

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

**МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ
ДО ЛАБОРАТОРНИХ ЗАНЯТЬ**

з навчальної дисципліни «Хімія»
освітньої-професійної програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
бакалавр з електроенергетики, електротехніки та електромеханіки за

Електромеханіка

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 26.09.2022 № 9

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 19.09.2022 № 2

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 23.09.2022 № 9

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 14.09.2022 № 3

Розробник:

1. канд. хім. наук, доцент, спеціаліст вищої категорії, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

1. канд. хім. наук, доцент, завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, професор Новохатько О. В.

2. канд. техн. наук, доцент, викладач циклової комісії природничих дисциплін Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, викладач-методист, спеціаліст вищої категорії Долударєва Я. С.

.

1. Структура навчальної дисципліни

1.1. Розподіл часу навчальної дисципліни за темами (денна форма навчання) Не передбачено

1.1.2. Розподіл часу навчальної дисципліни за темами (заочна форма навчання)

Номер та назва навчальної теми	Кількість годин відведених на вивчення навчальної дисципліни						Вид контролю
	Всього	з них:					
		Лекції	Семінарські заняття	Практичні заняття	Лабораторні заняття	Самостійна робота	
Семестр № 3							
Тема № 1. Основні поняття і закони хімії. Будова атома як основа хімічної взаємодії.	2	0	0	0	0	2	Опитування
Тема № 2. Періодична система елементів і періодичний закон . І. Менделєєва.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 3. Типи хімічних зв'язків, будова твердих тіл і рідин.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 4. Класи неорганічних сполук і їх властивості.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 5. Енергетичні перетворення в хімічних реакціях.	5	0	0	0	2	3	Контрольна робота на 25 хв.
Тема № 6. Швидкість перетворення речовин і чинники впливу.	3	0	0	0	0	3	Контрольна робота на 25 хв.
Тема № 7. Розчини. Їх типи. Розчинність.	3	0	0	0	0	3	
Тема № 8. Основні поняття теорії розчинів. Теорія електролітичної дисоціації.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 9. Електропровідність розчинів.	2	0	0	1	0	2	
Тема № 10. Електрохімічні процеси. Окисно-відновні реакції як складова електрохімічних процесів.	3	1	0	0	0	2	Контрольна робота на 25 хв.

Тема № 11. Перетворення хімічної енергії на електричну. Гальванічні та паливні елементи. Електрорушійна сила електрохімічних процесів.	3	1	0	0	0	2	Контрольна робота на 25 хв.
Тема № 12. Перетворення електричної енергії на хімічну. Процеси електролізу.	3	0	0	0	0	3	
Тема № 13. Хімічні властивості металів. Їх добування та застосування. Сплави.	4	1	0	0	0	3	
Тема № 14. Сплави чорних і кольорових металів.	4	1	0	0	0	3	
Тема № 15. Корозія металів як різновид електрохімічних процесів.	4	0	0	1	0	3	Контрольна робота на 25 хв.
Всього за семестр № 3:	45	4	0	2	2	37	залік

2. Методичні вказівки до лабораторних занять

Тема № 4 Енергетичні перетворення в хімічних реакціях.

Лабораторне заняття № 1: Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації.

Навчальна мета заняття: Розглянути та вивчити правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії, різноманітним обладнанням хімічної лабораторії та загальними правилами виконання хімічного експерименту. Визначення теплоти нейтралізації хлоридної кислоти розчином гідроксиду натрію.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: лабораторія фізико-хімічних методів аналізу.

Обладнання: хімічні пробірки, терези, шпателі, термометри, калориметр.

Навчальні питання:

1. Поняття про хімічне обладнання лабораторії хімії.
2. Поняття про екзотермічні та ендотермічні хімічні процеси.
3. Види хімічних реакцій – приєднання, заміщення, нейтралізації, окиснення.

Література: 1 (с. 7–22), 3 (с. 113–151), 5 (с. 106–143)

Короткі теоретичні відомості

Поняття і терміни хімічної термодинаміки.

Система – це сукупність матеріальних об'єктів, відділених якимось чином від навколишнього середовища.

Класифікація систем:

1. За зміною маси та енергії:

А) Система може бути ізольованою, коли вона не обмінюється з навколишнім середовищем ні масою, ні енергією.

Б) Закрита система може обмінюватись із навколишнім середовищем лише енергією.

В) Відкрита – обмінюватись і масою, і енергією. Живі організми є відкритими системами.

2. За кількістю агрегатних фаз:

А) Система може бути гомогенною, коли всі її компоненти знаходяться в одній фазі і в ній відсутні поверхні поділу.

Б) Гетерогенною, коли вона складається з декількох фаз.

3. За тепловим ефектом:

А) Екзотермічні (з виділенням теплоти);

Б) Ендотермічні (з поглинанням теплоти).

Фаза – це частина системи з однаковими хімічними і термодинамічними властивостями, відокремлена від інших її частин поверхнею поділу, при переході через яку фізичні і хімічні властивості різко змінюються.

Властивості і стан системи визначаються її фізико-хімічними параметрами. Термодинамічними параметрами виступають такі, які можуть бути легко виміряні – температура, тиск і об'єм. Ці параметри пов'язані між собою рівнянням стану.

Якщо система змінює свої параметри, то в ній відбувається термодинамічний процес. Якщо ж термодинамічні параметри з часом самочинно не змінюються і зберігають свої значення в межах кожної з фаз, то такий стан називається *рівноважним*.

Кожна термодинамічна система має певний запас енергії, яка називається *внутрішньою енергією*.

Внутрішня енергія U складається з енергії теплового руху всіх мікрочастинок системи і всіх видів внутрішньо-молекулярної енергії, але не включає кінетичну і потенціальну енергію.

Внутрішня енергія системи є функцією її стану, тобто *залежить від* параметрів системи (температури, тиску, складу). Зміна внутрішньої енергії не залежить від шляху процесу, а залежить тільки від початкового і кінцевого стану системи.

У хімічній термодинаміці розрізняють процеси, що відбуваються при сталому об'ємі – *ізохорні*, при сталому тиску – *ізобарні*, при сталій температурі – *ізотермічні*.

Ентальпія (позначається ΔH , вимірюється в кДж/моль), як і внутрішня енергія, є функцією стану системи, тобто її зміна не залежить від шляху процесу, а залежить тільки від початкових і кінцевих параметрів стану системи. На відміну від внутрішньої енергії і ентальпії робота розширення A і теплота

залежать від шляху процесу.

Слід зазначити, що тепловим ефектом реакції є не всяка теплота, а тільки теплота ізохорного та ізобарного процесів.

Хімічні і фізичні процеси в системі, як правило, супроводжуються виділенням або поглинанням теплоти.

Процеси, що відбуваються з виділенням теплоти, називаються екзотермічними (Q буде зі знаком «+» а ΔH зі знаком «-»), а процеси, в яких теплота поглинається, називаються ендотермічними (Q буде зі знаком «-» а ΔH зі знаком «+»).

Зміну ентальпії хімічного процесу, що відбувається за умов, близьких до кімнатної температури (20–25 °C), визначають *калориметричним* методом. У такому разі величину і знак теплового ефекту обчислюють за зміною температури (Δt) калориметра.

Калориметрія (рос. *калориметрия*, англ. *calorimetry*, нім. *Kalorimetrie f*) – сукупність методів вимірювання кількості теплоти, що виділяється або поглинається при протіканні різних фізичних або хімічних процесів.

Кількість теплоти Q , яка передається тілу (системі) або відібрана від нього, пропорційна зміні температури тіла ΔT та його масі m :

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T,$$

де c – питома теплоємність.

Основна вимірювана величина в калориметричному досліді – ΔT . Методами калориметрії визначають теплоємність індивідуальних речовин і фізико-хімічних систем, теплоти фазових переходів, теплові ефекти хімічних реакцій, розчинення, змочування, сорбції, радіоактивного розпаду та ін. Дані калориметрії використовують для розрахунку термодинамічних властивостей речовин, складання теплових балансів технологічних процесів, розрахунку хімічної рівноваги, встановлення зв'язку між термодинамічними характеристиками речовин та їх властивостями, будовою, стійкістю, реакційною здатністю. Калориметрія застосовується також для вивчення кінетики та визначення ентальпій повільних процесів розчинення, змішування, гелеутворення тощо.

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Отримання завдання на проведення лабораторної роботи. Проведення первинного інструктажу з охорони праці.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання лабораторної роботи.

1.1 Обладнання хімічної лабораторії. Хімічний посуд.

Весь хімічний посуд поділяється на кілька груп:

– загального користування (використовується для виконання кількох

хімічних операцій): пробірки; стакани; плоскодонні, конічні і круглодонні колби; кристалізатори; лійки; годинникове скло; бюкси;

– мірний посуд: циліндри, мензурки, градуйовані піпетки, мірі колби;

– посуд спеціального призначення: склянки; апарат Кіппа; установка для фільтрування під вакуумом, що складається з колби Бунзена, лійки Бюхнера, склянки-уловлювача і водострумного насоса; колби В'юрца (круглодонні з газовідвідною трубкою);

– посуд із порцеляни та інших матеріалів: шпателі, ступки, випарні чашки, тиглі та човники.

У хімії застосовується особливий посуд із тонкостінного і товстостінного скла. Вироби із тонкостінного скла стійкі до зміни температур, в них проводять хімічні операції, які потребують нагрівання. Хімічний посуд із товстостінного скла нагрівати не можна. За призначенням скляний посуд буває *загального призначення* (рис. 1), *спеціального призначення* (рис. 5) та *мірний* (рис. 7). Посуд загального призначення використовують для виконання більшості робіт.

Тонкостінний скляний посуд загального призначення

(<http://www.chemistry.in.ua/grade-7/introduction-to-laboratory-glassware-and-equipment>)

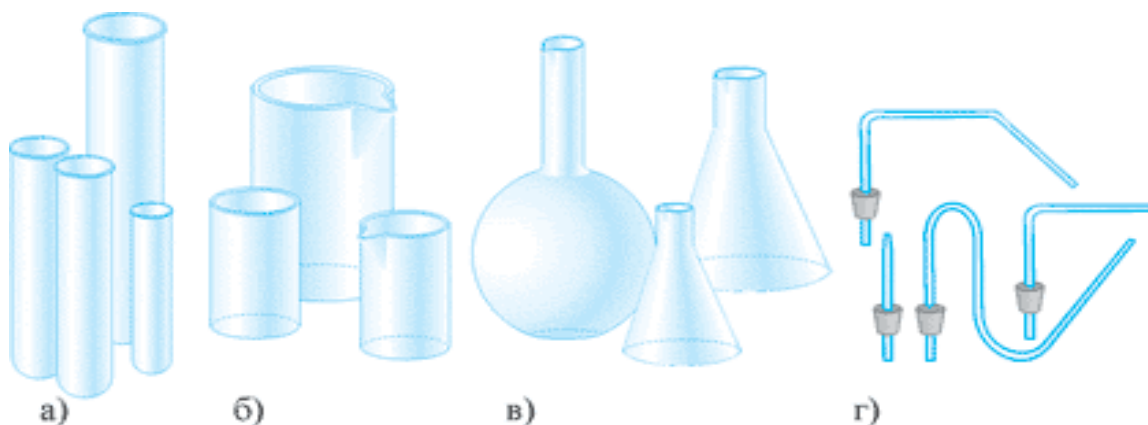


Рисунок 1 – Посуд загального призначення: а) пробірки; б) хімічні склянки; в) колби; г) газовідвідні трубки

Пробірками користуються виконуючи досліди з невеликими кількостями розчинів або твердих речовин, для демонстраційних дослідів. Скористаємося посудом для виконання дослідів.

Дослід 1.

Наллємо у дві маленькі пробірки по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. В одну добавимо 1-2 краплі лакмусу, а другу – стільки ж метилового оранжевого. Спостерігаємо зміну кольору індикаторів. Лакмус набуває червоного, а метиловий оранжевий – рожевого кольору.

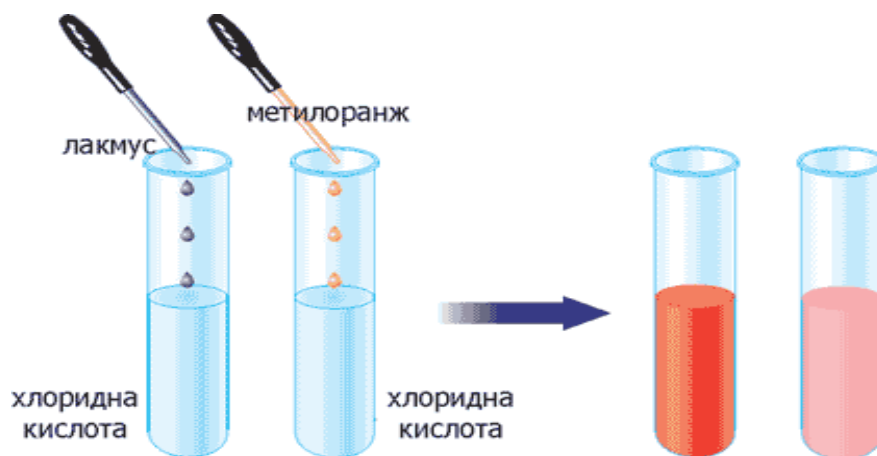


Рисунок 2 – Зміна кольору індикаторів у розчині хлоридної кислоти

Дослід 2.

Наллємо у три маленькі пробірки по 1-2 мл розчину натрій гідроксиду. В одну добавимо 1-2 краплі лакмусу, колір стає синім (рис. 2,а). У другу – стільки ж метилового оранжевого – колір стає жовтим (рис. 2,б). У третю – фенолфталеїну, колір стає малиновим (рис. 2,в). Отже, за допомогою індикаторів можна визначити середовище розчинів.

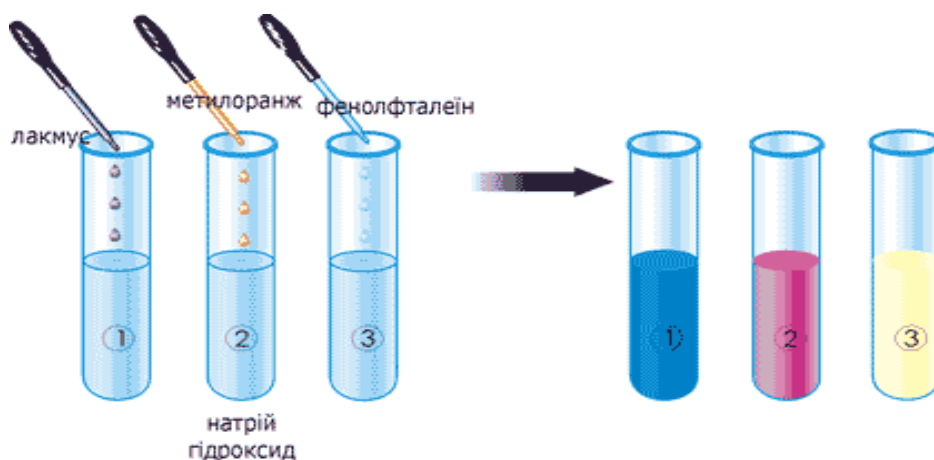


Рисунок 3 – Зміна кольору індикаторів у розчині лугу

Дослід 3.

У велику пробірку вмістимо трохи соди натрій гідроген карбонату і долємо 1-2 мл розчину оцтової кислоти. Одразу ж спостерігаємо своєрідне «закипання» суміші цих речовин. Таке враження створюється завдяки бурхливому виділенню бульбашок вуглекислого газу. Якщо запалений сірник внести у верхню частинку пробірки під час виділення газу, він гасне не догорівши.

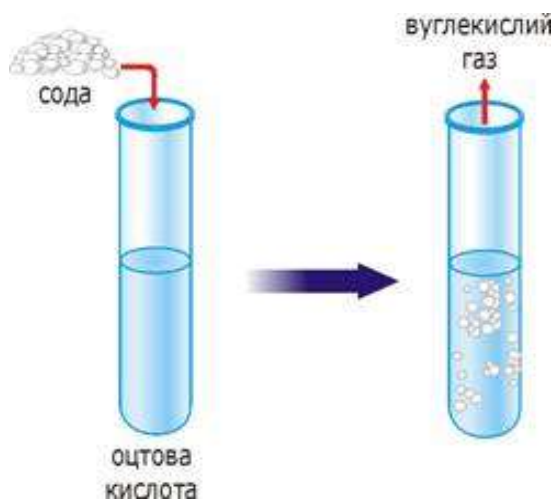


Рисунок 4 – Взаємодія соди з оцтом

У колбах розчиняють речовини, здійснюють фільтрування, титрування розчинів. Хімічні склянки застосовують для проведення реакцій осадження, розчинення твердих речовин під час нагрівання. До групи *спеціального призначення* відноситься посуд, який застосовують з певною метою. У товстостінному посуді виконують досліди, які не потребують нагрівання. Найчастіше у ньому зберігають реактиви. З товстого скла також виготовляють крапельниці, лійки, газометри, апарат Кіппа, скляні палички.

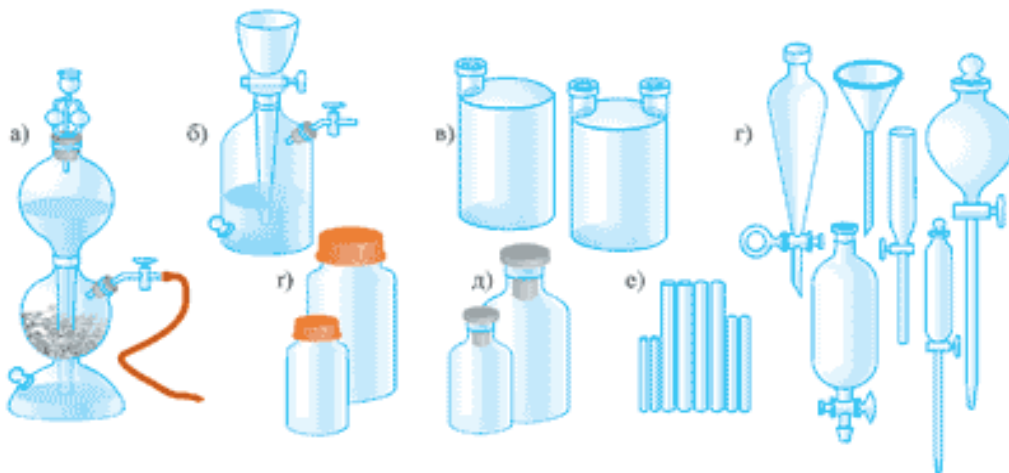


Рисунок 5 – Товстостінний посуд: а) апарат Кіппа; б) прилад для збирання газів; в) склянки; г) крапельні лійки; г) склянки для зберігання твердих речовин; д) склянки з притертими пробками; е) скляні палички й трубочки

Дослід 4.

Одну скляну паличку вмочимо в концентрований розчин хлоридної кислоти, а другу – в розчин нашатирного спирту. Наблизимо палички одна до одної, спостерігаємо утворення «димів без вогню».

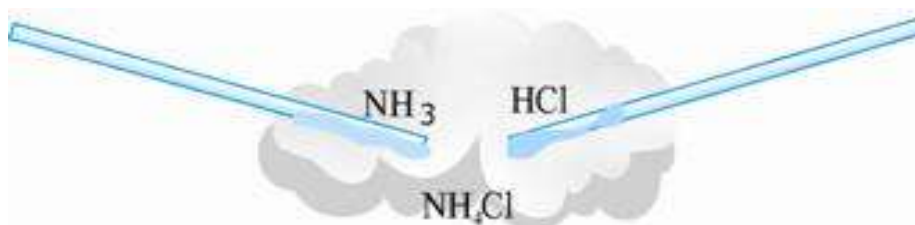


Рисунок 6 – Взаємодія хлоридної кислоти з амоніаком

До *мірного посуду* належать піпетки, бюретки, колби, циліндри, мензурки, склянки (рис. 7). Мірним посудом точно визначають об'єм рідин, виготовляють розчини різних концентрацій.

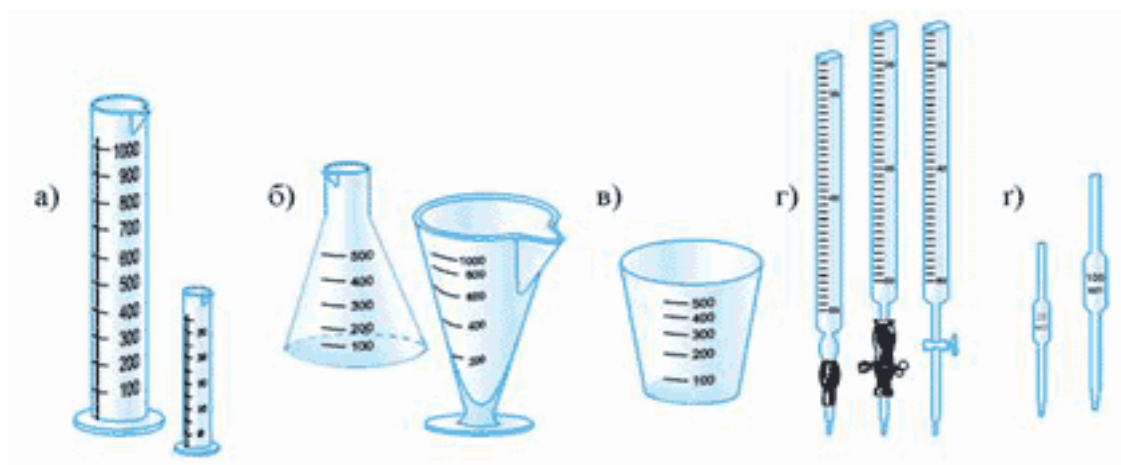


Рисунок 7 – Мірний скляний посуд: а) мірні циліндри; б) колби; в) склянка; г) бюретки; е) крапельниці

Окрім скляного посуду в лабораторії використовують фарфоровий посуд: чашки, тиглі, ступки (рис. 8). Фарфорові чашки застосовують для випаровування розчинів, а фарфорові тиглі – для прожарювання речовин у муфельних печах. У ступках подрібнюють тверді речовини.



Рисунок 8 – Фарфоровий посуд: а) тигель; б) чашка для випаровування; в) ступка з товкачиком

Лабораторне обладнання.

Для нагрівання речовин у хімічних лабораторіях використовують спиртівки, електричні плитки із закритою спіраллю, водяні бані, а при

наявності газу – газові пальники. Можна користуватися і сухим паливом, спалюючи його на спеціальних підставках.

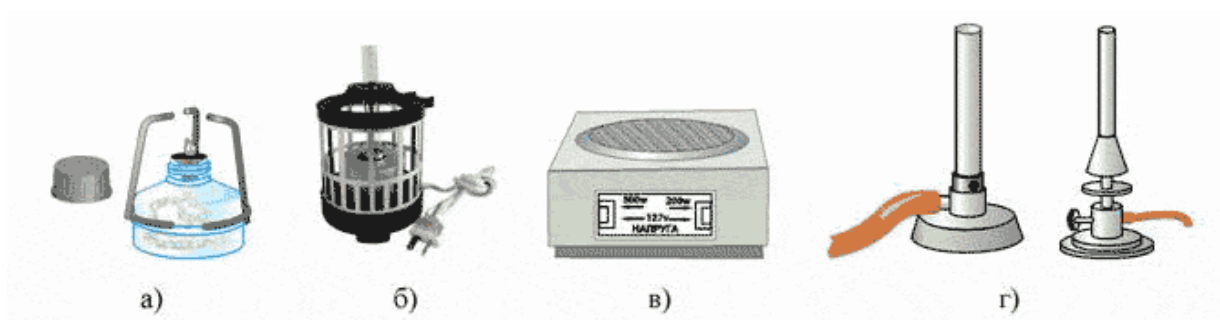


Рисунок 9 – Нагрівальні прилади: а) спиртівка; б) електрична баня зі штативом для пробірок; в) електрична плита; г) газові пальники

Велике значення під час виконання хімічних експериментів має *допоміжне приладдя*: металевий штатив, штатив для пробірок, тигельні щипці, азбестова сітка. Для зважування речовин використовують терези.

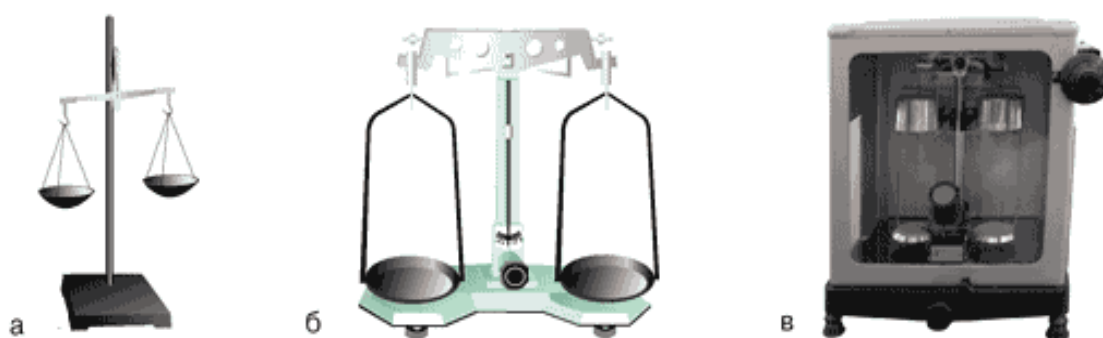


Рисунок 10 – Лабораторні терези: а) аптечні; б) технохімічні; в) аналітичні

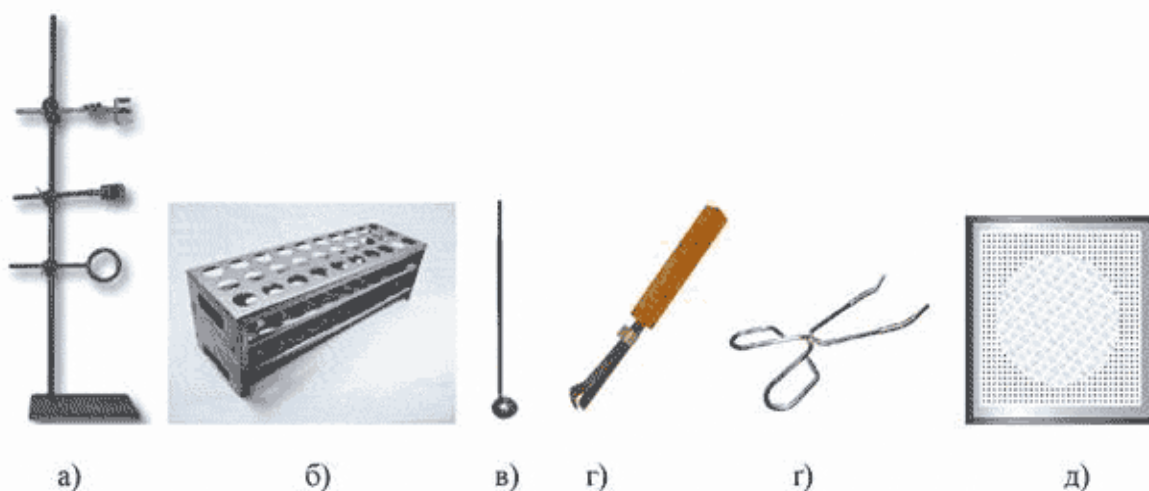


Рисунок 11 – Лабораторне обладнання: а) штатив металевий; б) штатив для пробірок; в) металева ложечка для спалювання речовин; г) тримач для пробірок; г) тигельні щипці; д) азбестова сітка

1.2 Хімічні реактиви та їх збереження

Реактиви – це індивідуальні речовини. Їхні розчини або суміші чітко регламентованого складу, призначені для лабораторних робіт, наукових досліджень і хімічного аналізу.

Хімічні реактиви можуть використовуватися у твердому, рідкому і газоподібному станах (у вигляді пари). Їх розділяють за ступенем чистоти на кілька класів, характеристики яких наведено в табл. 1.

Таблиця 1 – Розподіл реактивів за ступенем чистоти

Кваліфікація реактиву	Символ	Вміст основних речовин, мас. %:	Вміст окремих домішок мас. %
Чистий	ч	98	0,01...0,5
Чистий для аналізу	чда	Не менше 99	До 0,1
Хімічно чистий	хч	Понад 99	До 0,1
Особливо чистий	осч	Близько 100	10-5 ...-10

Тверді реактиви зберігають у скляних і поліетиленових банках, а рідкі – у склянках. Залежно від властивостей речовин банки і склянки закривають скляними, поліетиленовими, гумовими й корковими пробками.

Гігроскопічні речовини зберігають у буюках, екзикаторах, запаяних ампулах, склянках з хлоркальцієвими трубками і банках з притертими пробками. Пробки банок можна заливати парафіном. Реактиви, що змінюються під дією світла, зберігають лише у склянках з темного скла.

Газу у великих кількостях зберігають у балонах, у невеликих – у газових бюретках і газометрах.

1.3. Проведення елементарних операцій. Терези і зважування

Зазвичай у хімічних лабораторіях застосовують технохімічні, аптечні (торсійні) і аналітичні терези.

Технохімічні та аптечні терези дають можливість визначити масу з точністю до 0,01 г, а аналітичні – до 0,0001 г. До терезів додається комплект гир у спеціальному футлярі. Гирі з футляра беруть пінцетом.

Під час зважування предмета його кладуть на ліву шальку терезів, а гирю – на праву.

Технохімічні терези мають пристосування, яке називається аретиром, що підтримує шальки терезів у неробочому стані. Щоб привести терези в робоче положення, потрібно опустити аретир. Знімати та класти предмети й гирі необхідно тільки при опущеному аретирі (неробочий стан). Зважування можна вважати закінченим, якщо відхилення стрілки терезів уліво і вправо від середньої риски стане однаковим. Після зважування необхідно відразу ж поставити гирі у футляр.

При зважуванні необхідно дотримуватися таких правил:

- 1) Не ставити на шальки терезів гарячі або мокрі предмети. Під час роботи з рідинами не допускати потрапляння рідини на терези і гирі.
- 2) Не класти речовину, яка зважується, прямо на шальку терезів, а тільки у спеціальний посуд (годинникове скло або бюкс) або на фільтрувальний папір.
- 3) Брати гирі тільки пінцетом. Не користуватися гирями з іншого футляра.
- 4) Після зважування привести терези в неробочий стан і нічого не залишати на шальках терезів.

1.4 Вимірювання об'єму рідких реактивів

Об'єм рідких реактивів вимірюють за допомогою мірного посуду.

Циліндри, мензурки й мірні колби використовують тоді, коли необхідно порівняно грубо виміряти об'єм рідини.

Бюретки дозволяють точно вимірювати об'єм рідини, що витікає, або газу, який виділяється. Точність вимірювання об'єму становить 0,1 %.

Мірні колби застосовують для приготування розчинів потрібних концентрацій або розбавлення розчинів у певну кількість разів. Точність вимірювання об'єму становить 0,12-0,20 %.

Для відбору точних об'ємів рідин користуються градуйованими і неградуйованими піпетками (піпетками Мора). Градуйовану піпетку можна використовувати для відмірювання всього об'єму або його частини.

1.5 Нагрівання

У лабораторії часто доводиться використовувати нагрівання під час проведення хімічних реакцій, прожарювання, зневоднювання, розплавлення твердих речовин, упарювання і кип'ятіння розчинів.

Для нагрівання використовують електричні плити, сушильні шафи, електропечі (муфелі), спиртівки, бані.

Залежно від властивостей речовин і мети нагрівання застосовують різноманітні засоби:

1) При короточасному нагріванні речовин у пробірках, порцелянових і металевих тиглях користуються безпосередньо відкритим полум'ям. Нагрівання здійснюють у верхній зоні полум'я, закріплюючи пробірку в спеціальному тримачі. Рідини у скляному термостійкому або порцеляновому посуді нагрівають на спиртівках через азбестову сітку.

2) Якщо потрібне тривале нагрівання за високої температури (прожарювання, плавлення тощо), використовують електроплитки (температура до 300 °С), електропечі (температура 300–1000 °С). Речовини для прожарювання поміщають у порцелянові, металеві або алундові тиглі чи човники.

3) Якщо нагрівання розчинів (упарювання) має здійснюватися рівномірно в певному вузькому інтервалі температур, застосовують бані (водяні, піщані, гліцеринові, масляні або силіконові), які заповнюються рідиною (піском) на 2/3

їхнього об'єму. Нагрівання може здійснюватися парою киплячої води. Якщо замість води використовують гліцерин, масло тощо, нагрівання проводять безпосередньо рідиною. Піщану баню застосовують для тривалого нагрівання. За допомогою бань можна підтримувати температуру до 300 °С.

4) Висушування і нагрівання для видалення гігроскопічної вологи за температури до 110 °С здійснюють у сушильній шафі. Гігроскопічні речовини й речовини, які розкладаються при нагріванні, сушать в ексикаторах за допомогою спеціальних осушувачів, що дуже добре поглинають і відбирають воду.

Висушування вважається закінченим, якщо кристали речовини, взяті на скляну паличку, швидко зсипаються з неї при легкому постукуванні.

1.6. Відокремлення твердих компонентів

Для відокремлення твердих компонентів від рідких застосовують фільтрування й декантацію. Фільтрування - це процес відокремлення рідини від твердої речовини через фільтрувальний матеріал з одночасним затримуванням осаду на його поверхні.

Коли метою фільтрування є одержання твердого осаду, використовують гладкий фільтр. Якщо потрібно одержати чисту рідину, то застосовують складчастий фільтр. Для відокремлення дрібнокристалічного осаду і для прискорення фільтрування користуються фільтруванням під вакуумом або фільтруванням з відсмоктуванням. Для відокремлення важкого осаду використовують декантацію – зливання рідини з осаду.

Якщо потрібно відфільтрувати гарячий розчин, застосовують спеціальну лінійку з електричним підігрівом. Це металева лійка, між подвійними стінками якої вмонтовано нагрівальний елемент. У цю лійку вставляють звичайну склянку і підігрівають. Досить поширеним процесом у хімічній лабораторії є фільтрування з підігріванням водяною парою. Лійка для фільтрування з підігріванням водяною парою являє собою скляну лійку з подвійними стінками, між якими для нагрівання під час фільтрування пропускають потік водяної пари.

Матеріалами, що фільтрують, можуть бути папір, вата, скловата, тканина. Паперові фільтри бувають звичайні і беззольні. Беззольним вважається фільтр, маса золи якого не перевищує 0,0001 г. Для фільтрування агресивних рідин застосовують лійки і фільтри Шотта (лійки з упаяною пористою скляною перегородкою). Характеристики паперових фільтрів наведено в табл. 2.

Таблиця 2 – Типи паперових фільтрів і їх характеристики

Колір стрічки	Діаметр пор, нм	Характеристика паперу і тип осаду
Червона або чорна	10	Широкопористий, який швидко фільтрує, для грубих осадів

Біла	Близько 3	Середньої пористості, крупно дисперсних
Синя	1–2,5	Дрібнопористий, тонкодисперсних осадів
Зелена	Менше 1	Високощільний, для дуже тонкодисперсних осадів
Жовта	3	Знежирений папір

Правила фільтрування:

1) Правильно підібраний за розміром фільтр не досягає 2–4 мм країв лійки і щільно прилягає до її стінок.

2) Фільтр змочують незначною кількістю дистильованої води.

3) Осаду дають осісти на дно посудини й обережно, не здіймаючи каламуть, зливають рідину по скляній паличці на фільтр, і лише останню порцію рідини перемішують з осадом.

4) Лійку заповнюють рідиною так, щоб її рівень був на 2 - 3 мм нижче країв фільтра.

5) Коли вся рідина стече, осад промивають промивною рідиною.

6) Фільтрування під вакуумом проводять за допомогою установки, що містить колбу Бунзена, лійку Бюхнера, склянку-уловлювач і водострумний насос. Фільтр має цілком закривати дірчасте дно лійки Бюхнера, його краї не повинні підніматися вертикально. Потім включають насос, і коли повітря почне просмоктуватися через дно лійки, зливають рідину. Фільтрування вважається закінченим, якщо з кінця лійки не звисає крапля.

! Суміш на фільтрі в жодному разі не перемішують.

На фільтрі осад рівномірно розподіляють і ущільнюють плоскою скляною паличкою. Після закінчення операції в колбу пускають повітря, і лише потім вимикають насос. Знімати осад з лійки Бюхнера потрібно так: лійку від'єднують від колби, перевертають догори дном, вибивають (видувають) речовину легкими ударами на аркуш фільтрувального паперу.

1.7 Подрібнення

Для подрібнення твердих речовин найчастіше застосовують різноманітні ступки: порцелянові, металеві, агатові. Металеві ступки використовують для грубого подрібнення, порцелянові — для більш тонкого, а агатові — для матеріалів з високою твердістю.

Дуже великі шматки спочатку подрібнюють молотком. Шматки речовин розміром з волосський горіх можна подрібнити у ступці. Речовину поміщають у ступку на 1/4 висоти. Розтирають обережно, щоб речовина не викидалася зі ступки. Розмір ступки необхідно вибрати відповідно до кількості речовини.

! Ступки не можна використовувати для нагрівання.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

2.1 На теоретичному етапі необхідно сформулювати мету роботи;

продумати, які поняття, закони, правила, гіпотези необхідно використати для досягнення поставленої мети. У навчальній літературі, конспекті лекцій знайти відповіді на питання; на підставі проведеного теоретичного аналізу спланувати хід виконання експерименту. Для цього визначити: які реакції слід провести: які фізичні величини при цьому потрібно виміряти; які реактиви, посуд, устаткування, яку установку (прилад) необхідно використати; послідовність виконання всіх необхідних дій: у якій формі робити запис спостережень, вимірювань. Теоретичний етап треба оформити письмово.

2.2 На експериментальному цьому етапі необхідно:

- відібрати необхідні для виконання роботи реактиви, устаткування і посуд;
- зібрати прилад або установку;
- провести дослід, уважно спостерігаючи за всіма явищами, які відбуваються, виміряти необхідні фізичні величини;
- зробити запис у протоколі лабораторної роботи відповідно до встановленої форми.

Схема найпростішого калориметра зображена на рис. 1.

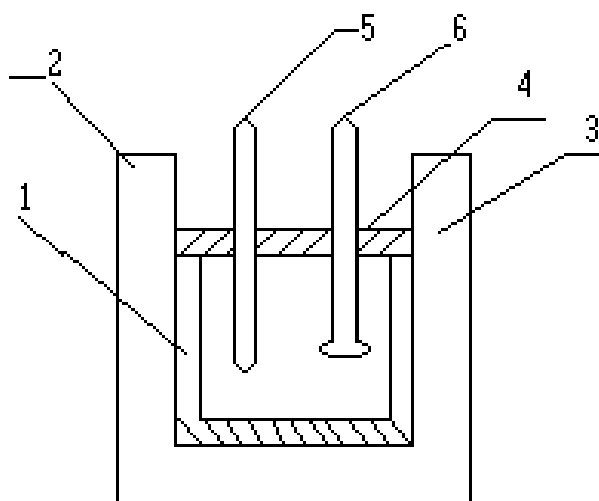


Рисунок 1 – Схема найпростішого калориметра: 1 – посуд Д'юара; 2 – кожух; 3 – термоізоляційний матеріал; 4 – кришка калориметра; 5 – термометр; 6 – мішалка

Калориметричний метод базується на рівнянні теплового балансу:

$$Q = \sum_i (m_i c_i) \Delta t = K \Delta t, \quad (1)$$

де Q – тепловий ефект досліджуваного процесу; m_i, c_i – відповідно маси та питомі теплоємності окремих частин калориметричної системи (сосуда Д'юара, термометра, мішалки, рідини); Δt – зміна температури за умов відсутності

теплообміну ззовні; K – узагальнена теплоємність калориметричної системи, тобто кількість тепла, що потрібна для нагрівання усіх частин калориметричної системи на $1\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Якби реальний калориметр не мав теплообміну з навколишнім середовищем (адіабатний процес), значення Δt можна визначити як різницю $\Delta t = t_2 - t_1$ (t_2 і t_1 – відповідно початкова і кінцева температури). Оскільки досліджуваний процес відбувається не миттєво, а протягом певного часу, калориметр певною мірою обмінюється теплом з оточуючим середовищем, і це треба обов'язково враховувати при визначенні дійсного значення Δt процесу. Саме тому використовують графічний метод визначення Δt , для чого весь дослід поділяють на *три етапи*.

1) *Попередній етап* (щонайменше 10 хвилин).

Хімічна реакція не відбувається. Установлюється рівномірний дрейф температури. Показання термометра реєструють кожні 0,5 хвилини, що дозволяє зробити висновки про характер теплообміну калориметричної системи з оточуючим середовищем.

2) *Головний етап* – відповідає часу перебігу хімічної реакції (протягом однієї хвилини).

3) *Кінцевий етап* (щонайменше 10 хвилин).

Хімічна реакція на початку цього етапу вже скінчилася і відбувається охолодження системи за рахунок теплообміну з оточуючим середовищем. Показання термометру, як і на першому етапі, реєструють кожні 0,5 хвилини.

На підставі здобутих результатів будують графік зміни температури за перебігом часу (рис. 2).

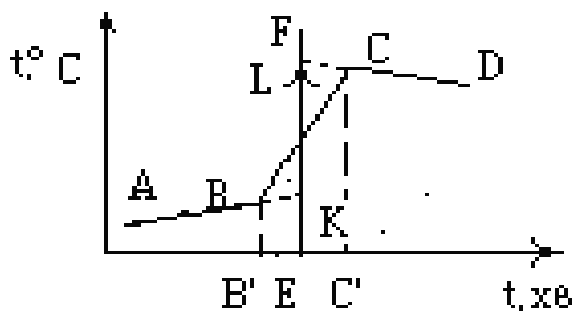


Рисунок 2 – Графічний метод визначення Δt

Для екзотермічних процесів графік має вигляд ламаної ABCD (рис. 2):

AB відповідає попередньому,

BC – головному,

CD – кінцевому етапам дослідів.

Нахил прямих AB і CD залежить від характеру теплообміну калориметра з

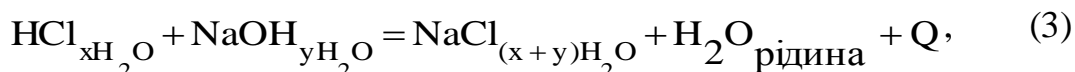
оточуючим середовищем. Від точок В і С, що відповідають початковому та кінцевому моментам головного етапу, опускають перпендикуляри на вісь абсцис. Відрізок В'С' відповідає часу перебігу хімічної реакції. Від середини відрізка В'С' (точка Е) піднімають перпендикуляр ЕF. Прямі АВ і СД екстраполюють до перетину з перпендикуляром ЕF, відрізок KL відповідає дійсній зміні температури досліджуваного процесу з урахуванням поправки на зовнішній теплообмін.

Теплоту нейтралізації розуміють як тепловий ефект реакції утворення одного молю води у вигляді рідини з іонів гідрогену та гідроксильної групи:



Теплота нейтралізації сильних кислот і основ майже однакова і становить 55,9 кДж/моль при 298 К, де за один моль приймається молярна маса еквіваленту кислоти або основи.

Реакцію нейтралізації розчину соляної кислоти розчином гідроксиду натрію можна записати як



де x та y – число молів води на 1 моль реагенту.

Теплові ефекти реакцій (2) і (3) відрізняються один від одного теплотою розведення реагентів:

$$Q = Q_1 + \Sigma Q_{\text{розв}}$$

де Q – тепловий ефект, здобутий експериментально; Q_1 – дійсне значення теплоти нейтралізації; $\Sigma Q_{\text{розв}}$ – сума теплоти розведення реагентів NaOH і HCl.

Якщо дослід здійснювати за умов, коли об'єм розчину основи суттєво перевищує об'єм розчину кислоти (розчин NaOH більш розведений), то теплотою розведення основи можна знехтувати. Але теплоту розведення кислоти розчином основи ($Q_{\text{розв.к.}} = 57,3$ Дж/г) треба врахувати. Питома теплота нейтралізації визначається як

$$Q_1 = \frac{Q - Q_{\text{розв.к.}}}{m_k} (\text{Дж/г}), \quad (4)$$

де Q_1 – тепловий ефект, розрахований на підставі експерименту; $Q_{\text{розв.к.}}$ – теплота розведення кислоти розчином основи (за довідковими даними); m_k – маса кислоти.

При вимірах, що не потребують високої точності, теплоту розведення можна не враховувати. Це призводить до похибки в кінцевому результаті до 6 %.

$$Q_1 = \frac{Q}{m} (\text{Дж/г}). \quad (5)$$

Якщо під час досліду тиск у калориметричній системі залишається сталим (у калориметрах відкритого типу він дорівнює атмосферному), то досліджуваний тепловий ефект $Q_p = -\Delta H$. Знак «мінус» вказує на те, що процес нейтралізації екзотермічний.

$$\Delta H = \frac{Q}{n} (\text{Дж} / \text{моль}), \quad (6)$$

де ΔH – зміна ентальпії реакції нейтралізації; Q – кількість тепла, що утворюється під час перебігу реакції; n – число еквівалентів основи:

$$n = C_{\text{осн}} \cdot V_{\text{осн}}, \quad (7)$$

де $C_{\text{осн}}$ – молярна концентрація еквіваленту основи; $V_{\text{осн}}$ – об'єм розчину основи.

Дослідження виконують з використанням двох термометрів, які попередньо обов'язково повіряють один до одного.

Для цього у велику склянку наливають воду. Занурюють в неї обидва термометри, підвішують їх на штативі. Один з термометрів позначають літерою «К» (кислотний), другий – «О» (основний). Термометри не повинні торкатися один одного, стінок і дна склянки. Через 2 хв. (час, потрібний для усталення термічної рівноваги) реєструють і занотовують покази обох термометрів. Потім у склянку додають теплої води стільки, щоб температура підвищилась на 0,5–1 °С і знову, очікуючи 2 хв., реєструють дані обох термометрів. Операцію повторюють 5–6 разів. Здобуті дані зводять до табл. 1:

Таблиця 1

t_K	25,0	26,5	26,3	27,1	27,5	28,4
t_O	25,5	27,0	25,8	26,4	27,8	28,5

Будують калібрувальний графік у координатах $t_K - t_O$, що необхідно для перерахунку показань одного термометра в інший.

Для визначення ентальпії нейтралізації (ΔH) беруть розчин хлоридної кислоти та гідроксиду натрію з молярною концентрацією еквіваленту відповідно $C_K = 1$ моль/дм³; $C_{\text{осн}} = 0,2$ моль/дм³.

Сосуд Д'юара заповнюють розчином основи об'ємом

$$V_{\text{осн}} = \frac{5}{6} V_D, \quad (8)$$

де V_D – об'єм сосуда Д'юара (10 дм³).

Окрему склянку заповнюють розчином кислоти об'ємом

$$V_K = \frac{1}{6} V_D. \quad (9)$$

У розчини занурюють відповідні термометри і починають реєструвати зміни температур кожні 0,5 хв. (секундоміром) протягом 10 хв (попередній етап). Потім, не вимикаючи секундоміра, розчин кислоти додають до розчину основи в посуд Д'юара і отриману рідину інтенсивно перемішують (головний етап). За хвилину після об'єднання розчинів поновлюють реєстрацію температури суміші в посуді Д'юара кожні 0,5 хв. протягом 10 хв. (кінцевий етап).

Секундомір залишається увімкненим протягом усіх етапів!

Результати зводять до табл. 2:

№ заміру	Час (хв.)	Показання термометра «К»	Показання термометра «О»
1	0,5	25,5	24,3
2	1,0	26,4	24,7
3	1,5	26,3	25,2
4	2,0	26,4	25,8
5	2,5	27,3	26,1
6	3,0	34,5	34,5
7	3,5	38,3	38,3
8	4,0	42,1	42,1
9	4,5	46,2	46,2
10	5,0	52,3	52,3
11	5,5	56,3	56,3
12	6,0	58,2	58,2
13	6,5	56,1	56,1
14	7,0	54,5	54,5
15	7,5	53,1	53,1
16	8,0	52,1	52,1
17	8,5	49,5	49,5
18	9,0	48,9	48,9
19	9,5	48,1	48,1
20	10,0	47,8	47,8

Показання термометра «К» перераховують в показання термометра «О».

На підставі отриманих результатів будують графік у координатах температура (t) – час (τ) і визначають різницю температур Δt (рис. 2). Якщо показання двох термометрів не співпадають, на графіку в частині, що відповідає попередньому етапу, з'являються дві прямі (рис. 3).

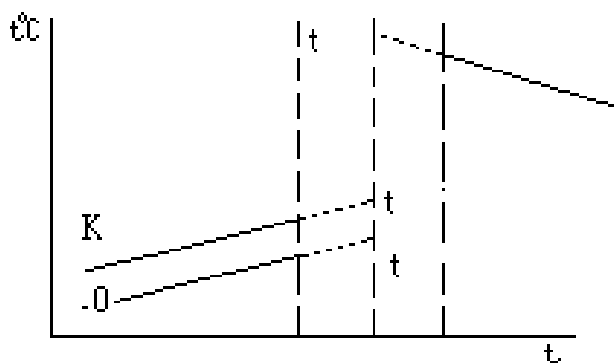


Рисунок 3 – Експериментальні графіки: t_o – дані основного термометра;

t_k – дані кислотного термометра, перераховані в дані основного

Різницю температур за графіком 3, визначають раніше розглянутим методом.

$$\Delta t_o = t_{\text{сум}} - t_o ;$$

$$\Delta t_k = t_{\text{сум}} - t_k ,$$

де t_o , t_k , $t_{\text{сум}}$ – температури основи, кислоти та суміші в момент нейтралізації.

Кількість тепла, що утвориться при реакції нейтралізації, обчислюють за рівнянням (1):

$$Q = \sum_i (m_i c_i) \Delta t = m_D c_{\text{СК}} \Delta t_o + m_M c_L \Delta t_o + V_{\text{рт}} c_{\text{рт}} \Delta t_o + m_O c_O \Delta t_o + m_K c_K \Delta t_k , \quad (10)$$

де m_D – маса сосуда Д'юара, (г); m_M – маса латунної мішалки, (г); m_K – маса розчину кислоти, (г); m_O – маса розчину основи, (г); c_O , c_K – відповідно питома теплоємність розчинів кислоти і основи ($\sim 4,18$ Дж/г); $c_{\text{СК}}$ – питома теплоємність скла (0,079 Дж/г); c_L – питома теплоємність латуні (0,39 Дж/г); $c_{\text{рт}}$ – середня об'ємна теплоємність ртуті та скла (1,92 Дж/г); $V_{\text{рт}}$ – об'єм кульки термометра (см^3).

Об'єм кульки термометра знаходять за різницею рівнів води у вузькому мірному циліндрі із зануреною кулькою і без неї (приймаємо 0,6 мл).

Відносну похибку експерименту обчислюють за формулою

$$\varepsilon = \frac{|\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{екс}}|}{\Delta H_{\text{теор}}} , \quad (11)$$

де $\Delta H_{\text{теор}}$ і $\Delta H_{\text{екс}}$ – відповідно теоретичне (за довідковими даними) і знайдене експериментально значення ентальпії нейтралізації.

Контрольні запитання

1. Що називають тепловим ефектом хімічної реакції? Який зв'язок існує між ізобарним та ізохорним тепловим ефектами?
2. Надати визначення поняття «теплоємність». Її види.
3. Зробіть термодинамічне обґрунтування закону Гесса.
4. Доведіть, чи будуть відрізнятися теплові ефекти процесів нейтралізації сильної кислоти сильною основою і слабкої кислоти сильною основою.
5. Поясніть перевагу графічного методу визначення температури досліджуваного процесу.
6. Знайти в літературі і описати класифікацію посудів Д'юара. Зобразити в зошити їх конструкцію.

Тема № 6. Розчини. Їх типи. Розчинність. Основні поняття теорії розчинів. Теорія електролітичної дисоціації.

Лабораторне заняття № 2: Визначення електропровідності розчинів електролітів.

Навчальна мета заняття: Уміти готувати розчини з певною масовою часткою розчиненої речовини, використовуючи наступні операції: зважування, відмірювання певного об'єму рідини, розчинення; робити необхідні розрахунки електропровідності певного розчину за встановленими експериментальними даними, визначення константи посудини та електропровідності розчинів сильних і слабких електролітів, правила користування хімічним посудом і реактивами.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: лабораторія фізико-хімічних методів аналізу.

Обладнання: хімічні колби, реактиви, шпателі, посудина для вимірювання електропровідності, 0,02 М розчин KCl, розчини сильних і слабких електролітів, гальванометр.

Навчальні питання:

1. Поняття про розчини та процес розчинення.
2. Поняття про вираження складу розчинів.
3. Приготування розчинів заданої концентрації.
4. Методи вимірювання електропровідності електролітів.

Література: 1, 2, 4 (с. 68–85)

Короткі теоретичні відомості

Електрична провідність розчинів електролітів – це їх здатність проводити електричний струм.

Електропровідність – величина, зворотна опору, одиницею її вимірювання є Сіменс ($\text{См} = \text{Ом}^{-1}$).

Величина, зворотна питомому опору, називається питомою

електропровідністю.

Питома електропровідність розчину електроліту χ – це електропровідність розчину, який поміщений між двома паралельними електродами, площа яких дорівнює одиниці, і розташованими на відстані, що дорівнює одиниці. Питома електропровідність вимірюється в См/см або См/м.

Другою важливою характеристикою електричної провідності розчину є *еквівалентна (або молярна) електропровідність* λ , яка становить електропровідність розчину, що містить 1 еквівалент (або 1 моль) електроліту і поміщений між паралельними електродами, відстань між якими дорівнює одиниці.

Питома та еквівалентна електропровідність пов'язані між собою співвідношенням:

$$\lambda = \chi \cdot V,$$

де V – об'єм розчину, що вміщує 1 еквівалент (або 1 моль) електроліту, дм^3 .

Об'єм V називають розведенням розчину, це величина, зворотна концентрації. Якщо концентрація (c) виражена в моль/л, то:

$$\lambda = \chi \cdot \frac{1000}{c}, \text{ См} \cdot \text{см}^2/\text{моль}.$$

Еквівалентна електропровідність при розведенні розчину (тобто при зменшенні концентрації) збільшується і при $c \rightarrow 0$ наближається до деякого граничного максимального значення λ_∞ , яке називається *електропровідністю при нескінченному розведенні*. Для неї характерна адитивність, тобто еквівалентна електропровідність при безкінечному розведенні дорівнює сумі іонних електропровідностей (рухливостей іонів):

$$\lambda_\infty = \lambda_+ + \lambda_- ,$$

де λ_+ і λ_- – іонні електропровідності катіону і аніону, які є сталими для даних іонів величини при даній температурі.

Відношення еквівалентної електропровідності λ до її граничного значення λ_∞ називається *коефіцієнтом електропровідності* f_λ :

$$f_\lambda = \frac{\lambda}{\lambda_\infty}.$$

Оскільки електропровідність – величина, зворотна опору, для її визначення вимірюють електричний опір досліджуваного розчину за допомогою мосту перемінного струму, принципова схема якого наведена на рис. 1.

На схемі R_1 , R_2 , R_3 – магазини опорів, R_x – опір досліджуваного розчину, який необхідно виміряти, G – індикатор нуля (наприклад, осцилограф). Джерелом живлення служить генератор перемінного струму високої (звукової) частоти.

Якщо опори R_1 , R_2 та R_3 підібрані так, що індикатор показує “0”, то R_x

визначається із співвідношення:

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{R_3}{R_x}.$$

Щоб визначити питому електропровідність розчину, треба було б помістити його в посудину з електродами площею 1 см^2 (або 1 м^2) при відстані між ними в 1 см (або 1 м).

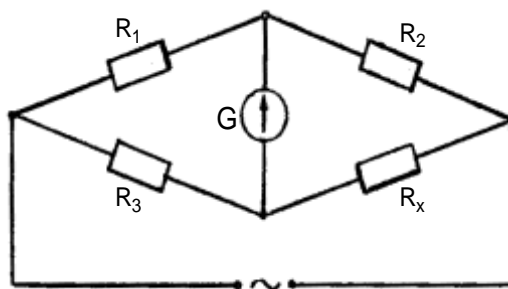


Рисунок 1 – Принципова схема мосту перемінного струму для вимірювання електропровідності

На практиці користуються посудинами з електродами будь-якого розміру, але спочатку визначають так звану константу посудини (C), яка дорівнює відношенню відстані між електродами (L) до площі електроду (S). Константу посудини можна визначити, вимірявши в ній опір розчину з відомою питомою електропровідністю χ . Як стандартний розчин застосовують $0,02 \text{ М}$ розчин KCl , питома електропровідність якого при різних температурах наведена у таблиці:

$T, ^\circ\text{C}$	18	19	20	21	22	23
$\chi \cdot 10^3, \text{ СМ/СМ}$	2,40	2,45	2,50	2,55	2,61	2,66

Вимірний опір цього розчину дорівнює

$$R_x = \frac{1}{\chi} \cdot \frac{L}{S},$$

звідки константа посудини становить

$$C = \frac{L}{S} = R_x \cdot \chi.$$

План проведення заняття

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Отримання завдання на проведення лабораторної роботи. Проведення первинного інструктажу з охорони праці.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання лабораторної роботи.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

2.1 На теоретичному етапі необхідно сформулювати мету роботи; продумати, які поняття, закони, правила, гіпотези необхідно використати для досягнення поставленої мети. У навчальній літературі, конспекті лекцій знайти відповіді на питання; на підставі проведеного теоретичного аналізу спланувати хід виконання експерименту. Для цього визначити: які реакції слід провести: які фізичні величини при цьому потрібно виміряти; які реактиви, посуд, устаткування, яку установку (прилад) необхідно використати; послідовність виконання всіх необхідних дій: у якій формі робити запис спостережень, вимірювань. Теоретичний етап треба оформити письмово.

2.2 На експериментальному цьому етапі необхідно:

- відібрати необхідні для виконання роботи реактиви, устаткування і посуд;
- зібрати прилад або установку;
- провести дослід, уважно спостерігаючи за всіма явищами, які відбуваються, виміряти необхідні фізичні величини;
- зробити запис у протоколі лабораторної роботи відповідно до встановленої форми.

Для визначення константи посудини наливають в посудину для вимірювання електропровідності 0,02 М розчин KCl так, щоб рівень його був на 2–3 см вищий за електроди. Посудину вміщують у термостат і витримують протягом 5–10 хв. Потім за допомогою мосту перемінного струму вимірюють опір розчину.

Для визначення електропровідності розчинів сильних і слабких електролітів (за вказівкою викладача) досліджуваний розчин наливають у посудину для вимірювання електропровідності і вимірюють його опір. Перед кожним новим виміром посудину і електроди промивають спочатку дистильованою водою, а потім досліджуваним розчином. Температура посудини і досліджуваних розчинів повинна бути однаковою.

Обробка експериментальних даних

1. Константу посудини розраховують за формулою:

$$C = R_x \cdot \chi,$$

де R_x – виміряний опір 0,02 М розчину KCl; χ – табличне значення питомої електропровідності 0,02 М розчину KCl при даній температурі.

2. Питому електропровідність досліджуваних розчинів електролітів (См/см) розраховують за формулою:

$$\chi = \frac{C}{R_x},$$

де C – константа посудини; R_x – виміряний опір досліджуваного розчину.

2. Еквівалентну електропровідність досліджуваних розчинів електролітів ($\text{См} \cdot \text{см}^2/\text{моль}$), розраховують за формулою:

$$\lambda = \chi \cdot \frac{1000}{c},$$

де c – концентрація розчину, моль/л.

3. Електропровідність при нескінченному розведенні λ_{∞} для досліджуваних розчинів електролітів розраховують за формулою:

$$\lambda_{\infty} = \lambda_{+} + \lambda_{-},$$

де λ_{+} і λ_{-} – табличні значення іонних електропровідностей катіону і аніону.

4. Коефіцієнти електропровідності розраховують за формулою:

$$f_{\lambda} = \frac{\lambda}{\lambda_{\infty}}$$

і роблять висновок щодо порівняльної сили досліджених електролітів.

Контрольні питання

1. Що таке електрична провідність.
2. Питома електропровідність розчинів електролітів.
3. Еквівалентна (молярна) електропровідність.
4. Зобразити графік залежності молярної електричної провідності від концентрації для розчинів сильних і слабких електролітів. Пояснити хід кривих.
5. Електропровідність при безкінченному розведенні, коефіцієнт електропровідності.
6. Визначення електропровідності розчинів.
7. Як експериментально визначають електропровідність розчинів.

Тема № 8 Розчини електролітів. Окисно-відновні процеси.

Лабораторне заняття № 3: Вивчення властивостей розчинів електролітів і особливості перебігу окисно-відновних процесів.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись з фізико-хімічними властивостями розчинів електролітів і типами окисно-відновних реакцій.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: лабораторія фізико-хімічних методів аналізу.

Обладнання: хімічні пробірки, терези, шпателі, рН-метр рН-340.

Навчальні питання:

1. Поняття про електроліти и неелектроліти.
2. Поняття про окисно-відновні процеси, окисники і відновники.

Література: 1 (с. 7–22), 3 (с. 113–151), 6 (с. 431–455)

Короткі теоретичні відомості

Згідно теорії електролітичної дисоціації *кислоти* – це електроліти, що дисоціюють в розчинах з утворенням іонів водню. Для кислот характерні взаємодія з основами з утворенням солей; взаємодія з деякими металами з виділенням водню; зміна кольору індикаторів (лакмус – червоний колір); кислий смак.

Усі властивості кислот, характерні для водних розчинів, визначаються присутністю гідратованих іонів водню. Чим краще кислота дисоціює, тобто чим більше її константа дисоціації, тим вона сильніше.

Основи – це електроліти, що дисоціюють в розчинах з відщеплюванням гідроксид-іонів. Як і для кислот, чим більше константа дисоціації, тим основа є сильнішою. Для основ характерні: взаємодія з кислотами з утворенням солей; здатність змінювати колір індикаторів (лакмус – синій колір); своєрідний мильний смак.

Солі – електроліти, які при розчиненні у воді дисоціюють, з відщепленням (+) іонів, що відмінні від іонів гідрогену і (-) іонів, що відмінні від гідроксил-іонів. Іонів, які були б загальними для водних розчинів всіх солей, тому солі не володіють загальними властивостями. теорія електролітичної дисоціації пояснює загальні властивості кислот присутністю в їх розчинах іонів гідрогену, а загальні властивості основ – гідроксил-іонів. Відповідно до протонної теорії **кислота** є донором протона, тобто частинки, яка здатна віддавати іон гідрогену, а **основа** – акцептор протона, тобто частинка, здатна приєднувати протон. Співвідношення між кислотою і основою визначається схемою:



У обмінних реакціях, що перебігають у розчинах електролітів, разом з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами, беруть участь також, іони, що знаходяться в розчині. Тому більшість процесів як найповніше виражається записом їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. У таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні сполуки і гази записуються в молекулярній формі, а аніони, що знаходяться в розчині, електроліти – у вигляді відповідних іонів.

Ступенем окислення, або окисним числом називається заряд атома або іона елементу в сполученні, визначений як число електронів, зміщених від одного атома до інших (при (+) окисленні) або до одного атома від інших (при (-) окисленні). Інше визначення ступеня окиснення – це заряд, якого набуває атом, якби він вступив у хімічну взаємодію з іншим атомом.

Ступінь окислення елементу в сполуці визначається виходячи з таких положень:

- ступінь окислення елементів в простих речовинах дорівнює нулю;
- у нейтральних молекулах сума ступенів окислення атомів дорівнює нулю.

Окисно-відновними називаються такі реакції, в результаті яких змінюється ступінь окиснення одного або декількох елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Окиснення – процес віддачі атомом, молекулою або іоном, електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окислення.

Атоми, молекули або іони, що віддають електрони – це *відновники*.

Відновлення – процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном, що супроводжується підвищенням ступеня окислення, а частинки – *окисниками*.

Окисно-відновні реакції поділяються на міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні і реакції самоокислення-самовідновлення (диспропорціювання).

Міжмолекулярні реакції властиві елементам різних сполук, які можуть мати як вищий, так і нижчий ступінь окиснення, якщо даний елемент проявляє проміжний ступінь окислення і здатністю вступати в реакції як з окисниками, так і з відновниками.

Внутрішньо молекулярні реакції – це реакції, коли в одній сполуці відбувається зміна ступеня окиснення біля різних атомів цієї сполуки.

Реакції *диспропорціювання* – реакції, коли відбувається зміна ступеня окислення біля одного елемента, що має проміжний ступінь окислення в ході реакції, частина окислюється, а друга частина відновлюється.

Складання рівнянь окислювально-відновних реакцій методом електронного балансу засновано на порівнянні ступенів окислення атомів в початкових і кінцевих речовинах. Основна вимога – число електронів, відданих відновником, повинне дорівнювати числу електронів, приєднаних окислювачем. Якщо необхідно, то для зрівнювання числа відданих і прийнятих електронів, вводяться додаткові множники, які є коефіцієнтами в рівнянні реакції.

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Отримання завдання на проведення лабораторної роботи. Проведення первинного інструктажу з охорони праці.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання лабораторної роботи.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

2.1 На теоретичному етапі необхідно сформулювати мету роботи; продумати, які поняття, закони, правила, гіпотези необхідно використати для досягнення поставленої мети. У навчальній літературі, конспекті лекцій знайти відповіді на питання; на підставі проведеного теоретичного аналізу спланувати хід виконання експерименту. Для цього визначити: які реакції слід провести: які фізичні величини при цьому потрібно виміряти; які реактиви, посуд, устаткування, яку установку (прилад) необхідно використати; послідовність

виконання всіх необхідних дій: у якій формі робити запис спостережень, вимірювань. Теоретичний етап треба оформити письмово.

2.2 На експериментальному цьому етапі необхідно:

- відібрати необхідні для виконання роботи реактиви, устаткування і посуд;
- зібрати прилад або установку;
- провести дослід, уважно спостерігаючи за всіма явищами, які відбуваються, виміряти необхідні фізичні величини;
- зробити запис у протоколі лабораторної роботи відповідно до встановленої форми.

Дослід 1. Електропровідність розчинів

У чотири склянки ємністю 50–100 мл опустити вугільні електроди, з'єднані з джерелом струму. У склянки налити: дистильована вода, розчини цукру, натрій гідроксиду, повареної солі. До ланцюга послідовно включити електричну лампочку чи дзвоник. Замкнути ланцюг. Зробити висновок про електропровідність узятих розчинів. Дати пояснення.

Дослід 2. Визначення реакції середовища за допомогою індикаторів

Наливають у три пробірки небагато розбавленого розчину якої-небудь кислоти, в інші три – дистильованої води і ще в три – розбавлені розчини луку. Пробірки розподіляють на три серії і додають у кожну по декілька крапель розчину індикаторів: у першу серію – лакмусу, у другу – метилового оранжевого й у третю – фенолфталеїну. Забарвлення індикаторів, що спостерігається, записують у вигляді табл. 3.

Таблиця 3 – Визначення кислотності середовища

Індикатор	Забарвлення			
	Кисле середовище	Нейтральне середовище	Лужне середовище	Інтервал рН
Лакмус				
Метилловий оранжевий				
Фенолфталеїн				

Дослід 3. Визначення рН розчину

а) Універсальним індикатором. У три пробірки наливають по 2–3 мл 0,1 н розчинів HCl , CH_3COOH , NH_4OH , у четверту – H_2O . У кожну пробірку опускають листки універсального індикатора, за еталонною шкалою визначають рН досліджуваних розчинів результати записують у табл.4;

б) За допомогою рН-метра. Перш ніж приступити до вимірювань, знайомляться з інструкцією роботи на рН-метрі рН-340. Потім під наглядом лаборанта вимірюють рН запропонованих розчинів і складають табл. 5.

Таблиця 4 – Визначення рН розчинів

Досліджуваний розчин	Колір індикатора	рН
Соляна кислота		
Оцтова кислота		
Аміак		

Таблиця 5 – Вимірювання на рН-метрі

Досліджуваний розчин	рН

Дослід 4. Сполуки сірки (+4) в окислювально-відновних реакціях

У першу пробірку з розчином дихромату калію $K_2Cr_2O_7$ і у другу з розчином сульфіді натрію Na_2S внести по декілька крапель 2н сульфатної кислоти і по 2–3 мікрошпателя сульфїту натрію Na_2SO_3 .

Як змінилося забарвлення в першій пробірці? Чому помутнішав розчин у другій пробірці? Окислювачем чи відновником може бути в хімічних реакціях $K_2Cr_2O_7$, Na_2S ? Окислювальні чи відновлювальні властивості виявляє Na_2SO_3 ? Написати рівняння проведених реакцій.

Дослід 5. Окислювальні і відновлювальні властивості пероксиду водню

У пробірку наливають трішки розчину йодиду калію та підкислюють його сульфатною кислотою. Добавляють 3 % розчин пероксиду водню. Чим пояснюється поява коричневого забарвлення? Напишіть рівняння реакції.

У розчин перманганату калію вливають сульфатну кислоту і пероксид водню. Що відбувається? Які властивості виявляє пероксид водню у цьому випадку? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Вплив середовища на перебіг окислювально-відновних процесів

У три пробірки внести по 3–4 краплі розчину перманганату калію. В одну пробірку додати 2–3 краплі 2н розчину сульфатної кислоти, у другу – стільки ж води, у третю – таку ж кількість розчину лугу.

У всі три пробірки внести по два мікрошпателя кристалічного сульфїту натрію та перемішати розчини до повного розчинення кристалів. Через 3–4 хвилини відмітити зміну забарвлення розчину у всіх трьох пробірках. До якого ступеня окислення відновлюється перманганат калію у розчинах, які мають рН > 7, рН = 7, рН < 7? Напишіть рівняння проведених реакцій.

Дослід 7. Внутрішньо молекулярні окислювально-відновні процеси

До 1н розчину тіосульфїту натрію приливають рівний об'єм сульфатної кислоти тієї ж концентрації. Розчин мутнішає. Складіть рівняння реакції. Вкажіть окисник і відновник.

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі:

1. Яких правил необхідно дотримуватись під час зважування предмету на аналітичних та хіміко-технологічних вагах?
2. Охарактеризувати сутність процесу фільтрування та розчинення твердих речовин.
3. Правила поводження з реактивами та лабораторним обладнанням. Обладнання лабораторії.
4. Правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії.
5. Надати відповіді на контрольні питання.

Контрольні питання:

1. Чим зумовлений поділ розчинів на електроліти і неелектроліти?
2. Як теорія електролітичної дисоціації обґрунтовує електропровідність розчинів?
3. Що означає рН розчину, та як його можна визначити? Що таке універсальний індикатор?
4. Надати визначення процесів окиснення, відновлення. Навести приклади окисників і відновників.
5. Як залежить перебіг окисно-відновних реакцій від рН розчинів?

Тема № 11. Метали. Сплави.

Лабораторне заняття № 4: Вивчення властивостей металів.

Навчальна мета заняття: Виконання практичного завдання повинно забезпечити у майбутнього спеціаліста закріплення знань про властивості металів залежно від їх положення у Періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва. Охарактеризувати основні типи хімічних реакцій, властивих металам.

Кількість годин – 2 (денна форма)

Місце проведення: лабораторія фізико-хімічних методів аналізу.

Обладнання: хімічні пробірки, шпателі, спиртова горілка.

Навчальні питання:

1. Експериментальне дослідження властивостей основних і амфотерних оксидів.
2. Експериментальне дослідження хімічних реакцій металів різних типів.

Література: 1, 2, 4 (с. 14–20)

Короткі теоретичні відомості

Фізичні та хімічні властивості металів. Уявна діагональ в періодичній системі від Be до At, відкинувши вліво ряди великих періодів, – *лінія Цинкля* – чітко відділяє метали у лівій частині, неметали у верхній частині таблиці, а на самій діагоналі – елементи з проміжними (амфотерними) властивостями.

Спільні фізичні властивості металів зумовлені особливим типом зв'язку – металічним, бо частина атома у кристалічній решітці металу іонізована, тому вільні електрони рівномірно розподілені по всьому кристалу (проводять електричний струм, проводять тепло, ковкі, мають металічний блиск). Усі метали за звичайних умов є твердими речовинами, за винятком ртуті, яка є рідиною. У компактному стані металам притаманний характерний металічний блиск, а в подрібненому стані порошки металів мають чорний або темно-сірий колір.

Метали поділяють на легкі (щільність до $5,0 \text{ г/см}^3$) і важкі (зі щільністю більше $5,0 \text{ г/см}^3$). Найлегший метал – Літій ($\rho = 0,534 \text{ г/см}^3$), а найважчий – Осмій, щільність якого складає $22,5 \text{ г/см}^3$. Усі метали мають добру електропровідність і теплопровідність. Найбільшою електропровідністю володіє Срібло, Мідь, Золото, Алюміній. Метали різняться за твердістю. До м'яких металів належать Натрій, Калій, Індій та ін.

Найтвердіший метал – Нікол. Метали можна поділити на легкоплавкі та тугоплавкі. До легкоплавких металів можна віднести Цезій, Галій, Калій, Натрій, Олово, Плюмбум. Такі метали, як Залізо, Платина, Хром належать до тугоплавких. Найвищою температурою плавлення володіє Вольфрам ($t_{\text{пл}} = 3380 \text{ }^\circ\text{C}$). Метали поділяються на чорні та кольорові. Кольорові метали за різними ознаками поділяють на важкі (Мідь, Цинк, Плюмбум, Ртуть), легкі (Натрій, Калій, Алюміній, Магній), рідкісні (Літій, Рубідій, Цезій, Берилій та ін.), рідкісно-земельні (Скандій, Ітій, Лантан, лантаніди), розсіяні (Галій, Індій, Талій, Германій), благородні (Срібло, Золото, Паладій, Платина, Радій, Іридій, Рутеній, Осмій) і радіоактивні (Радій, Торій, Уран, Актиній, актиніди).

Для металів характерне утворення кристалічних ґраток, у вузлах яких розміщуються переважно йонізовані атоми. Багатьом металам властивий *поліморфізм*. Такі метали, як Титан, Цирконій, Скандій, Лантан, Уран мають дві алотропні модифікації, які стійкі за різних температур. Для Олова, Кальцію та Хрому знайдено три модифікації. Манган може існувати в чотирьох, а Плутоній – у шести алотропних видозмінах.

Спільні хімічні властивості металів зумовлені тим, що зовнішній енергетичний рівень їх атомів заповнений електронами менше як на половину (1, 2, 3), тому для утворення стабільної конфігурації їм легше віддати електрони, а не приєднувати (є відновниками). Окисниками можуть бути йони металів. Найактивніші метали (Na, K, Ca та ін.) мають великі радіуси та невелику кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні. Лужні метали дуже легко окислюються киснем повітря, тоді як Залізо, Мідь, Цинк окислюються повільно. Благородні метали, а саме: Золото, Срібло, Платина не окислюються. У деяких металів властиве утворення на поверхні щільної плівки оксиду, що запобігає окисненню. Чим легше віддає метал електрони, тим він активніший.

За активністю всі метали можна розмістити в ряду стандартних електродних потенціалів або ряд активності має вигляд:

K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

У ряді активності поміщено і Гідроген (водень), який, як і метали, віддає електрони, утворюючи йон H⁺. Маючи ряд активності, можна зробити висновки про хімічні властивості металів:

а) кожний метал, здатний витіснити з солей інший метал, який розташований в ряді активності правіше його, може бути витіснений металами, які знаходяться лівіше;

б) всі метали, які знаходяться в ряду активності лівіше гідрогену, витісняють його з кислот, або можуть розчинятися в кислотах. Метали, які в ряді активності розміщені після Гідрогену не витісняють водень з кислот;

в) чим лівіше знаходиться метал, тим він активніший, тим вищі його відновні властивості і тим важче відновлюються йони цього металу.

Металічні властивості послаблюються у Періодичній системі зверху вниз по підгрупах і справа наліво по періодах.

Добування металів. Оскільки метали – дуже добрі відновники, то в природі вони зустрічаються у вигляді оксидів, сульфідів, карбонатів, хлоридів. У вільному вигляді у природі зустрічаються золото, платина, ртуть, мідь. Виробництво металів зі сполук чи руд називають *металургією*.

Сполуки, які найбільшою мірою придатні для одержання металів, називають *рудами*. Руди відновлюють при високих температурах відновниками, такими як вугілля, водень чи активні метали. Такі процеси називають *пірометалургійними*, наприклад, одержання заліза чи міді

Важливим пірометалургійним процесом є *алюмотермія* – спосіб одержання металів з їх оксидів за допомогою алюмінію.

Метали (алюміній, магній та інші активні метали) можна отримати, пропускаючи постійний електричний струм через розплави солей. Цей метод називається **електрометалургією**. Процеси одержання металів присутності води називають *гідрометалургією*.

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання лабораторної роботи. Проведення первинного інструктажу з охорони праці.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Дослід 1. Одержання основних оксидів та їхня взаємодія з водою і кислотами.

Таблиця 1

№ з/п	Виконання дослідів
----------	--------------------

1	Шматок магнієвої стрічки, запаліть, тримаючи пінцетом. Для спостереження захистіть очі від яскравого світла!
Спостереження	
Рівняння реакції	

Дослід 2. Основні типи реакцій металів

Таблиця 2

№ з/п	Виконання досліду
1	Зважте на технохімічних вагах окремо 4 г порошку сірки та 7 г дрібних залізних ошурків
2	Ретельно перемішайте їх у ступці або на аркуші паперу скляною паличкою. Одержану суміш всипте у пробірку, яку закріпіть вертикально над залізною підставкою
3	Трохи нагрійте всю суміш, а потім сильно підігрійте її в одному місці, біля дна пробірки. Тільки-но суміш почне розжарюватися, відставляйте пальник
Спостереження	
Рівняння реакції	

Таблиця 3

№ з/п	Виконання досліду
1	Внесіть у пробірку 5 мл 1 М розчину сульфату міді
2	Додайте 1 мікрошпатель залізних ошурок, закрийте пробірку корком та збовтуйте до зміни кольору розчину
Спостереження	
Рівняння реакції	

Дослід 3. Взаємодія цинку із сульфатною кислотою за відсутності і присутності міді.

У дві пробірки внести 5–6 крапель 2н сульфатної кислоти. В одну із пробірок додати краплю розчину сульфату міді, і в обидві пробірки опустити по кусочку чистого цинку (без домішок). Спостерігати різну інтенсивність виділення водню у пробірках, що з'явилося на поверхні цинку в присутності сульфату міді? Яка роль солі міді, в присутності якої водень виділяється інтенсивніше?

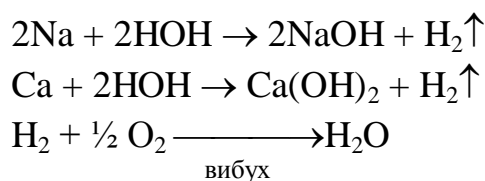
Дослід 4. Забарвлення полум'я солями кальцію, стронцію та барію.

Чистий платиновий дріт занурюють у розчин хлориду відповідного металу і заводять у неосвітлене полум'я газового пальника. Випробування починають

із солі барію, який дає найменш інтенсивне забарвлення. Після кожного досліду платиновий дріт занурюють у концентровану соляну кислоту і потім розпікають, доки полум'я не перестає забарвлюватися. У який колір забарвлюється полум'я солями Ca, Sr, Ba?

Дослід 5. Взаємодія металів з водою.

Дістаньте пінцетом кусочок натрію або кальцію з бюксу, де вони зберігаються під шаром мастила або гасу (чому?). Просушіть метал фільтрувальним папером, опустіть в стакан з водою. Додайте в стакан 2-3 краплі фенолфталеїну. Спостерігайте малинове забарвлення розчину (про що це свідчить?) та утворення газу. Це - водень. Не підносьте до нього вогню, це небезпечно: водень у суміші з киснем може вибухнути:



Складіть електронні рівняння цих реакцій. Вкажіть окисник і відновник. У висновку підкресліть, що лужні та лужноземельні метали, які розташовані в ряду електродних потенціалів до магнію включно, розкладають воду з утворенням водню. Магній реагує лише з гарячою водою. Алюміній – досить активний метал з водою не реагує, тому що вкритий шаром хімічно стійкого оксиду Al_2O_3 . Вкажіть, чому не можна гасити пожежу, наприклад, у складі лужних металів водою.

Дослід 6. Амфотерність тригідроксиду хрому.

Трохи тригідроксиду хрому розбовтують з водою. Отриману суспензію розливають у дві пробірки. В одну вливають надлишок розчину гідроксиду калію, в другу – надлишок хлоридної кислоти. Що відбувається з осадами? Складіть рівняння реакції в іонній формі. На які іони дисоціює тригідроксид хрому? В який бік зрушиться рівновага при додаванні: а) іонів H^+ ; б) іонів OH^- .

Дослід 7. Зміщення рівноваги хромат-біхромат.

У три пробірки наливають розчин хромату калію, в інші три – розчин біхромату калію. По одній пробірці з обох партій залишають для порівняння. В одну пробірку з розчином хромату калію додають розчин лугу, в другу – сульфатну кислоту. Від додавання якого реактиву змінюється колір розчину? На що це вказує? Напишіть рівняння реакції. Те ж саме проробіть з розчином біхромату.

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку лабораторної роботи занести до лабораторного журналу всі рівняння реакцій і дати відповіді на контрольні запитання в письмовій формі.

Контрольні питання:

1. Як змінюються властивості металів залежно від їх положення у Періодичній системі хімічних елементів?
2. Що таке амфотерність? Як змінюється здатність металів до витіснення гідрогену в електрохімічному ряду електродних потенціалів.
3. Чому метали поділяються на чорні і кольорові? Методи добування металів.

Тема № 12. Корозія металів.

Лабораторне заняття № 5: Вивчення корозійної стійкості металів.

Навчальна мета заняття: Уміти готувати розчини з певною масовою часткою розчиненої речовини, використовуючи наступні операції: зважування, відмірювання певного об'єму рідини, розчинення; робити необхідні розрахунки; знати розрахункову формулу для визначення масової частки розчиненої речовини, правила користування хімічним посудом і реактивами.

Кількість годин – 2 (денна форма)

Місце проведення: лабораторія фізико-хімічних методів аналізу.

Обладнання: хімічні пробірки, реактиви, шпателі, спиртова горілка.

Навчальні питання:

5. Поняття про розчини та процес розчинення.
6. Поняття про вираження складу розчинів.
7. Приготування розчинів заданої концентрації.

Література: 1, 2, 4 (с. 68–85)

Короткі теоретичні відомості

Корозія матеріалу – це процес поступового фізико-хімічного руйнування матеріалу під дією оточуючого середовища.

Корозійні процеси класифікують за такими ознаками:

- а) механізм реакції взаємодії металу з середовищем;
- б) вид агресивного середовища;
- в) вид (геометричний характер) корозійних ушкоджень на поверхні або в об'ємі металу;
- г) характер додаткових дій, яким піддавали метал одночасно з дією корозійного середовища.

За *механізмом перебігу корозійного процесу* розрізняють два типи корозії: *хімічну корозію та електрохімічну корозію.*

Процеси корозії розглядають як наслідок взаємодії середовища та металу. Корозійні процеси відбуваються на межі поділу метал/ середовище, тобто, їх слід віднести до розряду гетерогенних хімічних (або електрохімічних) реакцій. Ці реакції мають низку особливостей порівняно зі звичайними гомогенними реакціями, коли хімічні перетворення розвиваються по всій масі реагентів, які вступають у взаємодію.

Хімічна корозія – це корозія металів, коли окислення та відновлення окислювального компонента корозійного середовища відбуваються в одному акті. Хімічна корозія відбувається за основними законами суто хімічної кінетики гетерогенних реакцій і стосується тих випадків корозії, які не супроводжуються виникненням електричного струму, та є реакцією хімічної взаємодії металу з тими чи іншими агентами зовнішнього середовища. Хімічну корозію спостерігають при дії на метали сухих газів і рідких неелектролітів.

Електрохімічна корозія – це корозія металів у присутності електролітичного провідного середовища, коли іонізація атомів металу та відновлення окислювального компонента корозійного середовища відбуваються не в одному акті, та їхні швидкості залежать від електродного потенціалу металу. Електрохімічна корозія відбувається за законами електрохімічної кінетики та стосується зазвичай випадків корозії з можливістю протікання електричного струму. Прикладами електрохімічної корозії є іржавіння заліза, корозія алюмінієвих матеріалів, розчинення металів у кислотах тощо. У випадках корозії в атмосфері електроліт утворює на металі тонку плівку вологи, та корозія відбувається внаслідок дії на метал саме цього шару рідини.

За видом *агресивного середовища* розрізняють такі види корозії.

1. *Газова корозія* – це хімічна корозія металів у газовому середовищі за мінімальної вологості (як правило, не більше 0,1%) або за високих температур (наприклад, окислення металів при нагріванні). Такий вид корозії часто зустрічають у хімічній і нафтохімічній промисловості. Наприклад, при отриманні сірчаної кислоти на стадії окислення двооксиду сірки, при синтезі аміаку, отриманні азотної кислоти та хлористого водню, в процесах синтезу органічних спиртів, крекінгу нафти тощо.

2. *Корозія в неелектролітах* належить до випадку дії на метал агресивних органічних рідких речовин, які не мають помітної електропровідності (наприклад, корозія заліза в сірчаних сортах нафти за підвищених температур, корозія сталі в бензині). Частіше за все корозія цих двох видів відбувається з хімічним механізмом. Усі перелічені нижче види корозії зазвичай відбуваються за електрохімічним механізмом.

3. *Корозія в електролітах* – це корозія металів у рідких середовищах, які проводять електричний струм (у природних водах і в різноманітних водних розчинах). Залежно від хімічного характеру середовища розрізняють кислотну, лужну, сольову, морську корозію тощо. Відповідно до умов взаємодії активного середовища з поверхнею металу цей тип корозії має ще додаткові характеристики: корозія при повному зануренні, корозія при неповному зануренні або корозія по ватерлінії, корозія при змінному зануренні, корозія в спокійному електроліті, корозія при перемішуванні тощо.

4. *Грунтова, або підземна*, корозія належить до випадку дії на метал ґрунту. Приклад подібної корозії – руйнування трубопроводів, які укладено в землю, або основ металевих щогл високовольтних електроліній.

5. *Атмосферна корозія* – це корозія металів у природній атмосфері, а також корозія, яка відбувається за умов будь-якого вологого газу. Це найпоширеніший тип корозії, оскільки більшість металевих конструкцій експлуатують саме за атмосферних умов.

6. *Електрокорозія* – це корозія металів, яка виникає під дією струмів розсіяння. Прикладом такої корозії є руйнування труб, які закладено в ґрунт, блукаючим струмом.

7. *Корозія зовнішнім струмом* – це електрохімічна корозія металів під впливом струму від зовнішнього джерела (наприклад, розчинення сталевого анодного заземлення станції катодного захисту підземного трубопроводу).

8. *Структурна корозія* – це корозія, пов'язана зі структурною неоднорідністю металу (наприклад, прискорення корозійного процесу в розчинах H_2SO_4 або HCl катодними включеннями: карбідами в сталі, графітом у чавуні тощо).

9. *Контактна корозія* – це електрохімічна корозія конструкції, спричинена контактом із металом, який має інший електрохімічний потенціал у цьому електроліті (зазвичай більший і додатний), ніж в основного металу (наприклад, корозія в морській воді деталей з алюмінієвих сплавів, які перебувають у контакті з мідними деталями).

10. *Щілинна корозія* полягає у підсиленні корозійного руйнування металів електролітами у вузьких зазорах і щілинах (наприклад, у різьбових і фланцевих з'єднаннях сталевих конструкцій, які занурено до води).

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Отримання завдання на проведення лабораторної роботи. Проведення первинного інструктажу з охорони праці.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

1. Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання лабораторної роботи.

2. Виконати лабораторні дослід.

Дослід 1. Корозія оцинкованого та лудженого заліза.

У дві пробірки налити $\frac{1}{2}$ їх об'єму дистильованої води та додати по 2–3 краплі розчину 2н сульфатної кислоти і гексаціаноферату (III) калію $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Останній є чутливим реактивом на іони Fe^{2+} , з яким дає синій осад. Розчини перемішати скляною паличкою.

Дві залізні проволочки почистити наждачним папером. Однією проволочкою щільно обмотати шматочок цинку, другою – шматочок олова і опустити їх у

приготовлені розчини. Спостерігати через декілька хвилин посиніння розчину, в який занурена залізна проволочка в контакті з оловом. Пояснити появу іонів Fe^{2+} у розчині. Чому в розчині з парою залізо–цинк синє забарвлення не з'являється?

Навести схему переходу електронів при корозії оцинкованого і лудженого заліза та вказати, в якому випадку при місцевому руйнуванні захисного покриття буде проходити іржавіння заліза під рештою захисного шару і чому?

Дослід 2. Електроліз водних розчинів з інертними електродами.

У конічній колбі змішати приблизно $\frac{1}{2}$ об'єму колби розчину сульфату натрію з $\frac{1}{4}$ об'єму колби нейтрального розчину лакмуса і вилити одержаний розчин у електролізер. Пропустити через розчин електричний струм і відмітити зміну забарвлення в обох колінах електролізера. Написати рівняння катодного та анодного процесів, що протікають при електролізі сульфату натрію. Які речовини виділяються на катоді і на аноді. Поясніть зміну забарвлення лакмусу в катодному і анодному просторах електролізера.

Дослід 3. Відкриття іона заліза (III).

а) До кількох краплин розчину хлориду заліза (III) доливають 1–2 краплини розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексаціаноферату (II) калію. Утворюється синій осад. Напишіть рівняння реакції.

б) До кількох краплин розчину хлориду заліза (III) доливають 1–2 краплини роданіду амонію або калію (NH_4SCN , KSCN). Утворюється червоний розчин. Напишіть рівняння реакції у молекулярній та іоній формах.

Дослід 4. Відкриття іона заліза (II).

До декількох краплин свіжо приготованого розчину FeSO_4 додають 1–2 краплини розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ гексаціаноферату (III) калію. Спостерігають за утворенням осаду. Запишіть рівняння реакції у молекулярній та іоній формах.

Дослід 5. Одержання і властивість гідроксидів заліза (II) і (III).

На розчини FeSO_4 і FeCl_3 діють лугом. Відзначають колір осадів. Спостерігають зміну гідроксиду заліза (II) при перебуванні на повітрі. Випробують відношення осадів до розбавленої соляної кислоти і до надлишку концентрованого луку (нагрівання). Напишіть рівняння реакцій. Які властивості має гідроксид заліза (III)?

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку лабораторної роботи занести до лабораторного журналу всі рівняння реакцій і дати відповіді на контрольні запитання в письмовій формі.

Контрольні питання:

1. Що таке корозія, і які види корозії існують?
2. За рахунок яких чинників можуть виникати різні види корозії?
3. Анодні та катодні покриття металів. Які з них є більш доцільними?

4. Як виникає атмосферна корозія?
5. Від чого залежить вибір металу для анодного або катодного захисту основного металу? Протекторний захист від корозії.

3. Рекомендована література (основна, допоміжна), інформаційні ресурси в Інтернеті

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с.
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с.
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с.

Додаткова

1. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с.
2. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КП», 2013. 332 с.
3. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Віртуальна читальня освітніх матеріалів для студентів, вчителів, учнів та батьків. URL : <https://subject.com.ua/>