

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

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ. МОДУЛЬ 1»

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
денної та заочної форм навчання
зі спеціальності 185 – Нафтогазова інженерія та технології)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2024

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія. Модуль 1» (для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної та заочної форм навчання зі спеціальності 185 – Нафтогазова інженерія та технології) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. : С. В. Нестеренко, Т. Д. Панайотова, І. С. Зайцева. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2024. – 39 с.

Укладачі: канд. техн. наук, доц. С. В. Нестеренко,
канд. хім. наук, доц. Т. Д. Панайотова,
канд. хім. наук, доц. І. С. Зайцева

Рецензент

О. В. Ромашко, кандидат технічних наук, доцент кафедри нафтогазової інженерії і технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій, протокол № 3 від 24.09.2023

ЗМІСТ

Вступ.	4
Лабораторна робота 1 Основні класи неорганічних сполук	5
Лабораторна робота 2 Вивчення властивостей елементів та їхніх сполук залежно від їхнього розташування в періодичній системі Д. І. Менделєєва	7
Лабораторна робота 3 Вивчення швидкості хімічних реакцій і хімічної рівноваги	10
Лабораторна робота 4 Вивчення властивостей розчинів електролітів	15
Лабораторна робота 5 Гідроліз солей	19
Лабораторна робота 6 Окисно-відновні реакції	21
Лабораторна робота 7 Властивості металів	24
Лабораторна робота 8 Гальванічні елементи	27
Лабораторна робота 9 Корозія та захист металів	29
Список рекомендованої літератури.	38

ВСТУП

Метою цих методичних рекомендацій є розвиток у студентів навичок наукового експериментування і дослідницького підходу до вивчення предмета і закріплення теоретичного матеріалу. Наведений матеріал повинен бути базою для вивчення основних спецдисциплін відповідно до програми навчання студентів за спеціальністю 185 – Нафтогазова інженерія та технології.

Рекомендації повинні сприяти формуванню у студента уявлень про витоки і сучасність теоретичних передумов хімії; досягнення міцного й свідомого засвоєння провідних хімічних понять; сприяння розвитку в студентів навичок роботи в лабораторії і постановки хімічного експерименту. Метою вивчення дисципліни є формування загально хімічних основ знань, які потрібні для розв'язання практичних задач виробничої бази в нафтогазовому комплексі.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

I Самостійна підготовка

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

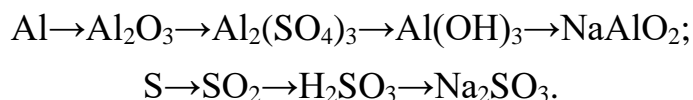
II Виконати вправи

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

2. Визначити масову частку Нітрогену 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) (CO_2 *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 %-го водного розчину солі заліза (III) і 3–5 мл 10 %-го водного розчину гідроксиду натрію. Спостереження і відповідне рівняння реакції занотують до лабораторного журналу.

Дослід 4 Утворення оксиду міді (II)

У пробірку з 5–10 мл 10 %-го водного розчину сульфату міді (II) додають 5–10 мл 10 %-го розчину гідроксиду натрію. Спостерігають утворення осаду і його колір, складають відповідне рівняння реакції. Потім пробірку обережно підігривають доти, доки не зміниться колір осаду. Висновки й 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 погляду 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, що вона показує?
5. Як формулюють закон Авогадро і висновки з нього?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2

ВИВЧЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК ЗАЛЕЖНО ВІД ЇХНЬОГО РОЗТАШУВАННЯ В ПЕРІОДИЧНІЙ СИСТЕМІ Д. І. МЕНДЕЛЄЄВА

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і теоретичні основи, 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.

II Виконати вправи

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

2. Вказати, у яких періодах, групах та підгрупах періодичної системи містяться елементи з будовою зовнішніх оболонок $4s^24p^4$ та $3d^64s^2$. Навести назви й порядкові номери цих елементів.

3. Навести елементи, в атомах яких спостерігається «провал» електронів, пояснити, чим зумовлене це явище.

4. Серед конфігурацій $3d^44s^2$, $5s^25d^8$, $3d^{10}4s^0$, $4f^{14}$ вказати неможливі. У 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!). Після закінчення 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

У пробірку, на третину заповнену водою, кидають зачищену від оксидної плівки платівку металу магнію і додають кілька краплин розчину фенолфталеїну. За відсутністю забарвлення розчину роблять висновок про відсутність помітної реакції між магнієм і водою за кімнатної температури. 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 й розбіжні властивості натрію і магнію пояснюють електронною будовою їхніх атомів і їхнім розташуванням у періодичній системі.

Дослід 3 Амфотерні властивості алюмінію

1. Взаємодія алюмінію з кислотами

У 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.

2. Взаємодія алюмінію з лугами

У пробірку зі шматочком алюмінієвого дроту додають 3–5 мл гідроксиду натрію (концентрація 2 моль/л). Спостерігають реакцію, складають рівняння реакції, роблять висновок про неметалічні властивості алюмінію в цій реакції.

Порівнюють результати дослідів (першого і другого), роблять висновок про амфотерність алюмінію, зумовлену електронною будовою його атомів і розташуванням у періодичній системі.

Дослід 4 Добування гідроксиду алюмінію і вивчення його властивостей

У 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 окисних властивостей галогенів

В одну пробірку з 3–4 краплями органічного розчинника (ефір, толуол, бензол, тощо) додають 4–5 мл 0,5 М розчину бромиду калію (натрію), в другу пробірку з 3–4 краплями органічного розчинника додають 4–5 мл 0,5 М розчину йодиду калію (натрію). У пробірку з бромідом додають 4–5 мл хлорної води, у пробірку з йодидом – 4–5 мл бромної води. Рідину у кожній пробірці добре перемішують скляною паличкою. За забарвленням 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, бромов та йоду і роблять висновок про зміну окислювально-відновних властивостей елементів однієї підгрупи залежно від розміщення в періодичній системі.

Контрольні запитання

1. Що розуміють під поняттям електронегативності елемента? Як значення відносної електронегативності елемента відбиває металічні або неметалічні властивості елемента? В якого з елементів періодичної системи найяскравіше

виявлені неметалічні властивості? Відповідь мотивуйте уявленнями про будову атомів елементів.

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

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

4. Як змінюється енергія іонізації, спорідненість до електрона і радіус атомів у періоді, групі й підгрупі періодичної системи?

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

6. Яка послідовність заповнення електронами підрівнів залежно від суми головного й 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 й розбіжні властивості цих елементів?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3

ВИВЧЕННЯ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

I ХІМІЧНОЇ РІВНОВАГИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: швидкість хімічної реакції, гомогенні й 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 й три рази?

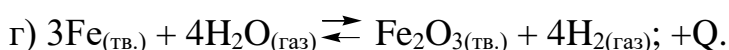
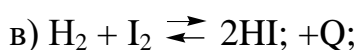
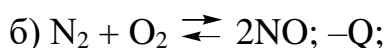
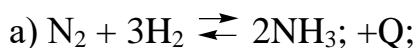
2. Як зміниться швидкість прямої реакції при взаємодії оксиду Карбону і хлору згідно з рівнянням $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$, якщо концентрація оксиду Карбону, що дорівнює 0,5 моль/л, збільшиться до 1,2 моль/л, а концентрація хлору збільшиться від 0,2 до 0,6 моль/л?

3. П'ятихлористий фосфор дисоціює під час нагрівання згідно з рівнянням.



За певної температури з 2-х моль PCl_5 , які містяться у закритій посудині місткістю 10 л, продисоціює тільки 1,5 моль. Обчислити константу рівноваги наведеної реакції за цих умов.

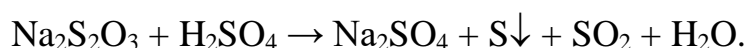
4. У який бік зміститься рівновага за умов збільшення або зменшення тиску і температури в реакціях:



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 за різних

концентрацій реагуючих речовин, можна кожного разу оцінити швидкість цієї реакції. Для цього беруть три чисті й заздалегідь просушені пробірки і в кожній готують різні за концентрацією розчини тіосульфату натрію у такий спосіб:

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

Потім у першу пробірку додають 1 краплину сульфатної кислоти (1 моль/л) й 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 реєструють час появи осаду в другій і третій пробірках, в які також додають по 1 краплині сульфатної кислоти. Умови й результати досліду занотовують до таблиці 1, роблять висновки.

Таблиця 1 – Умови й результати досліду

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. У першому отворі розміщують термометр, кінець якого занурюють у воду, в другому отворі – пробірку з сульфатною кислотою концентрацією 1 моль/л, у 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 краплину 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 °С вище (для підвищення температури до термостату додають гарячу воду). Умови й результати дослідів наводять у таблиці 2.

Таблиця 2 – Умови й результати дослідів

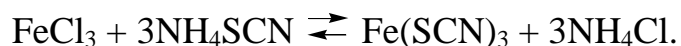
Номер пробірки	Число крапель Na ₂ S ₂ O ₃	Число крапель H ₂ SO ₄	Температура розчину, °С	Час до появи опалесценції, с

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

Беруть дві, по можливості однакові (розміром із горошину) грудки крейди (CaCO₃). Одну грудку непошкодженою розміщують в одній пробірці, другу – спочатку товчуть 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:



Внаслідок 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) і тіоціанату амонію (концентрація розчинів 0,001 моль/л). Рідину в пробірках перемішують скляною паличкою, після чого пробірки розташовують у штативі. Першу пробірку залишають як контрольну, у другу – додають 1 краплину насиченого розчину хлориду заліза (III), в третю – 1 краплину насиченого розчину тіоціанату 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 таблиці 3.

Таблиця 3 – Спостереження і висновки

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, від яких чинників вона залежить?
3. Як впливає на швидкість хімічної реакції зміна температури й тиску?
4. Принцип Ле-Шательє (формулювання, приклади).
5. Яке значення в гетерогенних реакціях має розвиненість поверхні реагуючих речовин?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4

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 й слабкі електроліти, ступінь 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 1 000 г води, кристалізується за температури $-0,227\text{ }^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{моль}$.

3. Розчин, який вміщує 2,1 г гідроксиду калію в 250 г води, кристалізується за температури $-0,519\text{ }^{\circ}\text{C}$. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт для цього розчину? Кріоскопічна стала води $1,86\text{ }^{\circ}\text{C}/\text{моль}$.

4. Яким повинен бути осмотичний тиск 0,1М розчину хлориду калію, якщо його ступінь дисоціації у водному розчині 80 %, а температура розчину $20\text{ }^{\circ}\text{C}$?

III Робота в лабораторії

Дослід 1 (груповий). Електропровідність розчинів електролітів

Для вивчення електропровідності розчинів різних речовин використовують прилад, схема якого наведена на рисунку 1.

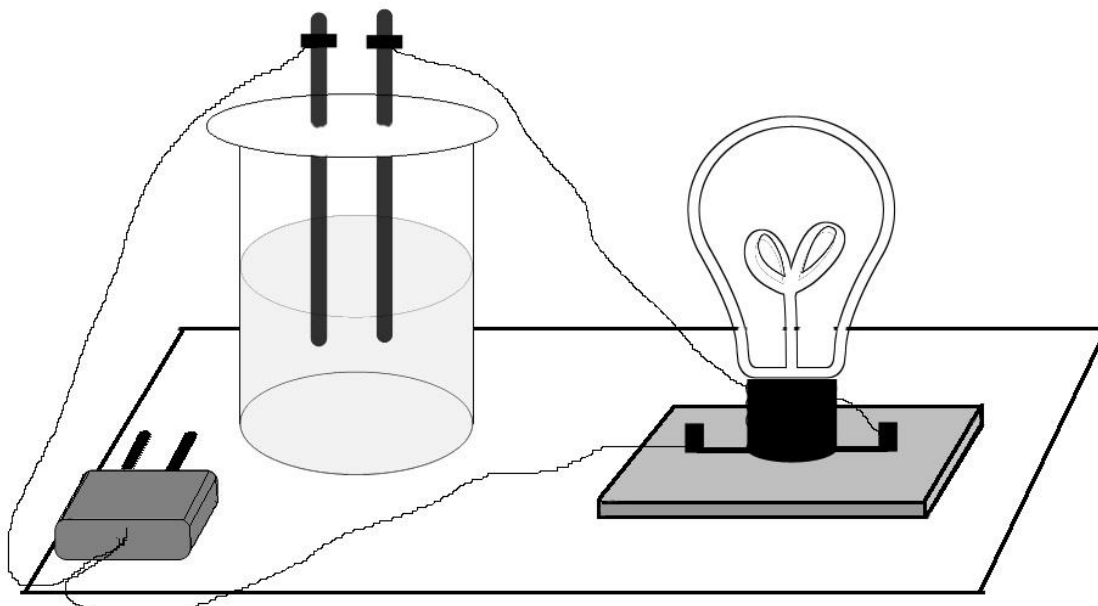


Рисунок 1 – Прилад схеми вивчення електропровідності

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

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

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

У лабораторному журналі занотовують рівняння дисоціації усіх електролітів, вирази констант дисоціації слабких електролітів, роблять висновки.

Дослід 2 Зміщення рівноваги дисоціації слабких електролітів

Вплив однойменного іону сильного електроліту на ступінь дисоціації слабкого електроліту

1. У дві пробірки вміщують по 7–10 краплин 0,1 М розчину оцтової кислоти. У кожену пробірку додають по 1 краплині розчину індикатора (метилового, оранжевого). Занотовують спостереження. Одну пробірку залишають для порівняння, в іншу додають декілька кристалів ацетату натрію і 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.

2. У дві пробірки вміщують по 5–7 краплин 0,1 М розчину аміаку. У кожену пробірку додають одну краплину розчину фенолфталеїну. Занотовують спостереження (зміну кольору розчину). Одну пробірку з розчином залишають для порівняння, а в іншу додають декілька кристалів солі хлориду амонію і мішають розчин скляною паличкою. Визначають зміну кольору розчинів. Наводять рівняння дисоціації гідроксиду амонію і 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

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.

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.

Іонні рівняння з утворенням слабких електролітів

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

Дослід 4 Порівняння хімічної активності кислот

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

Контрольні запитання

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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5

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 і 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 0,1 М розчину HCl і 0,01 М 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 й лужному середовищах

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

Дослід 2 Реакції середовищ у розчинах різних електролітів

У п'ять пробірок на 1/2 їхньої місткості наливають такі розчини солей: у першу – CH_3COONa , у другу – $Al_2(SO_4)_3$, у третю – $(NH_4)_2CO_3$, у четверту – $NaCl$,

у п'яту – Na_2CO_3 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 в розчинах солей.

Дослід 3 Фактори, що впливають на ступінь гідролізу солей

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

У дві пробірки до 2/3 їхньої 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) й 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, що утворює сіль, впливає на ступінь гідролізу солі.

Вплив температури на ступінь гідролізу

У пробірку на 1/2 її місткості наливають дистильовану воду, 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 і ступенем її дисоціації при доданні лугу або сильної кислоти?
2. Водневий показник (рН), його значення у кислих, нейтральних і 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 6

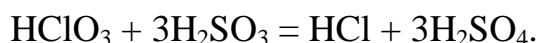
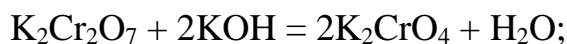
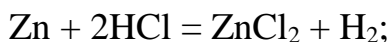
ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

I Самостійна підготовка

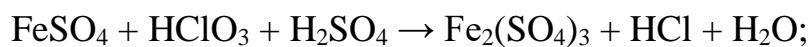
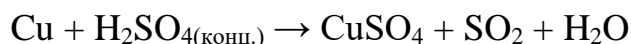
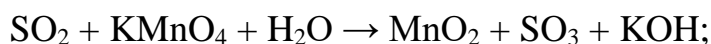
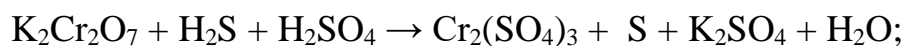
Засвоїти поняття та визначення: окислювально-відновні реакції, ступінь окислення, принцип підбору коефіцієнтів в окислювально-відновних реакціях, найважливіші окисники і відновники, окисно-відновні потенціали та їхня роль у розв'язанні питання про можливість і напрямок перебігу реакцій.

II Виконати вправи

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



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



III Робота у лабораторії

Дослід 1 Прості речовини й елементарні іони як окисники і відновники

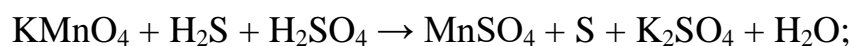
У пробірку з 5–6 краплинами 1 М розчину сульфатної кислоти кидають шматочок цинку або магнію. Занотовують спостереження, складають рівняння реакції, визначають, яку роль виконує цинк (магній) у цій реакції, який іон виконує роль окисника.

Дослід 2 Міжмолекулярні окисно-відновні реакції

Окисно-відновні властивості сполук сірки залежно від її ступеня окиснення

У три пробірки наливають по 3 краплини розчину перманганату калію (KMnO_4) і 0,5 М сульфатної кислоти. Позначивши колір розчинів, додають у першу пробірку щойно приготований водний розчин сірководню (H_2S), у другу – декілька кристалів сульфїту 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:



Дослід 3 Внутрішньо молекулярні окисно-відновні реакції. Розклад дихромату амонію

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

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

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

До пробірки наливають 3–4 краплі дихромату калію, підкислюють декількома краплями 1 М сульфатної кислоти і додають краплями розчин йодиду калію (до помітної зміни забарвлення розчину) і декілька крапель розчину крохмалю.

Занотовують спостереження, підбирають коефіцієнти до рівняння реакції:

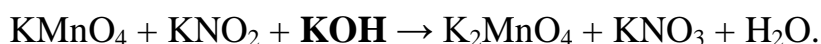
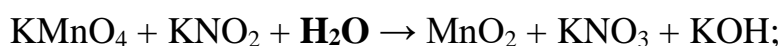


визначають, яка речовина виконує роль окислювача, а яка відновника.

Дослід 5 Значення середовища в окисно-відновних процесах

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

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



визначають окисник і відновник.

Контрольні запитання

1. Які реакції є окисно-відновними? Які процеси називають 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 й відновні властивості елементів і складних речовин?
4. Як, користуючись таблицею окисно-відновних потенціалів, визначити:
 - а) силу окисника і 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 7

ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ

I 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 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 нітрату свинцю. З розчинами яких солей буде взаємодіяти нікель? Напишіть рівняння реакцій, зазначте окисники і відновники у цих реакціях.

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

3. Обчислити значення електродних потенціалів залізного електроду, зануреного у 0,01 М розчин сульфату заліза (II), й нікелевого електроду, зануреного у 0,001 М розчин сульфату нікелю. Порівняти обчислені значення електродних потенціалів заліза й нікелю зі 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 пробірок 2–5 занурюють на 2–3 хвилини по вузькій пластинці металевого цинку і спостерігають, що відбувається у кожній пробірці. Результати спостережень фіксують у таблиці 4.

Таблиця 4 – Результати спостережень

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 з пробірок, у 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 вказаними 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 фіксують у таблиці 4. Отримані результати пояснюють відповідними рівняннями окисно-відновних реакцій, для чого застосовується ряд напруг металів.

Контрольні запитання

1. Чому мідь не взаємодіє з розведеною сульфатною кислотою?
2. Чому під час 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. Як можна дослідним шляхом визначити значення стандартного електродного потенціалу металу?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

I Самостійна підготовка

Засвоїти поняття і визначення: робота гальванічних елементів, різниця електродних потенціалів і 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 і обчислити ЕРС елемента, який складено із залізного і свинцевого електродів, занурених відповідно у 0,1 М розчини азотнокислих солей цих металів.

2. Навести рівняння електродних реакцій і обчислити ЕРС елемента, який складено зі стандартного водневого електрода і водневого електрода, зануреного в чисту воду.

3. Визначити напрямок руху електронів у зовнішньому ланцюзі гальванічного елемента, складеного із заліза й нікелю, занурених у розчини їхніх 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 – 1 М розчином сульфату міді, другу – 1 М розчином сульфату цинку. Склянки ставлять поряд 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 фіксують 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 в 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 в досліді 1.

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

На лабораторному столі розташовують поряд склянки з 1 М 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, здатні утворити гальванічний елемент з максимально можливою ЕРС.
2. Як пояснюється поляризація електродів навантаженого гальванічного елемента?
3. Чим відрізняються сучасні побутові гальванічні елементи від елемента Даніеля-Якобі? Які речовини використовують у таких елементах для виготовлення анодів і катодів?
4. Що таке паливні елементи, чим вони відрізняються від звичайних гальванічних елементів? Яке паливо і які окисники використовують у паливних елементах?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9

КОРОЗІЯ ТА ЗАХИСТ 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 і ґрунтова корозія металів, захисні покриття (металеві, органічні, хімічні сполуки та ін.); електрозахист (анодний, катодний, протекторний); інгібітори корозії; леговані сталі; економічні аспекти захисту металів від корозії.

II Виконати вправи

1. Написати рівняння реакції анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії вуглецевої сталі у водопровідній воді.

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

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

4. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів, що відбуваються внаслідок виникнення пар залізо – нікель у вологій атмосфері на сталевій пластинці з пористим нікелевим покриттям.

5. Написати рівняння реакцій анодного і катодного процесів у вологому ґрунті сталевій пластинці, що контактує зі свинцевим стрижнем.

III Робота в лабораторії

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

Виникнення корозійної гальванічної пари при контакті двох різних металів

У пробірку вносять 10–12 крапель 1 М сульфатної кислоти і шматочок хімічно чистого цинку. Спостерігають, чи виділяється водень з кислоти? До лабораторного журналу занотуються спостереження та рівняння анодного і катодного процесів.

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

Виникнення корозійної гальванічної пари при зануренні одного (більш активного) металу в розчин другого (менш активного) металу

У дві пробірки вносять по 10–12 крапель 1 М сульфатної кислоти. В одну з пробірок додають 1–2 краплі 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 сталю пластинку наждачним папером. На чисту поверхню сталі наносять краплю спеціального розчину, утвореного з розчинів хлориду натрію з масовою часткою 3 %, гексаціаноферату(III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$ 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 занотовують спостереження, рівняння реакцій анодного і катодного процесів у гальванічній парі, що виникла на поверхні сталі внаслідок нерівномірної аерації її поверхні під краплею розчину електроліту, визначають анодні і катодні ділянки металу.

Примітка. Гексаціаноферат (III) 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 Корозія алюмінію в контактi 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 фенолфталеїну. 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.

Дослід 4 Захист металів від корозії анодними і катодними металевими покриттями (корозія оцинкованого і лудженого заліза)

У дві пробірки (або склянки) наливають на 1/3 ємкості розчин хлориду натрію з масовою часткою 3 %. Додають у кожену пробірку по декілька крапель розчину гексаціаноферата(III) 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 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 й 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 5 Захист металів від корозії легуванням. Вплив легування на швидкість корозії металів у розчині хлориду натрію

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

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

Дослід 6 Вплив легування на швидкість корозії металів у кислих середовищах

Збирають водневий корозиметр. Прилад складається з хімічної склянки ємкістю 250 мл, спеціальної бюретки для збирання водню, що виділяється, штативу і касети для закріплення зразків. Схему приладу наведено на рисунку 2.

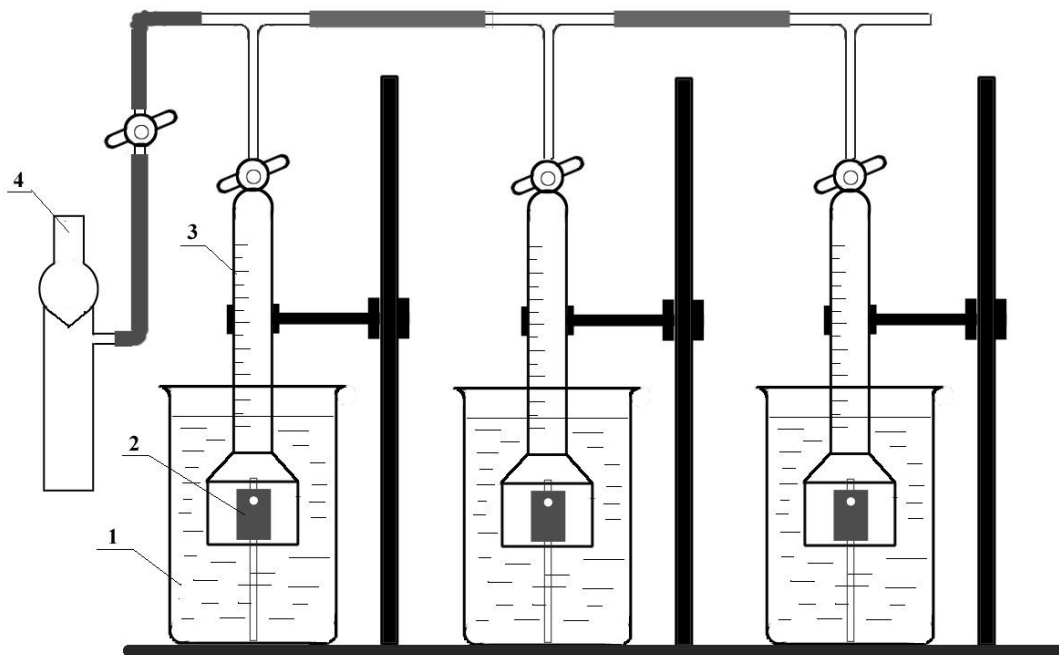
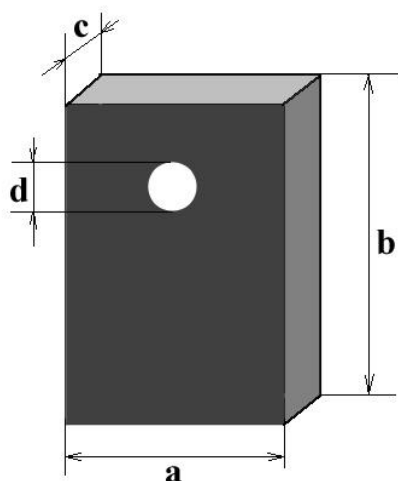


Рисунок 2 – Схема водневого корозиметра:

1 – склянка; 2 – зразок; 3 – бюретка; 4 – водоструминний насос

Готують 20 %-й розчин сульфатної кислоти. Наливають цей розчин у дві хімічні склянки на 250 мл. Ретельно готують зразки з вуглецевої і хромонікелевої (легованої) сталі (обробляють їх наждачним папером і гумкою). Роблять виміри загальної площі зразків (рис. 3).



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

Рисунок 3 – Зразок для корозійних випробувань

Повну поверхню зразка обчислюють за формулою:

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

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

Результати спостережень занотовують до робочого журналу. Об'єм водню, що утворився, приводять до нормальних умов (0 °С, 760 мм. рт. ст.). Складають рівняння реакцій анодних і катодних процесів, що відбуваються на поверхні зразків сталей у розчині сульфатної кислоти. Розраховують швидкість корозійних процесів для наведених матеріалів у г/(м²/ год).

Швидкість корозії зразка розраховують з використанням таких 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, год.

Розрахунок швидкості корозії (III) здійснюють за формулою:

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

Всі дані занотовують у таблиці 5.

Таблиця 5 – Результати корозійних випробувань

Ч/ч	Номер зразка	Матеріал	a , мм	b , мм	c , мм	d , мм	S , м ²	V , мл	III , 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 коефіцієнта гальмування корозії

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

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

Підготовлені зразки закріплюють у 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 досліду 20–30 хвилин. Об'єм водню приводять до нормальних умов. Розраховують швидкість корозії $Ш$ (г/(м² · год.)) за формулою (2).

Захисний ефект інгібітора (Z) розраховують за формулою:

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

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

$Ш_{инг.}$ – швидкість корозії зразка сталі в 20 %-й сульфатній кислоті з інгібітором корозії.

Коефіцієнт гальмування корозії інгібітором знаходять за формулою:

$$\gamma = \frac{Ш}{Ш_{инг.}}$$

Результати досліду занотують до лабораторного журналу у вигляді таблиці 6.

Таблиця 6 – Результати корозійних випробувань

Ч/ч	Номер 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 (0,2–0,4 М) і додають 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, у якій пробірці з'явиться жовте забарвлення на поверхні свинцю, що свідчить про корозію свинцю.

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

Контрольні запитання

1. Дайте назву головним видам корозії металів залежно від механізму перебігу процесу і розподілу продуктів корозії на поверхні металу.
2. Суть хімічної й електрохімічної корозії металів.
3. Поясніть вплив гетерогенності металу (сталі) на корозійні процеси.
4. Перелічіть чинники, що впливають на швидкість перебігу електрохімічної корозії в нейтральних середовищах.
5. Наведіть приклади роботи макро- і мікрокорозійних пар, які утворюються на кордоні «метал – розчин».
6. У чому суть атмосферної і ґрунтової корозії металів?
7. У якій з перерахованих пар металів корозія у 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 і внутрішніх факторів корозії.
12. Які з наведених полів будуть прискорювати корозію: температурне, електричне, гравітаційне, магнітне?
13. Приведіть основні види захисту металів від корозії. За якими ознаками класифікують методи захисту металу від корозії?
14. Наведіть приклади катодного та протекторного захисту нафтогазового обладнання. Якими міркуваннями щодо вибору методів захисту якими ви користувались.
15. Легування металів. Як впливають компоненти сталі на протікання електрохімічної корозії?

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : підручник / Н. В. Романова. – Київ ; Ірпінь : ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
2. Основи загальної хімії : підручник / [В. С. Телегус та ін.]. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.
3. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посіб. / В. І. Кириченко. – Київ : Вища шк., 2005. – 639 с.
4. Мітрясова О. П. Хімія. Загальна хімія. Хімія довкілля : навч. посіб. / О. П. Мітрясова. – Київ : Вид. дім «Професіонал», 2009. – 336 с.
5. Хімія : навч. посіб. / [М. С. Слободяник та ін.] ; за ред. М. С. Слободяник. – Київ : Либідь, 2003. – 352 с.

Електронне навчальне видання

Методичні рекомендації

до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ. МОДУЛЬ 1»

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
денної та заочної форм навчання
зі спеціальності 185 – Нафтогазова інженерія та технології)*

Укладачі: **НЕСТЕРЕНКО** Сергій Вікторович,
ПАНАЙОТОВА Тетяна Дмитрівна,
ЗАЙЦЕВА Інна Сергіївна

Відповідальний за випуск *Г. І. Гуріна*

Редактор *О. В. Михаленко*

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

План 2024, поз. 248М

Підп. до друку 27.08.2024. Формат 60 × 84/16.
Ум. друк. арк. 2,3.

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Черноглазівська (Маршала Бажанова), 17, Харків, 61002.

Електронна адреса: office@kname.edu.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 5328 від 11.04.2017.