'єм утвореного водню вимірюють за поділками бюретки. Тривалість дослідів складає 20-30 хвилин.

Результати спостережень занотують до робочого журналу. Об'єм водню, що утворився приводять до нормальних умов (0°C, 760 мм. рт. ст.). Складають рівняння реакцій анодних і катодних процесів, які відбуваються на поверхні зразків сталей у розчині сульфатної кислоти. Розраховують швидкість корозійних процесів для наведених матеріалів у г/м² · година. Швидкість корозії зразка розраховують із використанням наступних даних:

Δm – втрата ваги (розраховують за об'ємом утвореного водню, мл за н.у.), г

S – площа поверхні зразка, яку розраховують за формулою (1), м²;

τ – час, години.

Розрахунок швидкості корозії (I_{II}) здійснюють за формулою:

$$Ш = \frac{\Delta m}{S \cdot \tau} \quad (2)$$

Всі дані занотовують у таблицю 6.

Таблиця 6.

№ п/п	№ зразка	Матеріал	a, мм	b, мм	c, мм	d, мм	S, м ²	V, мл	Ш, г/м ² ·год.
1	2	сталь вуглецева							
2	5	сталь вуглецева							
3	6	легована сталь							
4	8	легована сталь							

Дослід 4. Захист металів від корозії інгібіторами.

Знаходження захисної дії інгібіторів корозії та коефіцієнту гальмування корозії

Зразки вуглецевої сталі ретельно зачищають наждачним папером та гумкою. Проводять виміри площі повної поверхні. Розраховують її за формулою (1) – див. дослід 3.

Готують 20% - вий розчин сульфатної кислоти. В одну склянку (250мл) заливають 20% -ву сульфатну кислоту, а другу заповнюють тією ж кислотою з добавкою 1% -вого уротропіну.

Підготовлені зразки закріплюють в касети і занурюють у розчини сульфатної кислоти з інгібітором і без нього.

Роблять виміри об'єму водню, що виділяється в результаті реакції металу з кислотою за допомогою спеціальних бюреток (див. дослід 3). Тривалість досвіду 20-30 хвилин. Об'єм водню при водять до нормальних умов. Розраховують швидкість корозії Ш (г/м²·год.) за формулою (2). Захисний ефект інгібітора (Z) розраховують за формулою:

$$Z = \frac{Ш - Ш_{інг.}}{Ш} \cdot 100 \quad (3),$$

де Ш – швидкість корозії зразка сталі в 20% -вій сульфатній кислоті;

$Ш_{інг.}$ - швидкість корозії зразка сталі в 20% -вій сульфатній кислоті з інгібітором корозії.

Коефіцієнт гальмування корозії інгібітором знаходять за формулою:

$$\gamma = \frac{Ш}{Ш_{інг.}}$$

Результати дослідів занотують до лабораторного журналу у вигляді таблиці 7.

Таблиця 7.

№ п/п	№ зразка	Матеріал	a , мм	b , мм	c , мм	d , мм	S , м ²	V , мл	$Ш$, г/м ² ·год.	Z , %	γ
1	5	сталь вуглецева									
2	6	сталь вуглецева									
3	7	сталь вуглецева									
4	8	сталь вуглецева									

Дослід 5. Електрохімічний захист металів від корозії (протекторний захист)

У дві пробірки (або склянки) наливають розведену оцтову кислоту (0,2-0,4М) і додають обидві пробірки по 3-4 краплі розчину йодиду калію. Розчин перемішують паличкою. В одну пробірку занурюють зразок свинцю і цинку, що контактують, у другу – контрольний зразок чистого свинцю. Спостерігають, в якій пробірці з'явиться жовте забарвлення на поверхні свинцю, що свідчить про корозію свинцю.

До лабораторного журналу занотують спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів на корозійній гальванічній парі (макропарі) свинець-цинк, а також на чистому свинці. Роблять висновки.

Контрольні запитання

1. Перелічіть способи захисту металів від корозії.
2. Які металеві покриття називають анодними, а які катодними? Який механізм їх захисної дії в кислих та нейтральних середовищах?
3. Що таке інгібітори корозії? Який механізм їх захисної дії?
4. Застосування інгібіторів корозії для захисту металів. Кислотне травлення.
5. Які сталі називають легованими? За рахунок чого вони мають значну корозійну стійкість в агресивних середовищах?
6. Навести приклади і пояснити суть механізму протекторного та катодного захисту металів від корозії.
7. Неметалеві покриття. Навести приклади їх застосування для захисту від корозії. Який механізм їх дії?
8. У присутності яких іонів оксидні плівки на металах будуть руйнуватися найбільш часто: 1) SO_4^{2-} ; 2) Cl^- ; 3) NO_3^- ?
9. Які з металів можна використовувати як протектор для захисту сталевих конструкцій: 1) Ni; 2) Cu; 3) Zn; 4) Sn?

Лабораторна робота 12

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ КОРОЗІЇ МЕТАЛІВ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: швидкість корозії металів у різних середовищах: кислотна, нейтральна і лужна; методика кількісного і якісного визначення продуктів корозії; явище пасивації металів; запобігання утворення гальванічних пар; підбір сприятливих умов для правильної експлуатації конструкційних матеріалів та методів захисту металів від корозії.

II. Виконати вправи

1. При яких значеннях рН середовища корозії заліза, що знаходиться в контакті з міддю, протікає швидше?

1) рН = 2; 2) рН = 10; 3) рН = 7; 4) рН = 5; 5) рН = 12?

2. Визначте, котрий з наведених металів руйнується з найбільшою швидкістю: Al ($k_m = 0,2 \text{ г}/(\text{м}^2 \cdot \text{год})$), Fe ($k_h = 0,2 \text{ мм/рік}$), Sn ($k_j = 2 \text{ А}/\text{м}^2$).

3. Припускаючи, що корозія трубопроводів має загальний рівномірний характер, визначте необхідну товщину стінок, якщо матеріалом буде сталь, цирконій та мідь, для яких швидкість корозії становить 0,2, 0,01 та 0,4 мм/рік, а термін служби - 20, 100 та 50 років відповідно. (Необхідно вважати, що мінімальна товщина стінки труби, яка відповідає повному вичерпанню ресурсу, становить 3, 0,5 та 1 мм відповідно).

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Визначення швидкості корозії сталі класу Ст.3 тіоціанометричним методом

Пристрій для визначень швидкості корозії (рис.1) циліндричний зразок зі сталі класу Ст. 3 (ДСТ 380-71) діаметром 10 і довжиною 35 мм; скляна склянка ємністю 500 мл, ФЭК, кювети ємністю 50 мл, піпетки ємністю 1, 10, 15, 25 мл, штатив із пробірками, порцелянові чашечки, метали: сталь, залізо, покрите оловом, залізо, покрите цинком; розчин тіоціанату калію, персульфат амонію, розчин хлоридної кислоти (щільність 1,12), розчин розведеної сульфатної кислоти (2н), розчин лугу (3,0 %), розчин гексаціаноферрату (III) калію, оцтова кислота (2н), індикаторний розчин ($K_3[Fe(CN)_6]$) - 10 г/л, NaCl- 20г/л, желатин - 10 г/л. фенолфталеїн -1 мг/л), уротропін – інгібітор корозії.

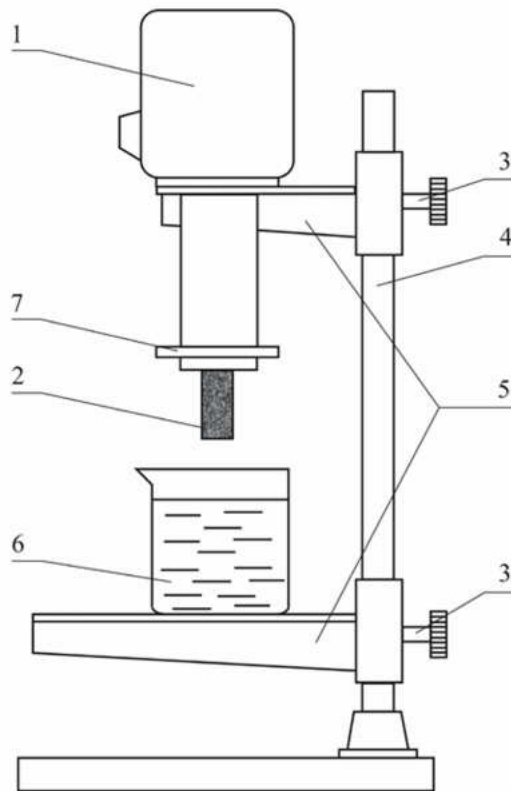


Рис. 1. - Схема корозиметра

1 - електродвигун; 2 - зразок; 3 - гвинт; 4 - штатив; 5 - кронштейн;
6 - склянка; 7 - фторопластове кільце

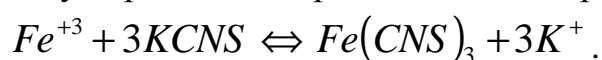
Циліндричний зразок зі сталі зачистити наждаковим папером, знежирити спиртом або ацетоном. Для запобігання появи жирових забруднень на поверхні зразка взяти його за допомогою фільтрувального папера.

Налити воду в склянку ємністю 0,6-0,8 л, додати 2 краплі оцтової кислоти CH_3COOH . Зразок занурити у воду так, щоб рівень її був вище нижнього торця фторопластового кільця. У такому положенні гвинт на стійці штатива, по якій переміщається кронштейн зі склянкою, щільно затиснути. Відразу ж натиснути кнопку ПУСК. Зразок обертається в досліджуваній воді протягом часу, заданого викладачем (5-30 хв). Після закінчення натиснути кнопку СТОП і досліджувати розчин, що утворився на вміст іонів (яких?), що перейшли в нього в результаті корозії сталевого зразка під впливом розчиненого кисню в слабкокислому середовищі ($\text{pH} = 4$).

Написати рівняння реакцій анодного, і катодного процесів корозії. Яка речовина в даному процесі виконує роль катода? Макро- чи мікрогальванічні

елементи (пари) сприяють протіканню корозійних процесів? Розрахувати по рівнянню Нернста значення окислювально-відновного потенціалу сталі у досліджуваному розчині і на підставі його значення пояснити, чому корозія в даному випадку протікає з кисневою деполяризацією, а не з водневою.

Аналіз розчину на вміст заліза провести на фотокolorиметрі тіоціанометричним методом. Для цього іони Fe^{+2} , які утворилися в результаті корозії сталевого зразка, окислити персульфатом амонію $(NH_4)_2S_2O_8$ до Fe^{3+} і додати в сильноокислому середовищі тіоціанат калію. У результаті утвориться тіоціанат заліза, забарвлений у червоний колір, відповідно до рівняння



Чи буде інтенсивність фарбування пропорційна концентрації іонів заліза (III) у розчині? Чому? Концентрацію іонів заліза (III) потім визначити в допомогою калібровочної кривої (мал. 2).

Виконання аналізу розчину на вміст іонів заліза здійснити в такій послідовності. У мірну колбу ємністю 500 мл відібрати 50 мл досліджуваної води. Якщо інтенсивність фарбування тіоціаната заліза перевищує чутливість фотокolorиметра, то можна взяти менше досліджуваної води. Довести об'єм в колбі до мітки дистильованою водою; потім додати 1 мл хлоридної кислоти; додати кілька кристалів персульфату амонію $(NH_4)_2S_2O_8$ і перемішати. Після цього додати 1 мл тіоціаната калію KSCN і перемішати. Одночасно виміряти оптичну щільність контрольної проби, приготовленої на дистильованій воді з додаванням тих же реактивів. Після цього виміряти оптичну щільність досліджуваного розчину. Одержавши показання приладу, знайти шукану концентрацію іонів заліза (III), мг/л, по каліброваній кривій.

Швидкість корозії вуглецевої сталі, за формулою:

$$I = Vna / S \cdot \tau, \text{ де}$$

n - коефіцієнт, що залежить від ступеня розведення досліджуваної проби води;

a - концентрація іонів заліза (III), визначена по каліброваній кривій, г/л;

S - площа поверхні зразка, m^2 ; V об'єм розчину, л; τ - час, години.

№	V, 0,001 мг/мл	C, мг/л	T, %	D=Lg(1/T)
1	0,5	0,02	96	0,018
2	2	0,2	91	0,042
3	5	0,5	85	0,07
4	10	1	68	0,168
5	20	2	46	0,347

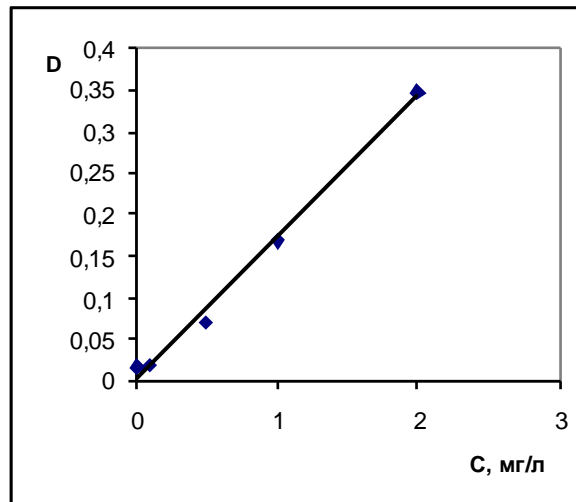


Рис. 2. Калібрувальний графік визначення концентрації іонів заліза у досліджуваному розчині

Отримані дані занотують в лабораторний журнал. Роблять висновки про корозійну тривкість досліджуваних матеріалів та ефективність інгібіторів корозії.

Контрольні запитання

1. Який механізм протікання (хімічний чи електрохімічний) має місце при корозії досліджуваного зразка?
2. Чи може залізо пасивуватися в таких умовах?
3. Який спосіб захисту стали ви могли б запропонувати, щоб запобігти корозії зразка ?
4. Що таке “десятибальна шкала корозійної стійкості “? Яке її практичне застосування ?

Лабораторна робота 13

ЕЛЕКТРОЛІЗ

I. Самостійна підготовка

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

II. Виконати вправи

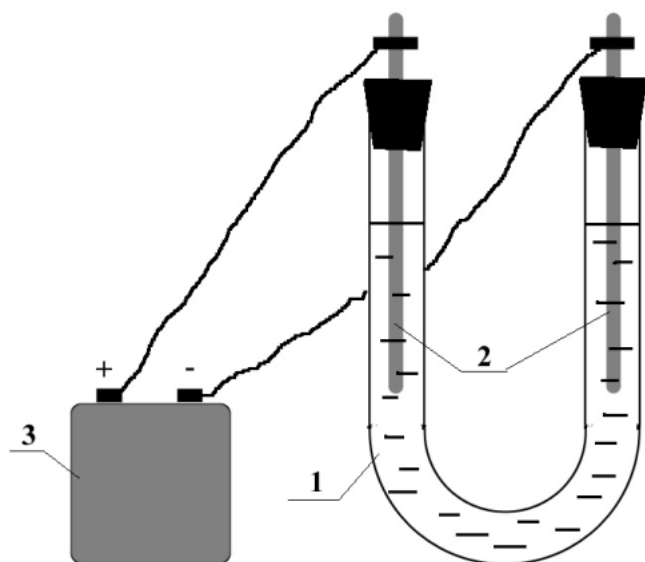
1. Напишіть рівняння реакцій, які відбуваються на електродах під час електролізу водних розчинів хлориду калію, сульфату міді (II), нітрату срібла з інертними електродами. Яка послідовність розряду іонів на катоді?

2. Електричний струм силою 1,5 А проходить послідовно крізь розчини сульфату заліза (II) та хлориду заліза (III) на протязі години. Яка маса заліза виділиться у кожній ванні?

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

III. Робота в лабораторії

Усі досліди проводять у приборі (малюнок 3).



1. U- подібна трубка (електролізер)
2. Електроди.
3. Джерело струму.

Рис. 3.

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

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

Дослід 1. Електроліз розчину хлориду міді (II) з нерозчинними електродами

Заповнюють електролізер 2М розчином хлориду міді (II) 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, витягають електрод, який був катодом, розглядають його і записують спостереження.

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

У лабораторному журналі занотуюють спостереження змін, які мали місце на електродах та у розчині, рівняння реакцій катодного та анодного процесів при електролізі, а також пояснюють причину появи вільного йоду 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 гідросульфату калію і потім також промити дистильованою водою. Розчин з електролізера зливають у спеціальний посуд.*

Дослід 2. Електроліз розчину сульфату натрію

У пробірку, заповнену приблизно на 1/2 її місткістю 0,5 М розчином сульфату натрію, 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 занотують спостереження (утворення бульбашок газу, зміна кольору розчину та інше), рівняння реакцій катодного та анодного процесів, визначають середовище розчину у катодному і анодному просторах, речовини, які утворилися на електродах.

Примітка: *Електроди старанно промивають дистильованою водою.*

Дослід 3. Розпізнання полюсів джерела струму

Смугу або кружальце фільтрувального паперу кладуть на годинникове скло і змочують (за допомогою піпетки) 0,5 М розчином сульфату натрію, капають 1-2 краплини розчину фенолфталеїну. Потім беруть графітові електроди за ізольовану частину (резинові пробки) і встановлюють їх на фільтрувальному

папері на відстані 4-5 см один від одного. Вмикають електричний струм і обережно переміщують електроди по 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 до появи зміни кольору у одного з електродів.

У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння реакції, які відбуваються на електродах, визначають знак полюсу джерела постійного струму.

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

а) Електроліз сульфату міді (II) з графітовими електродами.

У стакан наливають 20-25 мл 2М розчину сульфату міді і додають до нього 2-3 краплини 1 М розчину сульфатної кислоти. Цю суміш виливають у 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 утворення газу на аноді. У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння катодного та анодного процесів.

б) Електроліз сульфату міді (II) з мідним анодом.

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

У лабораторному журналі занотовують спостереження, рівняння анодного та катодного процесів при електролізі розчину сульфату міді з анодом, вкритим шаром міді.

Контрольні запитання

1. Які процеси проходять на електродах при електролізі?
2. Яка послідовність розряду іонів на катоді і 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 у промисловості.

Лабораторна робота 14

ВИЗНАЧЕННЯ АКТИВНОГО ОКСИДУ КАЛЬЦІЮ У ВАПНІ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: найважливіші сполуки кальцію та магнію, оксид та гідроксид кальцію, добування гашеного вапна.

II. Виконати вправи

1. Поясніть, чому вапно при довгому зберіганні втрачає свої властивості? Напишіть рівняння відповідної реакції.
2. При прожарюванні 5 г вапна, яке вміщує домішок CaCO_3 утворилося 140 мл газу (за н.у.). Скільки відсотків CaCO_3 вміщувало вапно?
3. Напишіть рівняння реакції між негашеним вапном та хлоридною кислотою. Розрахуйте, якій кількості вапна відповідає 1 мл 1 М розчину хлоридної кислоти.

III. Робота в лабораторії

Дослід. Вміст активного оксиду кальцію CaO у вапні визначають титруванням 1 М розчином хлоридної кислоти.

Зважують 1 г розтертого у ступці вапна, вміщують у конічну колбу місткістю 250 мл, додають 150 мл кип'яченої дистильованої води і декілька скляних намистинок або шматочків скляної трубки, закривають лійкою і нагрівають 10 хвилин. Суміш не повинна кипіти! Потім колбу охолоджують. Стінки лійки і колби змивають дистильованою водою, додають 2-3 краплини розчину фенолфталеїну (розчин має стати рожевим). Бюретку заповнюють розчином 1М хлоридної кислоти і повільно при постійному збовтуванні титрують вміст конічної колби хлоридною кислотою до повного знебарвлення. Титрування буде закінчено, якщо через 5 хвилин не з'явиться рожеве забарвлення розчину у конічній колбі. Відмічають кількість мілілітрів кислоти, яка була витрачена на титрування.

Розрахунки

1. Розраховують, скільки HCl міститься в об'ємі розчину кислоти, витраченої на титрування:

в 1000мл 1М розчину HCl міститься 36,5г HCl

в Vмл 1М розчину HCl міститься $m(\text{HCl})$, г

$$m(\text{HCl}) = \frac{36,5 \cdot V}{1000}.$$

2. За рівнянням реакції між вапном і хлоридною кислотою знаходять кількість CaO, яка відповідає розрахованій кількості HCl:

73 г (2моль) HCl – 56 г (1моль) CaO

$m(\text{HCl})$ – z;

$$z = \frac{m(\text{HCl}) \cdot 56}{73}.$$

3. Знаходять масову частку (%) CaO у вапні, наважка якого дорівнює $m_{\text{вап.}}$.

$m_{\text{вап.}}$ – 100%

$m(\text{CaO})$ – ω ;

$$\omega = \frac{m(\text{CaO})}{m_{\text{вап.}}} \cdot 100\%.$$

Масову частку CaO можна розрахувати і безпосередньо, враховуючи, що 1 мл 1М розчину HCl відповідає 0,028 г CaO;

$$\omega = \frac{V \cdot 0,028}{V_{\text{вап.}}} \cdot 100\%.$$

Контрольні запитання

1. Які реакції проходять при твердінні вапневих розчинів?
2. Присутність яких речовин зменшує в'язучі властивості вапна?
3. Чи можливо використання досліджуваного вапна (як в'язучого), коли відомо, що вміст активного оксиду кальцію повинен бути більш ніж 60% ?

Лабораторна робота 15

ТВЕРДІСТЬ ВОДИ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: властивості солей кальцію та магнію (гідрокарбонатів, сульфатів, хлоридів); загальна, тимчасова та постійна твердість води, її усуненні.

II. Виконати вправи

1. Тимчасова твердість води 4 ммоль-екв/л. Скільки гідрокарбонату кальцію міститься в 10 л води?
2. Скільки соди Na_2CO_3 потрібно додати до 10 л води, щоб зменшити її твердість на 1 ммоль-екв/л?
3. Скласти рівняння реакції процесів, які відбуваються при додаванні до води гашеного вапна та кальцинованої соди.

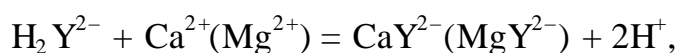
III. Робота в лабораторії

Твердість води зумовлена наявністю в ній розчинених солей кальцію та магнію. Розрізняють загальну, карбонатну (або тимчасову), некарбонатну (або постійну) твердість води.

Карбонатна твердість води зумовлена наявністю гідрокарбонатів кальцію та магнію, **некарбонатна твердість води** – наявністю солей кальцію та магнію з аніонами сильних кислот (в основному хлоридами та сульфатами).

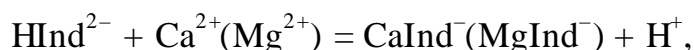
Загальна твердість води складається з карбонатної та некарбонатної твердості води. Вода є придатною для питних цілей, якщо її твердість ≤ 7 ммоль-екв/л.

Загальну твердість води визначають комплексометричним методом за допомогою комплексона III (технічна назва "трилон Б" – двонатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти, скорочена формула $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$). Пробу води титрують трилоном Б у присутності індикатора еріохрома чорного (скорочена формула HInd^{2-}) у лужному середовищі при $\text{pH} \geq 9,2$. Трилон Б утворює з іонами кальцію та магнію міцні безбарвні комплексні сполуки:



де H_2Y^{2-} – аніон трилону Б.

Еріохром чорний також утворює комплексні сполуки з іонами кальцію та магнію фіолетово-червоного кольору, але ці сполуки менш стійкі, ніж сполуки кальцію та магнію з трилоном Б:



де HInd^{2-} – аніон індикатору.

Тому, якщо до проби води, яка вміщує іони кальцію та магнію при $\text{pH} \geq 9,2$, додати еріохром чорний, то проба води забарвиться у фіолетово-червоний колір. Під час титрування цієї проби води трилоном Б забарвлення через деякий час зміниться на синє внаслідок утворення більш міцних безбарвних комплексних сполук трилону Б з іонами кальцію та магнію і вивільненню аніонів індикатору, забарвлених у синій колір:



Визначення вмісту іонів кальцію проводять також комплексонометричним методом при $pH \geq 12$. При такому pH утворюється тільки комплексна сполука іонів кальцію з трилоном Б, а іони магнію зв'язуються у малорозчинний гідроксид магнію. Титрування кальцію розчином трилону Б проводять у присутності індикатора мурексиду, який з іонами кальцію утворює слабку комплексну сполуку, забарвлену у рожевий колір, який переходить у ліловий колір при титруванні трилоном Б.

Концентрацію **магнію** розраховують як різницю між загальною твердістю води і вмістом кальцію.

Дослід 1. Визначення загальної твердості води

У конічну колбу на 150-200 мл відбирають піпеткою 50 мл води, додають 5 мл аміачного буферного розчину з $pH \geq 9,2$, 10-15 мг сухого еріохрома чорного, збовтують і титрують 0,05 н розчином трилону Б до переходу фіолетово-червоного кольору розчину в синій. Титрування виконують два рази.

Загальну твердість води визначають за формулою:

$$T_{\text{заг.}} = \frac{c(1/2 \text{ Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль екв/л,}$$

де $c(1/2 \text{ Тр.Б})$ – молярна концентрація еквівалента розчину трилону Б, моль/л; $V(\text{Тр.Б})$ – об'єм розчину трилону Б, витрачений на титрування, мл; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, мл.

Застарілою, але досі поширеною одиницею вимірення твердості є ммоль-екв/л.

Дослід 2. Визначення кальцієвої твердості води

У конічну колбу на 150-200 мл відбирають піпеткою 50 мл води, додають 2 мл 10% розчину NaOH для створення $pH \geq 12$, 10-15 мг мурексиду, збовтують

і титрують 0,05 н розчином трилону Б до переходу забарвлення з рожевого у лілове.

Концентрацію іонів кальцію, ммоль/л та мг/л, обчислюють за формулами:

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(\sqrt{1/2}\text{Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л, або ммоль-екв/л}$$

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{c(\sqrt{1/2}\text{Тр.Б}) \cdot V(\text{Тр.Б}) \cdot M(\sqrt{1/2}\text{Ca}^{2+}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ мг/л,}$$

де $M(1/2\text{Ca}^{2+})$ – молярна маса еквівалента кальцію, що дорівнює:

$$M(1/2\text{Ca}^{2+}) = f_{\text{екв.}}(\text{Ca}^{2+}) M(\text{Ca}^{2+}) = 1/2 \cdot 40,08 = 20,04 \text{ г/моль.}$$

Концентрацію іонів магнію обчислюють за формулою:

$$T(1/2\text{Mg}^{2+}) = T_{\text{заг.}} - T(1/2\text{Ca}^{2+}), \text{ ммоль/л або ммоль-екв/л}$$

У масово-об'ємному виразі вміст іонів Mg^{2+} (Y) розраховують за формулою:

$$Y(\text{Mg}^{2+}) = T(\text{Mg}^{2+}) \cdot M(1/2\text{Mg}^{2+}),$$

де $M(1/2\text{Mg}^{2+})$ – молярна маса еквівалента магнію, що розраховується як

$$M(1/2\text{Mg}^{2+}) = f_{\text{екв.}}(\text{Mg}^{2+}) M(\text{Mg}^{2+}) = 1/2 \cdot 24,15 = 12,1 \text{ г/моль.}$$

Дослід 3. Визначення карбонатної (тимчасової) твердості води

Карбонатну (тимчасову) твердість води визначають методом нейтралізації.

У колбу ємністю 250 мл піпеткою відбирають 100 мл аналізуємої проби води, додають 3-5-краплин індикатора метилоранжу, відмічають забарвлення розчину. Бюретку заповнюють 0,1 н розчином хлоридної кислоти. Кислоту із бюретки повільно додають до проби води при постійному збовтуванні до переходу жовтого кольору у жовтогарячий. Занотують об'єм кислоти (мл), який витрачено на титрування. Дослід повторюють два рази. Карбонатну твердість води обчислюють за формулою:

$$T_{\text{карб.}} = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ ммоль/л, або ммоль-екв/л}$$

де $c(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквіваленту кислоти, моль/л;

$V(\text{HCl})$ – об'єм розчину кислоти, витрачений на титрування, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм проби води, мл.

Твердість постійну $T_{\text{пост.}}$ обчислюють як різницю між загальною і карбонатною твердістю води

$$T_{\text{пост.}} = T_{\text{заг.}} - T_{\text{карб.}}$$

Результати занотують у табл. 8. Роблять висновки про придатність води для питних цілей.

Таблиця 8.

$T_{\text{заг.}}$	$T_{\text{карб.}}$	$T_{\text{пост.}}$

Лабораторна робота 16

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ СПОЛУК КРЕМНІЮ ТА КАЛЬЦІЮ

I. Самостійна підготовка

Засвоїти поняття та визначення: хімічні властивості сполук кремнію (оксиду кремнію, кремневих кислот, розчинних і нерозчинних силікатів, а також скла і цементів); хімічні властивості сполук кальцію, карбонату, сульфату кальцію, а також природних сполук: рейди, вапняку, мармуру, гіпсу).

II. Виконання вправи

1. Як добувають гашене і негашене вапно? Скласти рівняння реакцій.
2. Які сполуки кальцію і кремнію застосовуються як в'язучі матеріали?

Що відбувається при їх твердінні? Скласти рівняння реакцій.

III. Робота в лабораторії

Дослід 1. Добування оксиду і гідроксиду кальцію

Невелику грудку крейди прожарюють 3-5 хвилин у полум'ї газового пальника і охолоджують. До фарфорової чашки з прожареною речовиною додають по краплинам дистильовану воду (обережно!), а потім декілька краплин фенолфталеїну. Спостереження і рівняння реакцій занотують до журналу.

Дослід 2. Твердіння вапна

Невелику кількість погашеного вапна розводять у воді, осад фільтрують. Крізь фільтрат барботують вуглекислий газ. Спостереження і рівняння реакцій занотують до лабораторного журналу. З наведених реакцій виділяють реакцію утворення карбонату кальцію і з її допомогою пояснюють твердіння вапна в будівництві. За допомогою реакції розчинення карбонату кальцію, за умов надлишку вуглекислого газу, пояснюють нетривкість вапняних будматеріалів в кислих, зокрема, вуглекислих і вологих середовищах.

Дослід 3. Твердіння гіпсу

У фарфоровій чашці змішують 1,0 г напів-водного гіпсу ($\text{CaSO}_4 \cdot 0.5\text{H}_2\text{O}$) з 10 краплинами води. Суміш розливають по скляній або іншій достатньо гладкій поверхні і спостерігають момент твердіння суміші. Рівняння реакцій твердіння гіпсу і спостереження занотують до журналу.

Дослід 4. Добування кремневої кислоти з її солі

У пробірку заливають 5 мл напіврозведеного водою конторського клею (силікат натрію) і крізь розчин барботують вуглекислий газ до утворення осаду (замість вуглекислого газу можна використати розчин столового оцту - 5% -ний розчин оцтової кислоти).

Занотовують спостереження, рівняння реакції, визначають склад осаду, роблять висновок до яких (сильних чи слабких) кислот відноситься кременева кислота).

Дослід 5. Солі кременевої кислоти

У пробірку з розчином силікату натрію додають по краплинам розчин хлориду кальцію до утворення осаду. Складають рівняння реакції, визначають склад осаду, спостереження і висновки занотовують до лабораторного журналу.

Дослід 6. Добування солей кременевої кислоти (силікатний сад)

До стакану з розчином силікату натрію кидають кристали сульфату міді (II), заліза (II), нікелю. Занотовують спостереження і рівняння відповідних реакцій.

Дослід 7. Гідроліз силікатів

У пробірку з розчином рідкого скла (силікату натрію), або конторського клею, або до суспензії добре розтертого у ступці з водою скла або силікатної цегли додають декілька краплин фенолфталеїну, відмічають реакцію середовища, складають відповідні рівняння гідролізу силікатів у воді.

Контрольні завдання

1. Які висновки можна зробити про тривкість будматеріалів на основі кремнію та вуглецю в кислих або лужних середовищах?
2. У чому полягає механізм твердіння вапна та гіпсу?

Зміст

1. Лабораторна робота 1. Основні класи неорганічних сполук	3
2. Лабораторна робота 2. Визначення еквівалентної маси магнію	5
3. Лабораторна робота 3. Визначення властивостей елементів та їх сполук від їх розташування в періодичній системі Д. І. Менделєєва	9
4. Лабораторна робота 4. Вивчення швидкості хімічних реакцій і хімічної рівноваги	13
5. Лабораторна робота 5. Вивчення властивостей розчинів електролітів	17
6. Лабораторна робота 6. Гідроліз солей	21
7. Лабораторна робота 7. Окисно-відновлювальні реакції	23
8. Лабораторна робота 8. Властивості металів	27
9. Лабораторна робота 9. Гальванічні елементи	29
10. Лабораторна робота 10. Корозія металів	31
11. Лабораторна робота 11. Захист металів від корозії	35
12. Лабораторна робота 12. Вивчення швидкості корозії металів	41
13. Лабораторна робота 13. Електроліз	46
14. Лабораторна робота 14. Визначення активного оксиду кальція у вапні	50
15. Лабораторна робота 15. Твердість води	52
16. Лабораторна робота 16. Визначення властивостей сполук кремнію та кальцію	56

Навчальне видання
МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторних робіт із загальної хімії

(для студентів 1–3 курсу денної, заочної і післядипломної форм навчання для напрямів 6.040106 – “ Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”, 6.060101 – “ Будівництво”, 6.060103 – “ Гідротехніка (водні ресурси)”, 6.050701 –“ Електротехніка та електротехнології”, 6.050702 – “ Електромеханіка”, 6.070101 – “ Транспортні технології (за видами транспорту)”, 6.030601 – “ Менеджмент”)

Укладачі:	Олександр Олексійович	Безцінний,
	Сергій Васильович	Волювач,
	Інна Сергіївна	Зайцева,
	Ігор Іванович	Ігнатов,
	Наталя Володимирівна	Мокрицька,
	Ольга Олексіївна	Мураєва,
	Тетяна Павлівна	Нат,
	Сергій Вікторович	Нестеренко,
	Тетяна Дмитрівна	Панайотова

Редактор М. З. Аляб'єв

План 2007, поз. 110М

Підп. до друку 14.11.07	Формат 60×84 1/16	Папір офісний
Друк на ризографі	Умовн.- друк. арк. 2,5	Обл.- вид. арк. 3,0
Замовл. №	Тираж 200 прим.	

61002, Харків, ХНАМГ, вул. Революції, 12

Сектор оперативної поліграфії ІОЦ ХНАМГ

61002, Харків, вул. Революції, 12