

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

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт

з дисципліни «ХІМІЯ»

для слухачів-іноземців підготовчого відділення

Одеса 2010

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія» для слухачів-іноземців підготовчого відділення.

Укладач: Чокан Л.О., ст. викл., Одеса, ОДЕКУ, 2010. – 85 с.;
укр. мова.

ЗМІСТ

Передмова.....	5
Основні правила поведінки в хімічній лабораторії.....	6
Лабораторна робота № 1 <i>«Техніка безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Хімічний посуд, обладнання і прилади».....</i>	7
Контрольні питання.....	13
Лабораторна робота № 2 <i>«Одержання і хімічні властивості оксидів, кислот, гідроксидів».....</i>	14
Оксиди	14
Основи (гідроксиди). Їх класифікація	18
Кислоти. Їх класифікація.....	21
Експериментальна частина	23
Контрольні питання.....	27
Лабораторна робота № 3 <i>«Солі. Засоби одержання і хімічні властивості».....</i>	28
Солі. Їх класифікація.....	28
Експериментальна частина	31
Контрольні питання.....	33
Лабораторна робота № 4 <i>«Швидкість хімічних реакцій».....</i>	34
Експериментальна частина	37
Контрольні питання.....	39
Лабораторна робота № 5 <i>«Приготування розчину із заданою концентрацією розчиненої речовини»</i>	40
Приклади розв'язання розрахункових задач	42
Експериментальна частина	47
Контрольні питання.....	51
Лабораторна робота № 6 <i>«Гідроліз солей».....</i>	52
Електролітична дисоціація.....	52
Гідроліз солей	54
Експериментальна частина	56
Контрольні питання.....	59
Лабораторна робота № 7 <i>«Окисно-відновні реакції. Електроліз водних розчинів електролітів»...</i>	60
Окисно-відновні процеси.....	60
Експериментальна частина	64

Електроліз.....	67
Приклади розв'язання розрахункових завдань.....	68
Експериментальна частина	69
Контрольні питання.....	70
Лабораторна робота № 8	
«Властивості оцтової кислоти та білків».....	72
Карбонові кислоти.....	72
Білки.....	75
Експериментальна частина	77
Хімічні властивості оцтової кислоти.....	77
Контрольні питання.....	79
Кольорові реакції білків.....	80
Контрольні питання.....	81
Додатки	82
ЛІТЕРАТУРА.....	85

Передмова

Хімія – фундаментальна природнича наука, яка вивчає форму існування речовин, їх властивості, склад і будову речовин, їх взаємні перетворення.

Методичні вказівки складені для виконання лабораторних робіт з курсу «Хімія» слухачами–іноземцями підготовчого відділення.

Метою даних методичних вказівок є допомога слухачам–іноземцям повторити відповідні розділи теоретичного матеріалу до виконання лабораторних робіт, сформувати навички роботи з лабораторним устаткуванням.

Цей збірник методичних вказівок для слухачів–іноземців підготовчого відділення складається з передмови, змісту, вказівок до виконання лабораторних робіт, контрольних питань до них, переліку необхідної літератури та додатку.

При виконанні лабораторних робіт слухачі–іноземці **повинні знати**:

- властивості основних класів неорганічних сполук;
- визначення поняття, швидкість хімічної реакції та залежність швидкості хімічної реакції від різних факторів;
- різні типи розчинів;
- способи кількісного складу розчинів;
- визначення поняття «гідроліз»;
- визначення поняття «електроліз»;
- властивості оцтової кислоти;
- властивості білків.

Одержані знання дозволяють **оволодіти навичками**:

- експериментальної роботи в хімічній лабораторії;
- застосування хімічного посуду, терезів;
- вимірювання мас, об'ємів речовин;
- написання рівнянь гідролізу солей;
- написання рівнянь електролізу водних розчинів електrolітів.

Основні правила поведінки в хімічній лабораторії

1. Заходити в хімічну лабораторію можна тільки з дозволу викладача.
2. Готуючись до заняття, потрібно залишити на столі лише підручник з хімії та письмове приладдя.
3. До хімічної лабораторії заносити їжу та напої **забороняється**.
4. Після закінчення роботи приберіть робоче місце та ретельно вимийте руки.

Основні правила поведінки під час проведення дослідів

1. Кожний дослід виконуйте чітко за інструкцією та рекомендаціями викладача.
2. Реактиви беріть тільки в тих кількостях, які вказані в інструкції.
3. Надлишок реактивів після дослідів висипте чи вимийте в спеціальні, призначені для цього посудини.
4. Посудину, з якої взяли реактив, відразу закрийте пробкою і поставте на місце.
5. Забороняється брати руками, пробувати на смак, підпалювати будь-які хімічні реактиви.
6. Будьте особливо обережні під час роботи з нагрівальними приладами.
7. У разі нещасного випадку негайно зверніться до викладача.

Послідовність дій при нагріванні рідини в пробірці

1. Налити в пробірку приблизно 2 мл розчину.
2. Закріпити пробірку в пробіротримачі.
3. Запалити спиртівку.
4. Спочатку рівномірно нагрівають усю поверхню – ту її частину, де міститься розчин.
5. При нагріванні тримати пробірку отвором від себе.
6. Після досліду погасити спиртівку ковпачком.
7. Охолодити пробірку перед тим, як поставити її у пластмасовий штатив.

Лабораторна робота № 1

«Техніка безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Хімічний посуд, обладнання і прилади»

Мета роботи: закріпити правила техніки безпеки під час роботи в хімічній лабораторії, навчитися поводитися з лабораторним штативом, нагрівальними приладами та хімічним посудом.

Обладнання: лабораторний штатив, хімічний посуд, спиртівка.

Хімічний посуд

Більшість хімічних дослідів проводять у скляному посуді: у пробірках, хімічних стаканах, колбах.

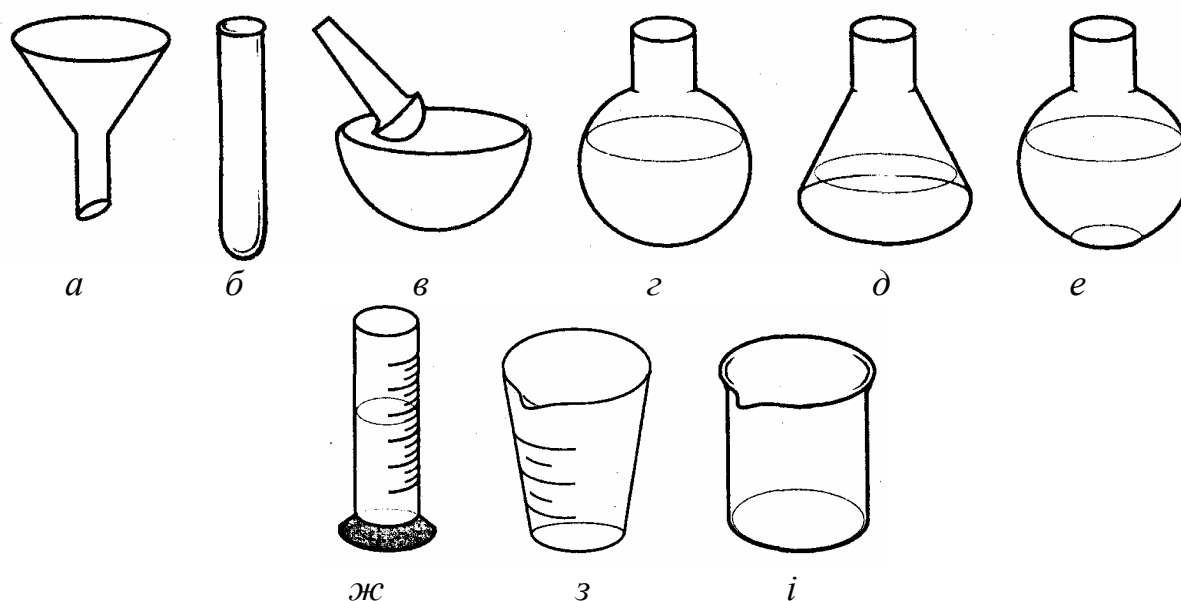


Рис. 1 – Хімічний посуд:

*a – лійка; б – пробірка; в – ступка з товчачиком; г – колба круглодонна;
д – колба конічна; е – колба плоскодонна; ж – циліндр мірний;
з – мензурка; і – стакан хімічний.*

Пробірки (рис. 1.б) використовують для проведення реакцій між невеликими об'ємами розчинів.

В колбах і стаканах (рис. 1.г, д, е, з, і) виконують досліди з порівняно великими кількостями реагуючих речовин.

Фарфорові (порцелянові) чашки (рис. 1.в) використовують для випарювання розчинів і висушування твердих порошкоподібних речовин.

Мірні циліндри і мензурки (рис. 1.ж, з) товстостінні скляні посудини, які вказують об'єм у мілілітрах. Використовують для вимірювання об'ємів рідин.

Лійки (рис. 1.а) використовують для переливання рідин з посудини в посудину, а також для фільтрування.

Лабораторний штатив.

Лабораторний штатив призначений для закріплення хімічного посуду (пробірки, колби, чашки), потрібного для проведення дослідів.

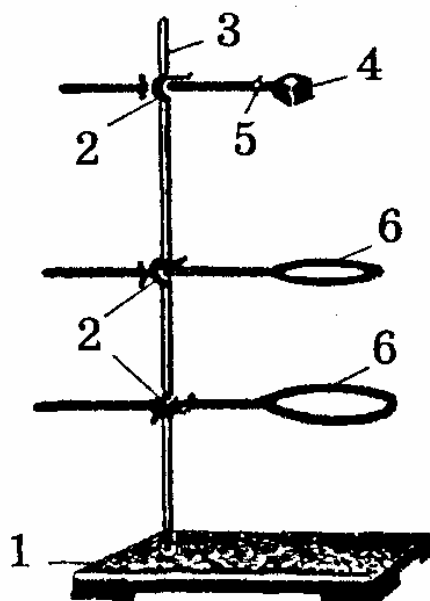


Рис. 2 – Лабораторний штатив:

1 – підставка; 2 – муфта; 3 – стрижень; 4 – лапка;
5 – гвинт лапки; 6 – кільце.

Це – металевий стрижень, закручений у підставку (рис. 2-1). Штатив комплектується муфтами (рис. 2-2), лапками (рис. 2-4), кільцями (рис. 2-6). Кожна муфта має два гвинти. Один – для прикріплення її до штатива, а другий – для закріплення в муфті лапок, кільця. Пробірка кріпиться в лапці ближче до отвору, а колба – за шийку. Закручуючи гвинт лапки, не слід докладати надмірних зусиль, щоб не тріснуло скло. Кільце слугує за підставку під порцелянову чашку, колбу, які треба нагрівати.

Спиртівка.

Спиртівка – це скляна посудина певної форми, в яку через металеву трубку вставлений гніт (рис. 3-4), закривають її ковпачком. Перед використанням у спиртівку наливають спирт до половини об'єму, щоб її запалити, до гніта підносять запалений сірник. Щоб погасити спиртівку, слід закрити її ковпачком. **Не можна дмухати на полум'я!**

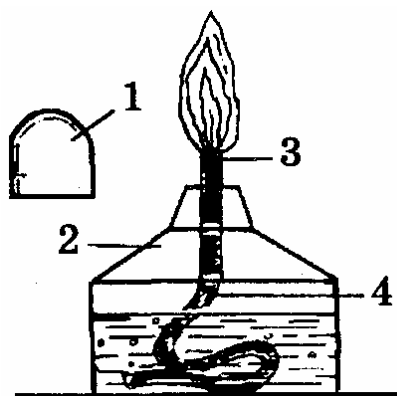


Рис. 3 – Спиртівка:

1 – ковпачок; 2 – резервуар; 3 – диск з трубкою; 4- гніт.

Способи поводження з лабораторним посудом

1. Розгляньте хімічний посуд (рис. 1).
2. Дайте відповіді на запитання.

Назвіть хімічний посуд, який можна використовувати для нагрівання реактивів _____.

Коли застосовують фарфорові (порцелянові) чашки? _____

Назвіть хімічний посуд, який можна використовувати для вимірювання певних об'ємів рідин _____.

Способи поводження з лабораторним штативом

I. Ознайомтеся з пристроєм лабораторного штатива (рис. 2).

II. Виконайте такі дії:

1. Вигвинтіть стрижень з підставки і знову загвинтіть його до кінця.
2. Закріпіть муфту на середині стрижня штатива, пересуньте її вгору, опустіть униз (заздалегідь послабивши гвинт, яким муфта прикріплюється до стрижня). Знову пересуньте її на середину стрижня, закріпіть.
3. Другим гвинтом муфти закріпіть в ній лапку.
4. Візьміть іншу муфту та прикріпіть її одним гвинтом до стрижня штатива. Іншим гвинтом закріпіть у ній кільце.
5. Закріпіть у лапці штатива пробірку так, щоб вона перебувала у вертикальному положенні отвором догори, для цього:
 - послабте гвинт лапки;
 - лівою рукою введіть у лапку пробірку;
 - правою рукою обережно поверніть гвинт лапки до кінця.

Пробірку необхідно закріпити в лапці так, щоб вона не випадала і її можна було пересувати. Пробірка повинна бути закріплена біля отвору, а

не посередині, щоб її поверхня нагрівалася рівномірно по всій довжині (рис. 4).

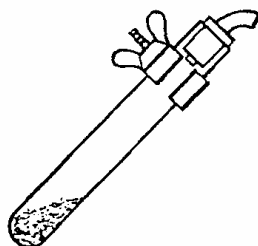


Рис. 4 – Закріплення пробірки в затискачу лапки штатива.

6. Закріпіть цю ж пробірку, не виймаючи її з лапки, у горизонтальному положенні, для цього:

- послабте гвинт, що фіксує лапку в муфті;
- поверніть лапку разом з пробіркою на 90° ;
- закрутіть гвинт.

7. Закріпіть на штативі хімічну склянку, а потім порцелянову чашку, для цього:

- на кільце штатива покладіть сітку-розсікач;
- на сітку поставте склянку;
- порцелянову чашку можна ставити на кільце без сітки.

Сітка необхідна для рівномірного нагрівання дна склянки.

Прийоми поводження зі спиртівкою

1. Познайомтеся з конструкцією спиртівки (рис. 3), для цього:

- зніміть ковпачок спиртівки і покладіть на стіл;
- підніміть диск з трубкою і гнітом, не виймаючи гніт з резервуара.

2. Підготуйте спиртівку до роботи, для цього:

- у резервуар через лійку налейте денатурований спирт (не менше $1/3$ і не більше $2/3$ об'єму спиртівки);

Увага! Диск з трубкою повинен щільно прикривати отвір резервуара спиртівки, щоб спирт не міг зайнятися в самому резервуарі.

- у трубку вставте гніт з некручених бавовняних ниток (але не з вати або марлі!);

Треба знати! Гніт має бути рівномірної товщини, входити не дуже щільно, але й не випадати з трубки, вільно торкаючись дна спиртівки.

- гніт змочіть спиртом;
- спиртівку закрийте ковпачком, щоб спирт не випаровувався.

3. Запаліть спиртівку, для цього:

- перевірте, чи є в ній спирт;
- зніміть ковпачок;
- розправте гніт;
- піднесіть до гнота запалений сірник або скіпку.

Увага! Не можна запалювати одну спиртівку від іншої, не можна наливати спирт у палаючу спиртівку, оскільки внаслідок цього може виникнути пожежа.

4. Збільшіть полум'я, для цього:

- загасіть спиртівку;
- утримуючи диск лівою рукою, правою витягніть гніт з трубки на 1-1,5 см і розправте його;
- запаліть гніт.

Треба знати! Якщо на гніт потрапить вода, якийсь розчин або порошок і полум'я значно зменшиться, треба загасити спиртівку, гніт трохи вийняти, обрізати його. Якщо гніт при цьому не дістає до дна спиртівки, необхідно його замінити. Якщо полум'я спиртівки зменшилося, а гніт починає тліти, це означає, що спирт по ньому не піднімається. Слід загасити спиртівку, додати спирту через лійку або послабити стиснення гнота в трубці.

5. Загасіть спиртівку, накривши її ковпачком, який слід підносити збоку.

Увага! Поводитися зі спиртівкою слід обережно, щоб не перекинути її та не розбити. Якщо спирт, що горить, розлілеться на столі, то відразу накрийте його рушником або засипте піском, або залийте водою. Не дмухайте на запалену спиртівку, щоб загасити її. Це може призвести до пожежі.

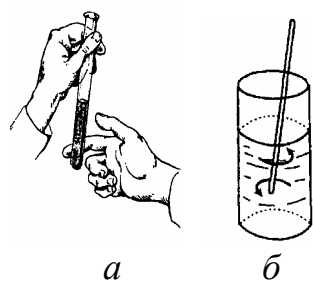
Найпоширеніші операції в хімічному експерименті

1. Виявлення запаху:



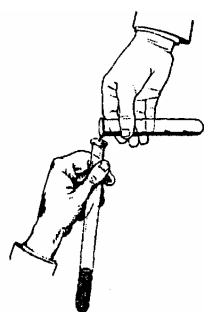
Для виявлення запаху речовини однією рукою піднесіть (не ближче ніж на 30 см) до себе пробірку, склянку з речовиною, а іншою рукою ніби захоплюйте повітря над речовиною і підводьте до носа. При цьому дуже повільно, обережно вдихайте повітря невеликими порціями.

2. *Перемішування рідини у пробірці чи хімічній склянці:*



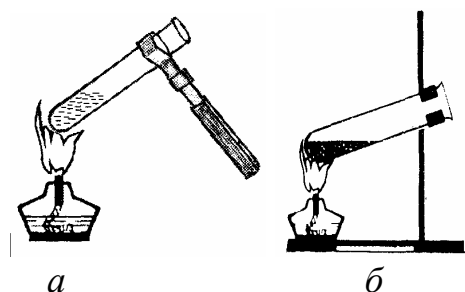
Здійснюють за допомогою довгої скляної палички. Якщо рідина міститься в пробірці (а), а палички немає, то беруть пробірку двома-трьома пальцями лівої руки ближче до отвору та обережно струшують її вміст горизонтальними рухами або постукують по її нижній частині пальцями правої руки. Забороняється закривати отвір пробірки пальцем, а потім інтенсивно струшувати рідину.

3. *Переливання рідини або розчину з пробірки чи пляшки.*



Пляшку з рідиною або розчином беруть у руку так, щоб закрити етикетку (тоді залишки рідини не затікатимуть і не псуватимуть напису). Краєм отвору пробірки чи пляшки, в якій міститься рідина, торкаються отвору іншої посудини і обережно наливають у неї необхідну кількість рідини. У разі переливання великої кількості рідини в колбу або інший посуд використовують лійку, яку необхідно закріпити в лабораторному штативі.

4. *Нагрівання речовини у пробірці*



Пробірку в її верхній частині закріплюють у пробіротримачі або лабораторному штативі. Запалюють спиртівку. Спочатку рівномірно нагрівають усю поверхню пробірки, а потім, у верхній зоні полум'я, – ту її частину, де міститься речовина.

Після досліду гарячу пробірку не виймають з пробіротримача, а кладуть для охолодження на спеціальну (керамічну, металеву) підставку. Спиртівку гасять.

Контрольні питання

Правильні відповіді позначте

1. Досліди можна виконувати:

- А) тільки-но розпочало заняття
- Б) з дозволу викладача
- В) лише ті, які вказані інструкцією
- Г) усі, що сам бажаєш виконати

А	
Б	
В	
Г	

2. Під час роботи на робочому столі можна тримати:

- А) портфель
- Б) підручник з хімії
- В) бутерброд
- Г) письмове приладдя

А	
Б	
В	
Г	

3. На смак:

- А) можна куштувати всі реактиви
- Б) можна куштувати деякі речовини
- В) не можна куштувати нічого

А	
Б	
В	

4. Нагріваючи пробірку, необхідно:

- А) тримати її руками
- Б) направляти отвором до себе
- В) направляти отвором убік від всіх
- Г) тримати її пробіркотримачем

А	
Б	
В	
Г	

5. Після закінчення роботи:

- А) слід самому прибрати робоче місце
- Б) прибрати не треба
- В) необхідно вимити руки
- Г) усі невикористанні реактиви змити або зсипати разом в одну спеціальну посудину

А	
Б	
В	
Г	

Лабораторна робота № 2

«Одержання і хімічні властивості оксидів, кислот, гідроксидів»

ОКСИДИ

Оксид – це сполука, утворена двома елементами, одним з яких є обов'язково Оксисен. Кількісний склад оксидів різноманітний, він визначається валентністю елементів. Оскільки значення валентності перебувають у межах від 1 до 8, то формули оксидів можуть бути такими: E_2O , EO , E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 , E_2O_7 і EO_4 .

Назва оксиду складається зі слів «оксид» та назви елемента в родовому відмінку. Якщо елемент має одне значення валентності, то він утворює один оксид: Li_2O – оксид літію

CaO – оксид кальцію

Якщо елемент має різні значення валентності, то він може утворювати кілька оксидів, у назвах таких оксидів указують (римською цифрою в дужках після назви елемента) відповідне значення валентності елемента:

CO – оксид карбону (II)

CO_2 – оксид карбону (IV)

FeO – оксид феруму (II)

Fe_2O_3 – оксид феруму (III)

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні та несолетворні. Несолетворних оксидів небагато (CO , NO , N_2O та ін.), вони не здатні за звичайних умов реагувати з основами, кислотами, іншими оксидами з утворенням солей.

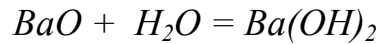
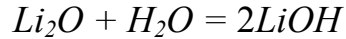
Солетворні оксиди, в свою чергу, поділяють на:

- основні реагують з кислотами, утворюючи солі, і не реагують з основами;
- кислотні - реагують з основами, утворюючи солі, і не реагують з кислотами;
- амфотерні - реагують з основами, і з кислотами. Отже амфотерні оксиди залежно від властивостей реагента-партнера можуть виявляти як основні, так і кислотні властивості.

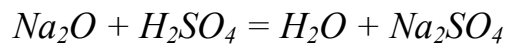
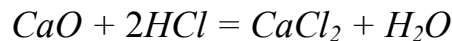
До основних оксидів належать оксиди металів, як правило, одно- та двовалентних Na_2O , Cu_2O , MgO , FeO , MnO та ін., до амфотерних – оксиди лише металів, найчастіше тривалентних, рідше – дво- та багатовалентних – ZnO , PbO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Sb_2O_3 , V_2O_5 та ін. Кислотними є оксиди неметалічних елементів, крім окремих несолетворних, а також оксиди металів, в яких метали виявляють високу валентність – Cl_2O , B_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , NO_2 , N_2O_5 , CrO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 та ін.

Хімічні властивості основних оксидів

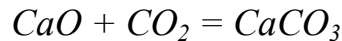
1. Оксиди лужних (I група, головна підгрупа, періодичної системи елементів Менделєєва – *Li, Na, K, Rb, Cs, Fr*) і лужноземельних (II група, головна підгрупа – *Ca, Sr, Ba, Ra* крім *Mg*) металів взаємодіють з водою, з утворенням гідроксидів, розчинних у воді (луги)



2. Вступають у реакції з кислотами з утворенням солі і води:

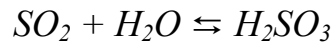
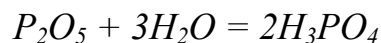


3. Взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами з утворенням солей:

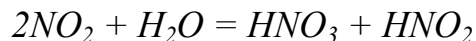


Хімічні властивості кислотних оксидів

1. Більшість кислотних оксидів взаємодіє з водою з утворенням оксигеновмісних кислот

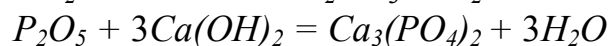
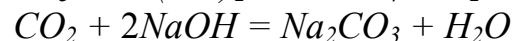
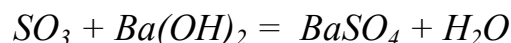


деякі кислотні оксиди утворюють з водою дві кислоти

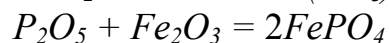
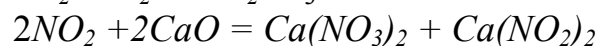
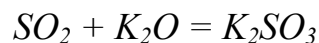


Деякі кислотні оксиди (наприклад, *SiO_2*) не взаємодіють з водою.

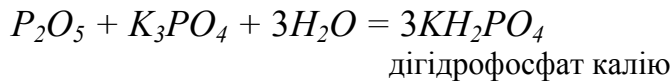
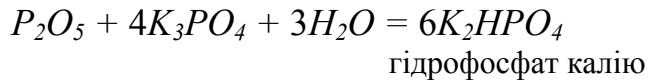
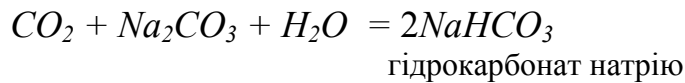
2. Вступають у реакції з лугами (гідроксиди розчинні у воді), утворюються сіль і вода:



3. Взаємодіють з основними та амфотерними оксидами з утворенням солей:

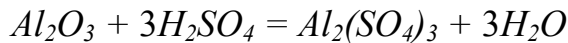
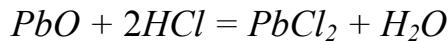


4. Кислотні оксиди, які утворюють багатоосновні кислоти вступають у реакції з середніми солями цих самих кислот у присутності води, утворюючи кислі солі



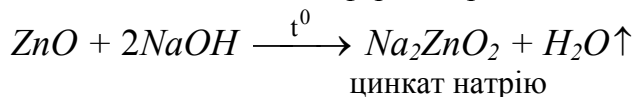
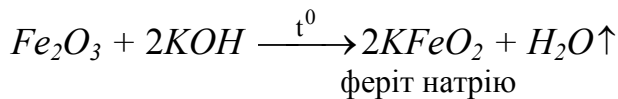
Хімічні властивості амфотерних оксидів

1. Взаємодіють з кислотами (як основні оксиди) з утворенням солей і води:

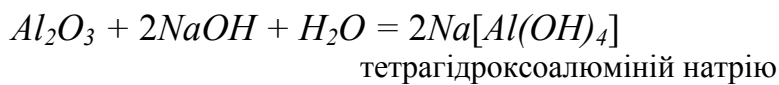
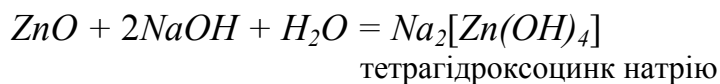


2. Взаємодіють з лугами (як кислотні оксиди) з утворенням солі і пари води:

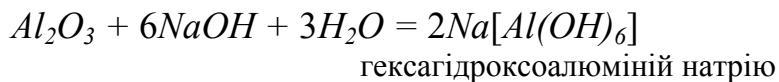
а) під час сплавлення



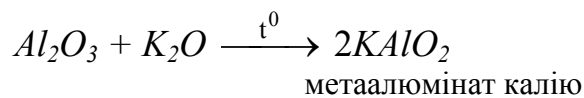
б) у водних розчинах лугів утворюються комплексні солі



у надлишку лугу:



3. Вступають у реакції з основними оксидами лужних металів (І група, головна підгрупа періодичної системи елементів Менделєєва) під час сплавлення:

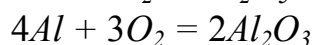
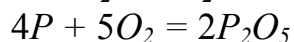
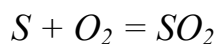


4. Не взаємодіють з водою.

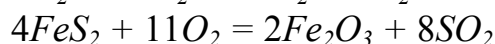
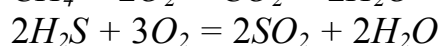
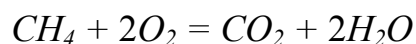
Одержання оксидів

Оксиди можна добути:

1) при взаємодії простих речовин з киснем

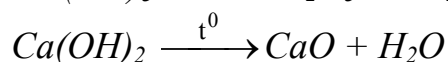
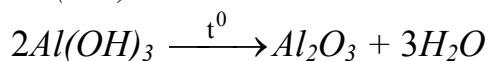
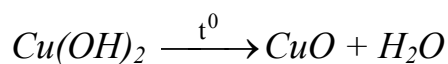


2) взаємодій складних речовин з киснем

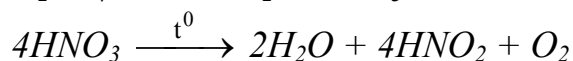
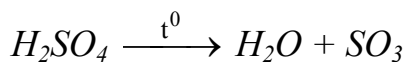


3) термічним розкладанням складних речовин:

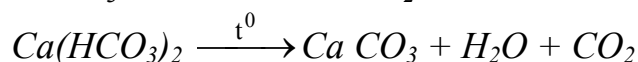
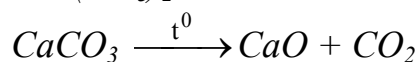
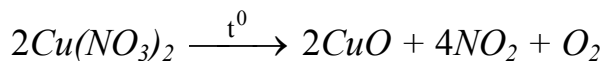
а) основ (гідроксиди лужних елементів є термічно стійкими), амфотерних гідроксидів:



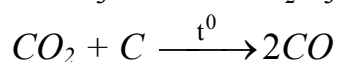
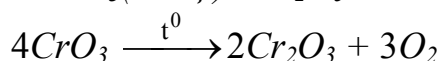
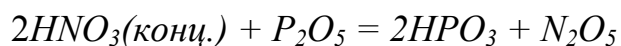
б) кислот:



в) солей, утворених леткими кислотами оксидами:



4. Під час інших реакцій:



ОСНОВИ (ГІДРОКСИДИ). ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ

Основи – гідрати основних оксидів, або складні сполуки, які складаються з атомів металу та гідроксогруп OH^- - хімічні назви основ складаються з двох слів: гідроксид та назва елемента.

$NaOH$ – гідроксид натрію

$Ba(OH)_2$ – гідроксид барію

Якщо елемент має кілька значень валентності, то це значення вказується у назві гідроксиду:

$Fe(OH)_2$ – гідроксид феруму (II)

Основи є іонними речовинами, до їх складу входять катіони металевих елементів та аніони гідроксогруп OH^- або гідроксид-іони.

$LiOH \rightleftharpoons Li^+ + OH^-$

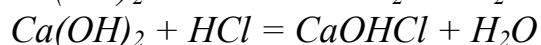
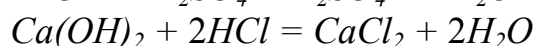
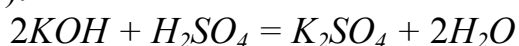
$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2OH^-$

Залежно від числа гідроксогруп основи поділяють на однокислотні (наприклад KOH , $LiOH$), двокислотні ($Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$), трикислотні ($Bi(OH)_3$, $Fe(OH)_3$) та ін.

За здатністю до електролітичної дисоціації основи поділяють на – сильні або луги (такими є гідроксиди лужних та лужноземельних металів); і слабкі основи, або нерозчинні гідроксиди.

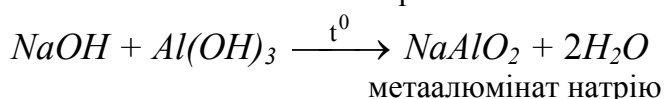
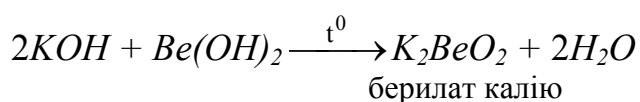
Хімічні властивості лугів

1. Луги взаємодіють з кислотами, з утворенням солей і води (реакція нейтралізації):

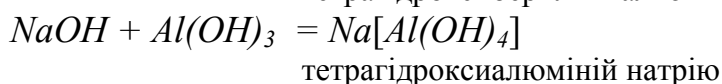
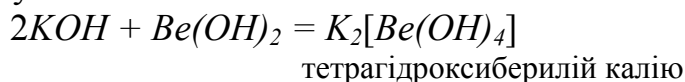


хлорид гідроксикальцію

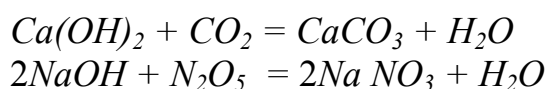
2. Реагують з амфотерними гідроксидами, утворюються сіль і вода:
а) під час сплавлення



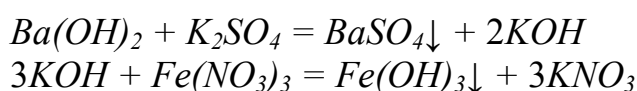
- б) у розчинах лугів:



3. Взаємодіють з кислотними оксидами, з утворенням солі і води:

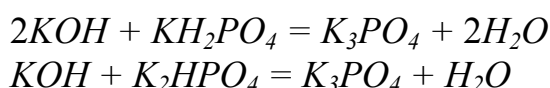
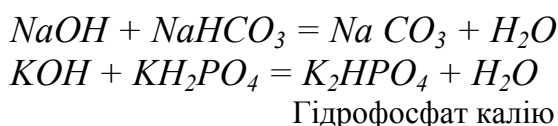


4. Реагують з середніми солями з утворенням нової солі та нового гідроксиду, реакція буде протікати, коли утворюється нерозчинна сіль або гідроксид.



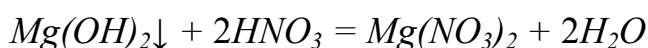
5. Вступають у реакції з кислими солями;

Іон OH^- забирає іон H^+ кислих солей, утворюється середня сіль:

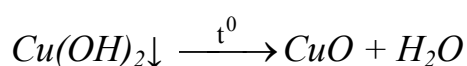


Хімічні властивості нерозчинних основ

1. Взаємодіють з кислотами, з утворенням солі і води – реакція нейтралізації.



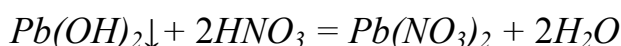
2. Реакція розкладу під час нагрівання:



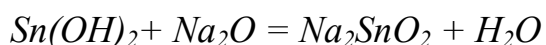
Нерозчинні у воді основи не взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами, солями внаслідок того, що вони як слабкі електроліти, нерозчинні у воді, дуже слабо дисоціюють на іони.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

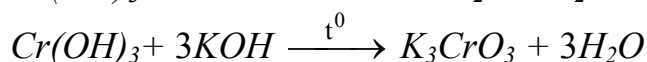
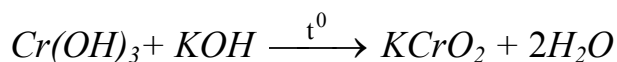
1. Реагують з кислотами з утворенням солі і води



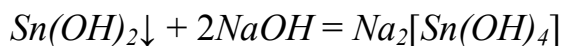
2. Взаємодіють з основними оксидами з утворенням солі і води



3. Вступають у реакції з лугами з утворенням солі і води
а) під час сплавлення



- б) у розчинах лугів утворюються комплексні гідроксосолі.



тетрагідроксистанум (II) натрію



тетрагідроксихром (III) калію

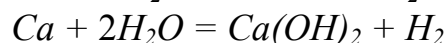
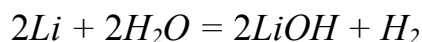


гексогідроксихром (III) калію

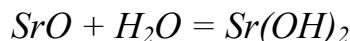
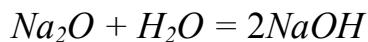
Одержання лугів

Луги утворюються:

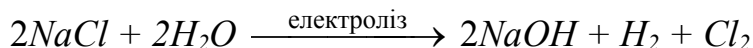
1. Взаємодією лужних і лужноземельних металів з водою



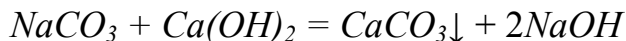
2. Взаємодією оксидів лужних і лужноземельних металів з водою



3. Електролізом водних розчинів солей безоксигенових кислот

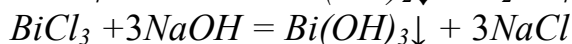
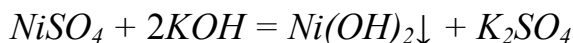


4. Взаємодію розчину солі з іншою розчинною основою (за умови, що сіль – продукт реакції – є важкорозчинною)



Одержання нерозчинних основ

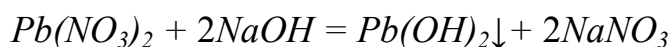
Нерозчинні у воді основи одержують лише останнім способом – взаємодію водного розчину солі з лугом



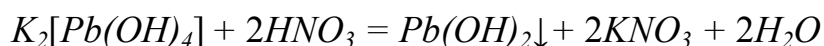
Добування амфотерних гідроксидів

Амфотерні гідроксиди добувають

1. Взаємодією відповідних солей з лугами



2. Взаємодією відповідних солей з кислотами



КИСЛОТИ. ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ

Кислоти – сполуки, молекули яких містять один чи кілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщувати атоми металу, та кислотні залишки. Число атомів Гідрогену визначає основність кислоти: одноосновними кислотами є HCl , HNO_3 , HCN ; двоосновними – H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3 ; трьохосновною – H_3PO_4 ; чотирьохосновною – H_4SiO_4 (ортосилікатна кислота).

Існує кілька способів класифікації кислот за складом.

1. За наявністю кисню у складі:

- оксигеновмісні (гідрати кислотних оксидів) – H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO$, H_3BO_3 та ін.;
- безоксигенові – HCl , H_2S , $HCNS$ та ін.

2. За силою електроліту, тобто здатністю відщеплювати H^+ :

- сильні – HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$;
- слабкі – H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_2 , CH_3COOH та ін.

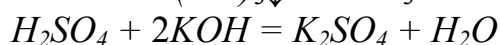
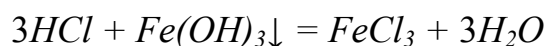
3. Залежно від особливостей хімічної поведінки в окисно-відновних реакціях:

Кислоти-окисники – HNO_3 , оксигеновмісні кислоти галогенів ($HClO_4$, $HBrO_3$ та ін.), концентрована H_2SO_4 ;

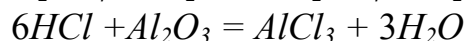
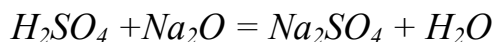
Кислоти-неокисники – майже всі безоксигенові кислоти, розбавлена H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2CO_3 та ін.

Хімічні властивості кислот

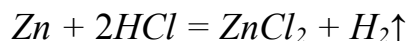
1. Взаємодіють з основами та амфотерними гідроксидами, продуктами є солі і вода (реакція нейтралізації). Якщо в реакції беруть участь багато основні кислоти або багато кислотні основи, то можуть утворюватись середні, кислі або основні солі



2. Реагують з основними та амфотерними оксидами з утворенням солі і води

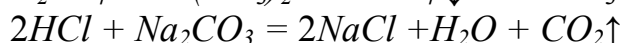
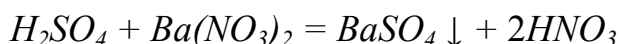


3. Взаємодіють з металами. Метали, які вряду стандартних електродних потенціалів знаходяться ліворуч від Гідрогену, витісняють його з кислот, а розташовані праворуч від нього (*Cu, Hg, Ag, Au, Pt*) – не витісняють – не реагують.

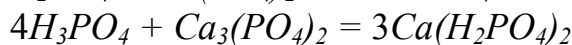
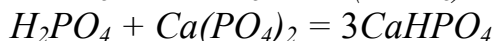
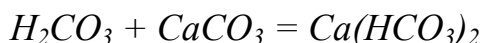


4. Реагують з солями, можуть утворюватися:

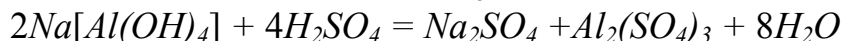
а) нова кислота і нова сіль (за умови, що сіль – продукт реакції – є важкорозчинною, або утворюється газ)



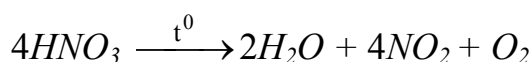
б) тільки кислота і сіль



в) кілька солей і вода

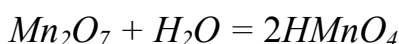


5. Деякі оксигеновмісні кислоти під час нагрівання розкладаються:

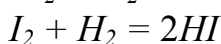
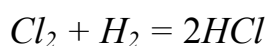


Одержання кислот

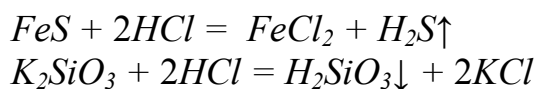
1. Оксигеновмісні кислоти утворюються під час реакцій кислотних оксидів з водою



2. Деякі безоксигенові кислоти можна добувати, провівши синтез відповідних сполук Гідрогену з простих речовин, та розчиненням їх у воді:



3. Оксигеновмісні та безоксигенові кислоти одержують дією на їх солі інших кислот, при цьому для реакції вибирають кислоту, менш летку чи більш сильну, ніж та, яку необхідно добути:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- узагальнити знання про способи одержання основних і кислотних оксидів, гідроксидів;
 - узагальнити знання про основні класи неорганічних сполук на прикладі хімічних властивостей хлоридної кислоти;
 - формувати навички роботи з лабораторним устаткуванням,
 - дотримуватись правил техніки безпеки.

Обладнання: штатив з пробірками, пробіркотримач, спиртівка, тигельні щипці.

Реактиви: розчини хлоридної кислоти HCl ; сульфатної кислоти H_2SO_4 ; натрій гідроксиду $NaOH$; плюмбум (II) нітрату $Pb(NO_3)_2$; купрум (II) сульфату $CuSO_4$; гранули цинку Zn ; мідні ошурки Cu ; мідний дріт Cu ; магнієва стрічка Mg ; сіль основного карбоната купруму $(CuOH)_2CO_3$; сіль натрію сульфіту $NaSO_3$; металічний натрій Na ; оксид кальцію CaO ; гідроксид амонію NH_4OH ; індикатори.

Правила техніки безпеки

Перед виконанням лабораторної роботи ознайомтеся з правилами техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Пам'ятайте, що розчини кислот і лугів є їдкими речовинами. При попаданні їх на шкіру, одяг негайно змийте великою кількістю проточної води.

Виконання роботи

Дослід 1. Добування оксиду купруму (II) з міді.

Затиснутий в тигельні щипці дріт (або пластинку) з міді нагрівають у верхній зоні полум'я спиртівки до почорніння. Записати спостереження і рівняння реакції.

Дослід 2. Добування оксиду магнію.

Магнієву стрічку завдовжки близько 5 см, беруть щипцями, кінчик її прожарюють у полум'ї спиртівки до займання. Запалену стрічку тримають над склянкою. До зібраного у склянці білого оксиду магнію додають 10-20 мл води й 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Записати спостереження і рівняння реакції.

Дослід 3. Добування оксиду купруму (II) розкладанням основного карбонату купруму.

У суху пробірку вмішують трохи $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Пробірку закріплюють у штативі трохи похило догори дном і нагрівають у полум'ї спиртівки доти, доки весь вміст пробірки не перетвориться на чорний порошок. Звертають увагу на появу водяних крапель на холодних стінках пробірки.

Після охолодження вміст пробірки ділять на дві частини і відсипають у другу пробірку. В одну пробірку доливають 3-5 мл 10%-го розчину NaOH , у другу – стільки ж 10%-го розчину H_2SO_4 . Вміст кожної пробірки обережно нагрівають до кипіння і дають відстоятись. Записують спостереження і рівняння реакцій.

Дослід 4. Забарвлення індикаторів.

Беруть шість пробірок. У перші три пробірки наливають по 5 мл дистильованої води, у другі три – по 5 мл розбавлених розчинів хлоридної кислоти, гідроксиду амонію та їдкою натру. Далі у перші і другі три пробірки послідовно додають по 1-2 краплі метилоранжу, фенолфталеїну, лакмусу.

Результати спостережень записують у таку таблицю:

Середовище	Забарвлення індикатора		
	метилоранжу	фенолфталеїну	лакмусу
Нейтральне			
Кисле			
Лужне			

Дослід 5. Добування сульфитної кислоти (під тягою!).

Складають прилад, зображений на рис. 5.

У пробірку 1 насипають близько 1 г сульфїту натрію Na_2SO_3 і доливають 1-2 мл розчину H_2SO_4 (2:1). У пробірку 2 наливають 2-3 мл води. Коли у воді пробірки 2 утворення бульбашок газу сповільниться, злегка нагрівають суміш у пробірці 1. Далі утворений у пробірці 2 розчин розливають у три пробірки, в одну з яких додають метилоранж, у другу – фенолфталеїн, у третю – лакмус.

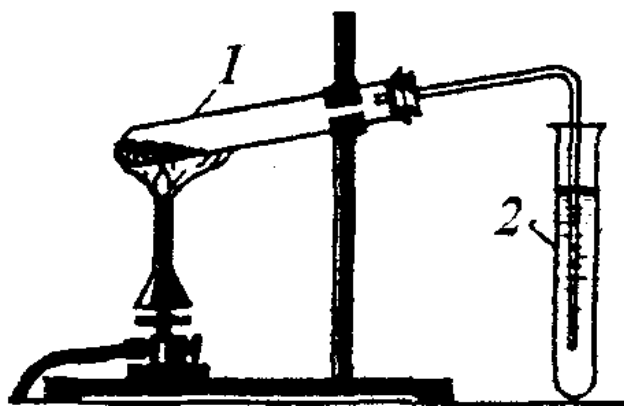


Рис. 5 – Добування сульфїтної кислоти.

Так само добувають інші леткі кислоти (HCl , H_2S , CH_3COOH тощо). беручи замість Na_2SO_3 відповідну сіль. Записати спостереження і рівняння реакцій.

Дослід 6. Добування гідроксиду натрію.

Фарфорову чашку до половини заповнюють водою. Пінцетом обережно відрізають шматочок металічного натрію завбільшки з горошину, висушують його фільтрувальним папером і опускають у чашку з водою. Після закінчення реакції індикаторами встановлюють реакцію середовища. Записати спостереження і рівняння реакції.

Дослід 7. Добування гідроксиду кальцію.

Беруть пінцетом шматочок оксиду кальцію й опускають у суху пробірку. Дно пробірки прикладають до долоні руки, додають 2-3 краплі води, і, відчувши, що дно пробірки нагрілось, додають ще 5-10 мл води. Пробірку енергійно струшують, дають відстоятися осаду або фільтрують розчин. Встановлюють реакцію середовища добутого розчину індикаторами і записують рівняння реакції.

Дослід 8. Добування гідроксиду купруму (II).

Наливають у пробірку 2-3 мл розчину $CuSO_4$ і додають розчин лугу спочатку краплями, до появи осаду, а потім надлишок до утворення слабого лужного середовища (посиніння лакмусового папірця). Спостерігають за зміною забарвлення осаду. Розчин з осадом нагрівають до повного почорніння осаду. Записати рівняння реакції.

Хімічні властивості хлоридної кислоти

Дослід 1. Дія хлоридної кислоти на індикатор.

У пробірку налейте 2 мл хлоридної кислоти HCl і по краплям долийте індикатор метилоранж.

Як змінюється колір індикатора? Записати спостереження.

Дослід 2. Взаємодія хлоридної кислоти з металами.

Поділіть розчин хлоридної кислоти з дослідів 1 на дві пробірки. В одну пробірку помістіть гранулу цинку Zn , в другу – ошурки міді Cu . Вміст пробірок можна трохи підігріти (**не кип'ятити!**). Які зміни відбуваються?

Записати спостереження і рівняння реакції
У пробірці № 1 _____

У пробірці № 2 _____

Дослід 3. Взаємодія хлоридної кислоти з основними оксидами.

У пробірку насипте трохи купрум (II) оксиду CuO , долийте 1 мл хлоридної кислоти і підігрійте (**не доводьте до кипіння!**) Як змінюється колір розчину?

Записати спостереження і рівняння реакції _____

Дослід 4. Взаємодія хлоридної кислоти з основами.

У пробірку налейте 1 мл розчину натрій гідроксиду $NaOH$, додайте по краплям розчин фенолфталеїну до появи забарвлення. Тепер добавляйте розчин хлоридної кислоти HCl .

Що відбувається?

Записати спостереження і рівняння реакції _____

Дослід 5. Взаємодія хлоридної кислоти з солями.

А) У пробірку налейте 1 мл хлоридної кислоти і потроху добавте розчин плюмбуму (II) нітрату $Pb(NO_3)_2$. Які зміни спостерігаються?

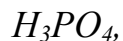
Записати спостереження і рівняння реакції _____

Б) У пробірку налейте 2 мл хлоридної кислоти і добавте натрій карбонату Na_2CO_3 . Що відбувається?

Записати спостереження і рівняння реакції _____

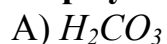
Контрольні питання

1. Атоми якого хімічного елемента обов'язково входять до складу молекул кислоти?
2. Яка група атомів обов'язково входить до складу основи?
3. Підкресліть кислотний залишок, укажіть його валентність.

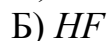


4. Встановіть відповідність між формулами кислот та їх назвами.

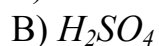
Формула кислоти **Назва кислоти**



1. Сульфідна



2. Карбонатна

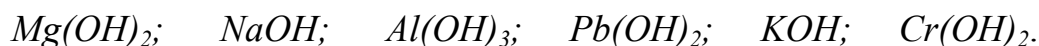


3. Сульфатна

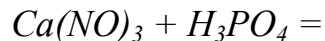
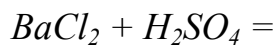
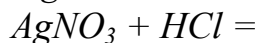
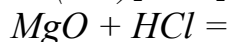
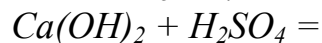
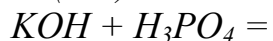
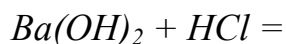
4. Фторидна

А	
Б	
В	

5. Яку назву мають водорозчинні основи?
6. Напишіть формули оксидів, що відповідають таким основам:



7. Допишіть схеми реакцій і складіть хімічні рівняння:



Лабораторна робота № 3

«Солі. Засоби одержання і хімічні властивості»

СОЛІ. ЇХ КЛАСИФІКАЦІЯ

Солі – це складні речовини, до складу яких входять катіони металу, у деяких випадках, складні іони, наприклад, NH_4^+ , $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ та аніони кислотних залишків.

Солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми (точніше – іони) металу або гідроксигруп основи (амфотерного гідроксиду) на кислотні залишки.

Класифікація солей

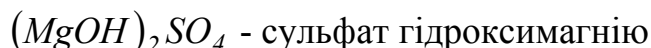
Середні або нормальні – продукт повного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми (іони) металу



Кислі – продукт неповного заміщення атомів Гідрогену в молекулі кислоти на атоми (іони) металу



Основні – продукт неповного заміщення гідроксигруп в основі на аніони кислотних залишків



Назви солей

Найпоширеніші міжнародні назви солей. Вони складаються з двох слів: назви аніона в називному відмінку і назви катіона в родовому. Число аніонів і катіонів, як правило, не зазначається, але якщо один і той самий метал виявляє різні ступені окислення, то його зазначають у дужках римською цифрою.



Назви кислих солей утворюються додаванням до назви аніона префікса гідро-, якщо необхідно, то з відповідними числівниками.

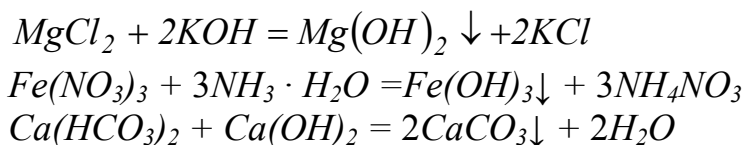


Назви основних солей утворюють, додаючи до найменування аніона відповідної середньої солі префікс гідрокси-.



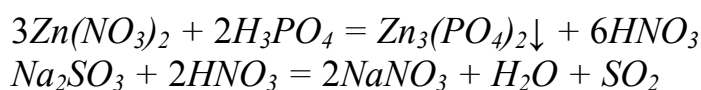
Хімічні властивості солей

1. Реагують з лугами або гідроксидом амонію, утворюються нові солі та гідроксид (за умови, що один із продуктів реакції є погано розчиненим)

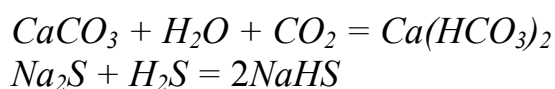


2. Взаємодіють з кислотами, утворюються різні сполуки

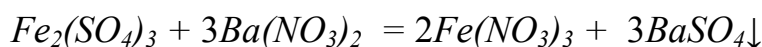
а) нова сіль і нова кислота (за умови, що нова сіль – є погано розчинною, або утворюється газ):



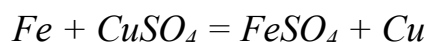
б) тільки кисла сіль



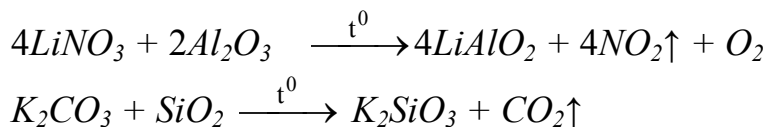
3. Можливі реакції обміну між солями у розчині за умови, якщо в результаті реакції утворюється нерозчинна сіль



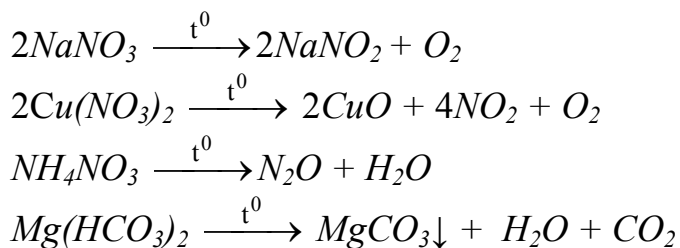
4. Солі взаємодіють з металами - в ряді стандартних електродних потенціалів кожен попередній метал витісняє наступні з розчинів їх солей



5. Реагують з кислотними або амфотерними оксидами під час нагрівання з утворенням солі та кислотного оксиду, якщо новий оксид більше легкий ніж вихідний



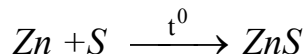
6. Розкладаються під час нагрівання (крім Na_2CO_3 , $Ca_3(PO_4)_2$)



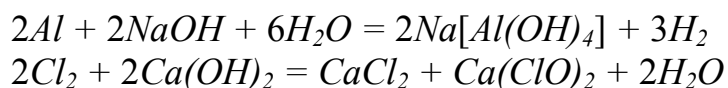
Одержання солей

До реакцій, внаслідок яких утворюються солі, належать:

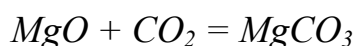
1) взаємодія металів з неметалами – елементами VI–VII груп періодичної системи



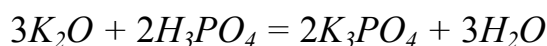
2) реакції металів та неметалів з лугами



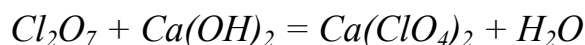
3) взаємодія основного оксиду та кислотного



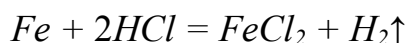
4) взаємодія основного оксиду та кислоти



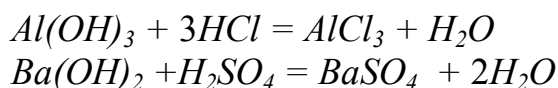
5) взаємодія кислотного оксиду та лугу



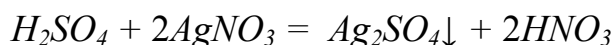
6) взаємодія кислоти та металу



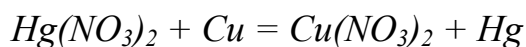
7) взаємодія кислоти та гідроксиду



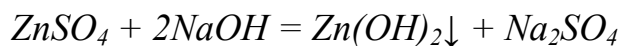
8) взаємодія кислоти та солі



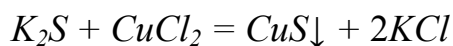
9) взаємодія солі та металу



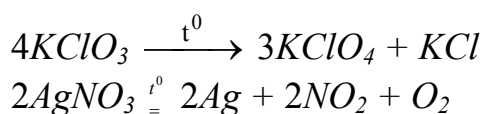
10) взаємодія солі та лугу



11) взаємодія двох солей



12) взаємоперетворення двох солей



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- узагальнити знання про хімічні властивості солей, способи їх одержання;
 - перевірити навички роботи з хімічними реактивами, проведення хімічного експерименту з дотриманням правил техніки безпеки.

Обладнання: штатив з пробірками, порцелянова ступка.

Реактиви: розчини сульфатної кислоти H_2SO_4 , хлориду барію $BaCl_2$, сульфату натрію Na_2SO_4 , нітрату плюмбуму (II) $Pb(NO_3)_2$, сульфіту натрію Na_2SO_3 , нітрату кальцію $Ca(NO_3)_2$, сульфату купруму (II) $CuSO_4$, хлориду феруму (III) $FeCl_3$, гідроксиду натрію $NaOH$, гідроксиду барію $Ba(OH)_2$, карбонату натрію Na_2CO_3 , хлориду цинку $ZnCl_2$, гранули цинку Zn , магнієва стрічка Mg , залізний цвях Fe , оксид плюмбуму PbO , просіяний пісок SiO_2 .

Правила техніки безпеки

Перед виконанням лабораторної роботи ознайомтеся з правилами техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Пам'ятайте, що розчини кислот і лугів є їдкими речовинами. При попаданні їх на шкіру, одяг негайно змийте великою кількістю проточної води.

Виконання роботи

Дослід 1. *Добування солі взаємодією основного оксиду з ангідридом.*

Зважують 1,5 г оксиду плюмбуму (II) PbO і 0,5 г чистого просіяного піску SiO_2 . змішують їх і добре перетирають у ступці. Утворену суміш пересипають у тигель і прожарюють до утворення напівпрозорого рідкого силікату плюмбуму (II).

Запишіть рівняння реакції.

Дослід 2. *Добування солей дією кислот на метали.*

У три пробірки наливають по 5-6 мл 20%-го розчину сульфатної кислоти. У першу пробірку додають 1-2 шматочки цинку, у друг – залізну стружку, в третю – магнієву стрічку. Водень, що виділяється, запалюють біля отворів пробірок.

Запишіть рівняння реакції.

Дослід 3. *Добування нерозчинних солей.*

А) У пробірку наливають 1-2 мл розчину хлориду барію $BaCl_2$ і стільки ж розчину сульфату натрію Na_2SO_4 . До утвореного осаду додають воду до наповнення пробірки, щоб переконатися, що утворений осад практично не розчиняється.

Запишіть рівняння реакції.

Б) У пробірку наливають 2 мл розчину нітрату п्लомбуму (II) $Pb(NO_3)_2$ і стільки ж розчину сульфату натрію Na_2SO_4 . Що спостерігаєте? Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

Дослідження властивостей солей

Дослід 1. Взаємодія солей з кислотами.

А) У пробірку налейте 1-2 мл розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і потроху додайте кристалічного сульфіту натрію Na_2SO_3 . Що спостерігаєте? Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

Б) У пробірку налейте 1-2 мл розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і потроху додайте розчину нітрату кальцію $Ca(NO_3)_2$. Що спостерігаєте? Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

Дослід 2. Взаємодія солей з металами.

Налити у дві пробірки по 1 мл розчину сульфату купруму (II) $CuSO_4$, обережно опустити в одну пробірку гранулу цинку Zn , а в іншу – залізний цвях Fe .

Спостерігайте за змінами на поверхні металу та цвяху. Чи змінюється колір розчину?

Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

Дослід 3. Взаємодія солей з лугами в розчині.

А) Налийте у пробірку 2 мл розчину хлориду феруму (III) $FeCl_3$, зверніть увагу на його колір. Додайте 2 мл розчину гідроксиду натрію $NaOH$. Що спостерігаєте?

Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

Б) Налийте у пробірку 2 мл розчину сульфату купруму (II) $CuSO_4$, зверніть увагу на його колір. Додайте 2 мл розчину гідроксиду натрію $NaOH$. Що спостерігаєте?

Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

В) Налийте у пробірку 2 мл розчину сульфату натрію Na_2SO_4 , додайте 2 мл розчину гідроксиду барію $Ba(OH)_2$. що спостерігаєте?

Зверніть увагу на колір осаду.

Запишіть рівняння реакції.

Дослід 4. Реакції обміну між солями в розчині.

Налийте у дві пробірки по 1 мл розчину карбонату натрію Na_2CO_3 .

В одну пробірку долейте 1 мл розчину хлориду барію $BaCl_2$, в іншу – розчину хлориду цинку $ZnCl_2$.

Що спостерігаєте?

Запишіть свої спостереження і рівняння реакції.

Контрольні питання

1. Впишіть пропущені слова:

До складу солі входять катіони _____, аніони _____.

2. Встановіть відповідність між формулами солей та їх назвами.

Формула солі

Назва солі

А) KNO_3

1. Барій хлорид

Б) $BaCl_2$

2. Алюміній ортофосфат

В) $AlPO_4$

3. Натрій сульфат

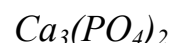
Г) Na_2SO_4

4. Калій нітрат

5. Натрій сульфід

А	
Б	
В	
Г	

3. Запишіть назви таких солей:



4. Складіть формули для солей, які мають назву:

а) калій фторид

б) натрій сульфід

в) літій сульфат

г) алюміній нітрат

5. Запишіть хімічні реакції між:

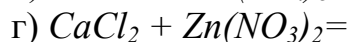
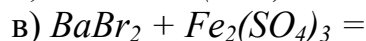
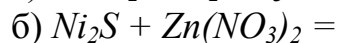
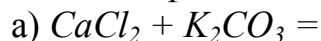
а) калій гідроксидом та плюмбум (II) нітратом

б) барій гідроксидом та цинк хлоридом

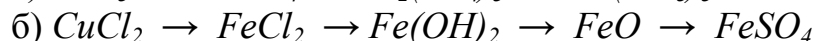
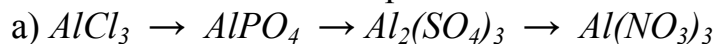
в) хлоридною кислотою та аргентум нітратом

г) плюмбум (II) нітратом та натрій карбонатом

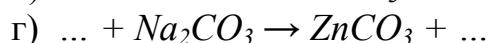
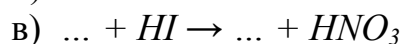
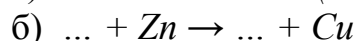
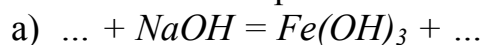
6. Допишіть рівняння реакцій (якщо вони відбуваються). Розставте коефіцієнти.



7. Запишіть хімічні рівняння для здійснення перетворень за схемами:



8. Замість крапок напишіть формули солей і перетворіть схеми реакцій на хімічні рівняння:



Лабораторна робота № 4

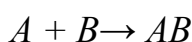
«Швидкість хімічних реакцій»

Швидкість реакції визначають подібно до швидкості руху, що дорівнює відношенню переміщення до проміжку часу. Хімікові важливо знати, скільки витрачено реагенту і скільки утворилося продукту реакції, тому швидкість хімічної реакції (v) визначають як відношення зміни маси (m) або кількості утвореної чи витраченої речовини (v) до проміжку часу (τ):

$$v = \frac{\Delta m}{\Delta \tau} \quad \text{або} \quad v = \frac{\Delta v}{\Delta \tau}$$

Реакції протікають у разі зіткнення молекул реагентів. Швидкість реакції визначається кількістю зіткнень та ймовірністю того, що вони приведуть до хімічного перетворення. Число зіткнень визначається концентраціями реагентів (C), а ймовірність реакції – енергію молекул, що зіштовхуються.

Розглянемо гіпотетичну реакцію:



Припустимо, що у певний час τ_0 концентрація речовини А була C_0 , а у наступний час τ вона стала C_t , за цими даними швидкість реакції

$$v = \frac{C_t - C_0}{\tau - \tau_0} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Під час перебігу реакції концентрація реагенту поступово зменшується, тому:

$$C_t - C_0 < 0,$$

виходить, що швидкість реакції має негативне значення, щоб цього не було в виразі для швидкості реакції ставимо «мінус»:

$$v = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

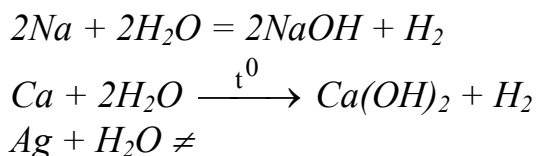
Одиниця виміру – моль/(л·сек) або моль/(м³·сек).

Фактори, що впливають на швидкість хімічних реакцій:

- природа реагентів;
- концентрація;
- температура;
- поверхня зіткнення реагентів;
- каталізатор.

Швидкість реакції залежить від природи реагуючих речовин, їх сутності та активності.

Наприклад, лужні метали з водою взаємодіють у деяких випадках із вибухом, в той час як магній або кальцій ледве реагує, а золото і срібло з нею взагалі не реагують. Таким чином, швидкість реакції залежить у цьому випадку від активності металу. Чим активніші речовини, тим більша швидкість реакції за їх участю.



Для речовин у рідкій та газовій фазі швидкість хімічних реакцій залежить від **концентрації реагуючих речовин**. Наприклад, речовини у чистому кисні горять набагато швидше, ніж на повітрі. Це пов'язано з тим, що в повітрі частка кисню становить 21 %, тобто приблизно одну п'яту в порівнянні із чистим киснем. Чим вища концентрація кисню, тим швидше відбувається реакція горіння. Таким чином, швидкість реакції залежить від концентрації реагентів – вона збільшується зі зростанням концентрації. Це можна пояснити тим, що взаємодія двох речовин може відбутися тільки за умови зіткнення частинок цих речовин одна з одною. Чим більше частинок, тим частіше вони зіштовхуються, а отже більше частинок взаємодіють за одиницю часу.

Найважливіший фактор, що визначає швидкість реакції – **температура**. З підвищенням температури активність молекул зростає. Наближено залежність швидкості реакції від температури визначає правило Вант-Гоффа: з підвищенням температури на кожні 10° швидкість гомогенних реакцій зростає у два – чотири рази:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_{t_1} і v_{t_2} - швидкості реакції при температурі t_1 і t_2 ,

γ (гама) – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури на 10°.

Залежність швидкості реакції від ступеня подрібненості реагентів.

Для речовин у твердому агрегатному стані поняття «концентрація» використовувати складно, крім того, реакції з твердими речовинами відбуваються не у всьому об'ємі суміші, а тільки на поверхні твердих речовин. Швидкість більшості реакцій за участю твердих речовин збільшується при їх подрібненні: чим дрібніша речовина, тим більша площа її поверхні, а отже і більша швидкість реакції за її участю.

Наприклад, усім відомо, що предмети, виготовлені з алюмінію, на повітрі не горять. Проте порошок алюмінію при внесенні в полум'я загоряється, розкидаючи цілий сніп іскор. А якщо його вдмухувати у вогонь, може статися вибух. Чим дрібніше частинки алюмінію, тим швидше вони реагують із киснем. Аналогічно поведуться й інші речовини.

Залежність швидкості від наявності каталізатора.

У багатьох випадках швидкість реакції можна збільшити за допомогою спеціальних речовин – каталізаторів.

Каталізатор – речовина, що бере участь у реакції і змінює її швидкість, але сама в реакції не витрачається.

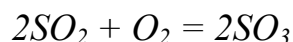
Каталізатором можуть бути тверді, рідкі або газуваті речовини.

Зміну швидкості хімічної реакції за наявності каталізатора називають **каталізом**.

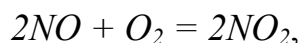
Звичайна дія каталізаторів є досить вибірковою, тобто для кожної реакції використовують свій каталізатор, що найкраще підходить для даної реакції. Універсальним каталізатором можна назвати платину, вона виявляє каталітичну активність майже у всіх реакціях.

Процес каталізу пояснюють утворенням нестійких проміжних сполук каталізатора з реагуючими речовинами, які швидко розкладаються, повертаючи в систему відповідні молекули в активному стані.

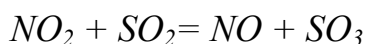
Розглянемо, наприклад, реакцію окиснення сірчастого газу SO_2 в сульфатний ангідрид SO_3 :



вона перебігає дуже повільно навіть при нагріванні. Якщо до цієї газової суміші додати оксид нітрогену (II) NO , то він буде реагувати з киснем, утворюючи оксид нітрогену(IV) NO_2 :

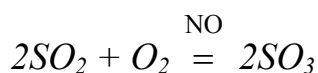


а цей оксид легко окиснює SO_2 до SO_3 :



У першій реакції оксид нітрогену (II) NO витрачається, а в другій утворюється знову. Ця речовина є каталізатором, тобто вона бере участь у реакції, прискорюючи її, але його загальна кількість при цьому не змінюється.

Зазвичай каталізатор не вказують ні в реагентах, ні в продуктах реакції, його записують над знаком рівності:



Використовуючи різні каталізатори, можна отримати з однієї речовини різні продукти. Досвід показує, що для кожної реакції існує свій каталізатор.

Виявлено не лише речовини, які прискорюють хімічну реакцію, а й речовини, які сповільнюють її. Такі речовини називають **інгібіторами** або **негативними каталізаторами**.

Механізм дії інгібіторів відрізняється від механізму дії каталізаторів.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- узагальнити знання про швидкість хімічних реакцій;
- визначити чинники, від яких залежить швидкість хімічних реакцій та розглянути їх вплив на перебіг реакцій;
- продовжити формування навичок експериментальної роботи з дотримання правил техніки безпеки.

Обладнання: штатив з пробірками, спиртівка, хімічні склянки, колби.

Реактиви: розчини хлоридної кислоти HCl ; оцтової кислоти CH_3COOH ; йодиду натрію NaI ; сульфатної кислоти H_2SO_4 ; перекис водню H_2O_2 ; тіосульфату натрію $Na_2S_2O_3$; молібдату амонію $(NH_4)_2MoO_4$; гранули цинку Zn ; залізні ошурки Fe .

Дослід 1. Виявлення залежності швидкості реакції від природи реагентів.

1. Для проведення досліду підготуйте дві пронумеровані пробірки (№ 1 та № 2).
2. У пробірку № 1 та № 2 насипте трохи залізних ошурок.
3. У пробірку № 1 налийте 2 мл розчину хлоридної кислоти HCl .
4. У пробірку № 2 налийте 2 мл оцтової кислоти CH_3COOH .

Визначте, що спостерігається у кожній пробірці.

Поясніть спостереження, користуючись знаннями теорії електролітичної дисоціації.

Дослід 2. Виявлення залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин.

1. Для проведення досліду підготуйте наступні дві пронумеровані пробірки (№ 3 та № 4).
2. У кожну пробірку покладіть по дві гранули цинку.
3. У пробірку № 3 налийте 2 мл розведеної хлоридної кислоти HCl у об'ємному співвідношенні 1 : 5, а в пробірку № 4 – 2 мл розведеної хлоридної кислоти HCl у об'ємному співвідношенні 1 : 10.

Відзначте, що спостерігається у кожній пробірці.

Запишіть рівняння реакції і висновок.

Дослід 3. Вивчення впливу температури на швидкість реакції.

1. Для проведення досліду підготуйте наступні дві пронумеровані пробірки (№ 5 та № 6).
2. У кожену пробірку покладіть по дві гранули цинку.
3. У кожену пробірку налийте по 2 мл розведеної хлоридної кислоти HCl у об'ємному співвідношенні 1 : 10.
4. Вміст пробірки № 5 обережно нагрівайте, закріпив її в пробіркотримачі, а пробірку № 6 залиште для порівняння. Відзначте, що спостерігається у кожній пробірці. Запишіть висновок.

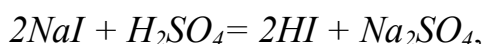
Дослід 4. Вплив площі поверхні контакту реагентів на швидкість реакції.

1. Для проведення досліду підготуйте дві пронумеровані пробірки (3 та № 8).
2. У пробірку № 7 насипте трохи порошку цинку, а в пробірку № 8 – стільки само за масою цинкових ошурок.
3. У кожену пробірку налийте по 2 мл розведеної хлоридної кислоти HCl . Відзначте, що спостерігається у кожній пробірці. Зробіть висновок.

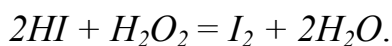
Дослід 5. Виявлення впливу каталізатора на швидкість реакції.

У пробірку наливають 1-2 мл розчину крохмалю та по 5 мл таких розчинів: 0,2 н NaI , 0,5 н H_2SO_4 , 2 н H_2O_2 , 0,05 н $Na_2S_2O_3$. Суміш енергійно збовтують і половину відливають в іншу пробірку. Обидві пробірки ставлять у штатив. В одну з них додають 2-3 краплі розчину молібдату амонію $(NH_4)_2MoO_4$ й одночасно вмикають секундомір. Відмічають час появи синього забарвлення в кожній з пробірок.

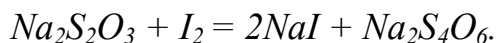
Зміни, що спостерігаються під час проведення досліду, пояснюють так: NaI реагує з H_2SO_4 :



а HI взаємодіє з H_2O_2 :



Крохмаль (індикатор на просту речовину йод) при появі I_2 синіє. Йод реагує з $Na_2S_2O_3$ за рівнянням реакції



Знебарвлення крохмалю після додавання $Na_2S_2O_3$ вказує на те, що проста речовина йод зв'язується. При цьому утворення його не припиняється, але крохмаль не синіє, доки на реакцію не витратиться весь $Na_2S_2O_3$. Коли ж $Na_2S_2O_3$ прореагує повністю, то проста речовина йод забарвить крохмаль. Дослід доводить, що $(NH_4)_2MoO_4$ є активним каталізатором взаємодії HI з H_2O_2 .

Контрольні питання

1. Від яких факторів залежить швидкість хімічної реакції: наведіть приклади.
2. Чи впливатиме ступінь подрібненості речовин на швидкість їх взаємодії? Відповідь поясніть.
3. Чому для зберігання продуктів харчування в домашніх умовах і на виробництві використовують холодильники? Відповідь поясніть.
4. Визначте, у скільки разів збільшиться швидкість реакції внаслідок підвищення температури від 30 до 60 °С. температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 3.
5. Визначте, на скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції зростає у 8 разів. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2.
6. Вкажіть назву речовин, що сповільнюють хімічні реакції:
 - а) біокатализатори;
 - б) катализатори;
 - в) інгібітори;
 - г) дезактиватори;
 - д) індикатори.
7. Позитивний катализ:
 - а) прискорює швидкість реакції;
 - б) сповільнює швидкість реакції;
 - в) зміщує хімічну рівновагу в бік утворення продуктів реакції;
 - г) зміщує хімічну рівновагу в бік утворення вихідних речовин.
8. За правилом Вант-Гоффа:
 - а) швидкість реакції з підвищенням температури зменшується;
 - б) швидкість реакції з підвищенням температури зростає;
 - в) швидкість реакції з підвищенням температури на кожні 10 °С зростає у 5 разів;
 - г) швидкість реакції з підвищенням температури на кожні 10 °С зростає у 2-4 рази;
 - д) швидкість реакції з підвищенням температури на 2 °С зростає вчетверо.
9. Вкажіть, у скільки разів збільшиться швидкість хімічних реакцій, якщо підвищити температуру з +20 °С до +80 °С (температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2):
 - а) у 12 разів;
 - б) у 36 разів;
 - в) у 64 рази;
 - г) у 8 разів;
 - д) у 20 разів.
10. Реакція за температури 50 °С протікає за 180 с. Температурний коефіцієнт реакції становить 3. Вкажіть, скільки триватиме ця реакція за температури 70 °С:
 - а) 9 с;
 - б) 20 с;
 - в) 150 с;
 - г) 270 с;
 - д) 220 с.

Лабораторна робота № 5

«Приготування розчину із заданою концентрацією розчиненої речовини»

Розчин – багатокomпонентна однорідна рівноважна система, що складається з розчинної речовини, розчинника та продуктів їх взаємодії.

Розчинником прийнято називати речовину, що перебуває в такому самому агрегатному стані, що й розчин. Якщо агрегатний стан усіх складових розчину однаковий, то розчинником вважають речовину, маса якої найбільша. Якщо розчин містить воду, то за традицією її називають розчинником, причому навіть тоді, коли маса води значно менша від маси розчиненої речовини. Вода є найпоширенішим розчинником.

За різними критеріями розчини можна поділити на багато класів. Наприклад, за розмірами частинок розчиненої речовини, за наявністю хімічної взаємодії між компонентами, тощо.

За розмірами частинок розчиненої речовини розчини можна поділити на:

- істинні розчини (розчинна речовина перебуває у стані роздрібнення з розміром частинок менше 10^{-9} м);
- колоїдні розчини (розчинена речовина перебуває у стані роздрібнення з розміром частинок від 10^{-7} до 10^{-9} м);
- суспензії, емульсії з розміром частинок 10^{-6} і більше.

Розчинність речовини в певному розчиннику характеризують її максимальною масою, яка може розчинитися за даних умов (температури, тиску) у 100 г розчинника.

За розчинністю всі речовини поділяються на: добре розчинні (їх розчинність перевищує 10 г на 100 г розчинника), розчинні (1-10 г на 100 г розчинника), малорозчинні (0,001 – 1 г) і практично нерозчинні (менш ніж 0,001 г). Прикладами речовини першого типу є цукор, кухонна сіль, аміак; другого – бром, борна кислота; третього – сульфат кальцію (гіпс), гідроксид кальцію (гашене вапно); четвертого – карбонат кальцію (крейда), сірка.

Розрізняють розбавлені і концентровані розчини. Розбавлені розчини містять набагато більше розчинника (за масою), ніж розчиненої речовини, а концентровані – навпаки. Оцтова есенція є концентрований водний розчин оцтової кислоти: 70 % маси цього розчину – оцтова кислота, а 30 % - вода. Столовий оцет – це розбавлений розчин цієї кислоти, він містить менше 9 % за масою оцтової кислоти, а води – 91 %.

Часто необхідно приготувати з концентрованого розчину розбавлений, для цього до першого треба додати певну порцію розчинника. Якщо необхідно розбавлений розчин перетворити на концентрований, можна розчинити в ньому певну масу речовини, або

випарити з розчину частину води нагріванням і кип'ятінням. Розчин, у якому дана речовина за певної температури більше не розчиняється, називається насиченим, а розчин, у якому ця речовина ще може розчинятись – ненасиченим.

Розчинність визначається трьома факторами: природою розчинника, природою речовини (його агрегатним станом) та зовнішніми умовами (температурою, тиском і т.д.)

На розчинність впливає природа розчинника. Полярні та іонні сполуки, як правило добре розчиняються в полярних розчинниках, а неполярні – в неполярних, тобто подібне розчиняється в подібному.

Іншим важливим фактором, що впливає на розчинність, є температура.

Розчинність твердих речовин у воді, як правило, зі зростанням температури збільшується. Але є речовини, розчинність яких при підвищенні температури збільшується незначно, наприклад, хлорид натрію, або знижується – гідроксид кальцію.

Розчинність рідин у рідинах зі зростанням температури також збільшується, іноді вони розшаровуються. При досягненні деякої температури рідини у рідинах можуть змішуватись за будь-якими співвідношеннями.

Розчинність газів у рідинах зі зростанням температури зменшується, тому кип'ятіння розчинів – один із способів вилучення з них газів.

Способи вираження концентрації розчинів

Чисельно склад розчинів виражається через концентрацію розчину (вміст розчиненої речовини в певній кількості розчинника або розчину).

Масова частка розчиненої речовини у розчині (ω) – це відношення маси розчиненої речовини до маси всього розчину.

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{реч.}) + m(\text{розчинника})}$$
$$\text{або } \omega = \frac{m(\text{реч.})}{V(p - \text{ну}) \cdot \rho},$$

де V – об'єм ,

ρ – густина розчину

Масова частка розчиненої речовини – це безрозмірна величина, виражається в частках одиниці.

Масову частку ще називають процентною концентрацією ($C_{\%}$)

$$C_{\%} = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100$$

Виражається у відсотках, показує масу розчиненої речовини в 100 г розчину.

Як відомо, кількість речовини – одне з фундаментальних хімічних понять, воно використовується в іншому способі вираження кількісного складу розчину – молярній концентрації розчиненої речовини.

Молярна концентрація (C_m) визначається як відношення кількості розчиненої речовини (ν) до об'єму розчину (V)

$$C_m = \frac{\nu(\text{речовини})}{V(\text{розчину})}$$

Або число моль розчиненої речовини в 1 л (дм³) розчину

$$C_m = \frac{m(\text{речовини})}{M \cdot V(\text{розчину})}$$

де M – молярна маса речовини

V – об'єм розчину

Розмірність моль/л або моль/дм³.

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації 1 М (одно молярний розчин - в 1 л розчину міститься 1 моль речовини).

Приклади розв'язання розрахункових задач

Приклад 1.

Які маси води та нітрату калію треба взяти для виготовлення 500 г розчину солі з масовою часткою розчиненої речовини 0,15?

Дано:

$$m(\text{розчину}) = 500 \text{ г}$$

$$\omega(\text{KNO}_3) = 0,15$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

$$m(\text{KNO}_3) - ?$$

Розв'язання

Обчислюємо масу нітрату калію, для цього скористаємось формулою для масової частки розчиненої речовини в розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{розчину})}$$

$$m(\text{KNO}_3) = \omega(\text{KNO}_3) \cdot m(\text{розчину}) = 0,15 \cdot 500 = 75 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розчину}) - m(\text{KNO}_3) = 500 - 75 = 425 \text{ г}$$

Приклад 2.

Яку масу води треба додати до 200 г розчину $NaOH$ з масовою часткою гідроксиду натрію 0,15, щоб виготовити розчин з масовою часткою $NaOH$ 0,04?

Дано:

$$m(\text{розчину}) = 200 \text{ г}$$

$$\omega_1(NaOH) = 0,15$$

$$\omega_2(NaOH) = 0,04$$

$$m(H_2O) - ?$$

Розв'язання

Знаходимо масу гідроксиду натрію, яка міститься у вихідному розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

Знаходимо масу гідроксиду натрію, яка міститься у вихідному розчині

$$m(NaOH) = \omega \cdot m(\text{розчину}) = 0,15 \cdot 200 = 30 \text{ г}$$

Така маса гідроксиду натрію знаходиться в розчині з $\omega(NaOH) = 0,04$

Обчислюємо масу розчину з $\omega(NaOH) = 0,04$

$$m(\text{розчину}) = \frac{m(NaOH)}{\omega} = \frac{30}{0,04} = 750 \text{ г}$$

Визначаємо масу води, яку треба додати до 200 г вихідного розчину $NaOH$

$$m(H_2O) = 750 - 200 = 550 \text{ г}$$

Приклад 3.

Яка кількість речовини та маса сірчаної кислоти містяться у 200 мл 0,2 М її розчину?

Дано:

$$V_{\text{розчину}} = 200 \text{ мл}$$

$$C_M(H_2SO_4) = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$V_{(H_2SO_4)} - ?$$

$$m_{(H_2SO_4)} - ?$$

Розв'язання

Знаходимо кількість речовини H_2SO_4 , для цього використаємо формулу для молярної концентрації

$$C_M = \frac{V_{(H_2SO_4)}}{V_{\text{розчину}}}$$

$$V_{(H_2SO_4)} = C_M \cdot V = 0,2 \cdot 200 = 40 \text{ мл}$$

2) Обчислюємо масу сірчаної кислоти:

$$m = M \cdot \nu = (1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16) \cdot 0,04 = 3,92 \text{ г}$$

Приклад 4.

Обчислити молекулярну концентрацію розчину соляної кислоти з масовою часткою HCl 10% і густиною $1,05 \text{ г/см}^3$.

Дано:

$$C_{\%} = 10\%$$

$$\rho_{\text{розчину}} = 1,05 \text{ г/см}^3$$

C_M - ?

Розв'язання:

Для обчислення молярної концентрації треба знати кількість речовини HCl і об'єм розчину, такі дані в задачі відсутні, їх поки що не можна обчислити.

Припустимо, що об'єм розчину кислоти – 1 л, знайдемо кількість речовини HCl в такому об'єму розчину.

1) Обчислюємо масу 1л розчину HCl

$$m = V \cdot \rho = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,05 \text{ г/см}^3 = 1050 \text{ г}$$

2) Знаходимо масу HCl , виходячи з масової частки розчиненої речовини в розчині

$$C_{\%} = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100$$

$$M_{\text{реч.}} = \frac{C_{\%} \cdot m(\text{речовини})}{100} = \frac{10\% \cdot 1050 \text{ г}}{100\%} = 105 \text{ г}$$

3) Розрахуємо кількість речовини HCl :

$$V_{(HCl)} = \frac{m}{M} = \frac{105 \text{ г}}{1 + 35,5 \text{ г/моль}} = 2,88 \text{ моль}$$

4) Обчислюємо молярну концентрацію розчиненої речовини:

$$C_M = \frac{\nu}{V(\text{розчину})} = \frac{2,88 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 2,88 \text{ моль/л}$$

Приклад 5.

До розчину хлориду калію масою 200 г, у якому масова частка KCl – 20%, додали розчин цієї ж солі масою 300 г, у якому масова частка KCl – 15%. Яка масова частка речовини у добутому розчині?

Дано:

$$m_{(p-ny)1} = 200 \text{ г}$$

$$C_1(KCl) = 20\%$$

$$m_{(p-ny)2} = 300 \text{ г}$$

$$C_2(KCl) = 15\%$$

$$C_3(KCl) - ?$$

Розв'язання:

Знаходимо масу добутого розчину.

$$m_{(p-ny)3} = m_{(p-ny)1} + m_{(p-ny)2} = 200 + 300 = 500 \text{ г}$$

Знаходимо масу (KCl) у кожному розчині

$$C_{\%} = \frac{m(\text{речовини})}{m(p-ny)} \cdot 100$$

$$m(KCl) = \frac{C_{\%} \cdot m(p-ny)}{100}$$

$$m_1(KCl) = \frac{20 \cdot 200}{100} = 40 \text{ г}$$

$$m_2(KCl) = \frac{15 \cdot 300}{100} = 45 \text{ г}$$

$$m_3(KCl) = 40 + 45 = 85 \text{ г}$$

Знаходимо масову частку KCl у добутому розчині

$$C_3(KCl) = \frac{85}{500} \cdot 100 = 17\%$$

Приклад 6.

У 60 г розчину кислоти з масовою часткою 0,2 розчинили 40 г (н.у) оксиду сульфуру (VI). Обчисліть масову частку H_2SO_4 в добутому розчині

Дано:

$$m(\text{р-ну } H_2SO_4) = 60 \text{ г}$$

$$\omega(H_2SO_4) = 0,2$$

$$m(SO_3) = 40 \text{ г}$$

$$\omega_2(H_2SO_4) - ?$$

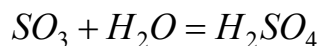
Розв'язання:

Знаходимо масу сульфатної кислоти у 60 г розчину

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

$$m(\text{речовини}) = \omega \cdot m(\text{розчину}) = 60 \cdot 0,2 = 12 \text{ г } H_2SO_4$$

SO_3 , буде реагувати з H_2O :



З рівняння реакції $\nu_{(SO_3)} = \nu_{(H_2SO_4)}$

$$\nu_{(SO_3)} = \frac{m}{M} = \frac{40}{32 + 16 \cdot 3} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu_{(H_2SO_4)} = 0,5 \text{ моль}$$

$$m(H_2SO_4) = \nu \cdot M = 0,5 \cdot (1,2 + 32 + 16 \cdot 3) = 49 \text{ г}$$

$$m(H_2SO_4) = 49 + 12 = 61 \text{ г}$$

$$m(\text{розчину}) = 60 + 40 = 100 \text{ г}$$

$$\omega_2(H_2SO_4) = \frac{61}{100} = 0,61$$

$$\text{Відповідь: } \omega_2(H_2SO_4) = 0,61$$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- навчитись готувати розчини із заданою масовою часткою розчиненої речовини;
- закріпити навички зважування роботи з мірним посудом;
- закріпити вміння розраховувати маси розчиненої речовини і розчинника.

Обладнання: технохімічні терези з важками (гирками), хімічний стакан або колба, мірний циліндр, скляна паличка з гумовим наконечником, шпатель (або ложечка), фільтрувальний папір.

Реактиви: кристалічні солі: натрій хлорид $NaCl$, калій хлорид KCl , натрій нітрат $NaNO_3$, натрій карбонат Na_2CO_3 ; вода (дистильована).

Пам'ятайте такі правила техніки безпеки:

1. Брати реактиви незахищеними руками не можна. Користуйтеся для цього шпателем або ложечкою.
2. Перемішуйте рідину в тонкостінному скляному посуді скляною паличкою з гумовим наконечником колоподібними рухами, а не зліва направо або згори донизу.
3. Будьте обережні при роботі зі скляним посудом.
4. У разі нещасного випадку негайно звертайтеся до викладача!

Пригадайте будову терезів і правила зважування!

Для зважування речовин користуються технохімічними терезами, які дозволяють зважувати з точністю до 0,01 г (рис. 6).

Технохімічні терези (рис. 10) мають коромисло **1**, яке своєю середньою призмою спирається на дві підстави, вмонтовані на вершечку циліндричного стрижня, який міститься всередині поздовжнього каналу колонки **2**.

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

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

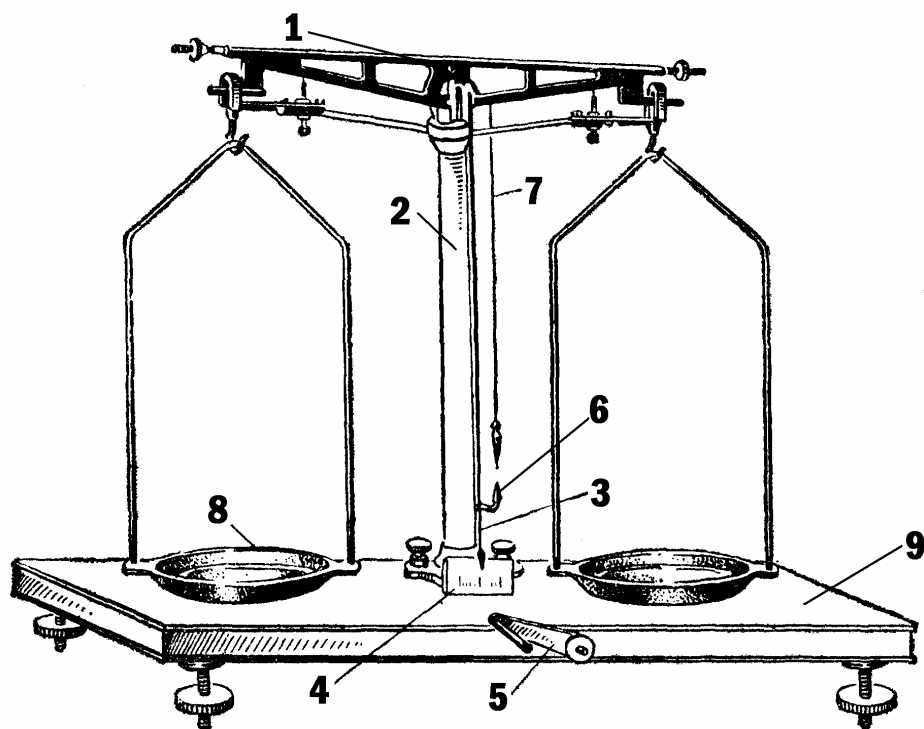


Рис. 6 – Технохімічні терези

Під час зважування слід дотримуватися таких правил:

- Класти гирьки або зважувану речовину на шальки терезів можна, лише коли терези знаходяться в неробочому стані (при відсутності коливань). Тому, додаючи або відбираючи речовину, або замінюючи гирьки, слід щоразу за допомогою ручки аретиру приводити терези до неробочого стану. Інакше терези швидко втрачають точність.
- Речовину завжди кладуть на ліву шальку терезів, а гирьки – на праву.
- Речовина повинна бути на аркуші паперу. Не можна класти речовину безпосередньо на шальку.
- Зважувати воду або будь-яку іншу рідину на терезах забороняється. Рівень води в посудині весь час коливається й місцезнаходження центру мас рідини безперервно змінюється. Тому стану рівноваги при зважуванні рідини досягти неможливо.
- Гирьки беруть тільки пінцетом зі спеціального футляру і повертають після зважування в призначені для них гнізда. Брати гирьки руками забороняється.
- Передусім зважують аркуш паперу. Далі, не знімаючи гирьок і аркушу, обертанням ручки аретиру приводять терези до неробочого стану. На праву шальку кладуть потрібну кількість гирьок, а на ліву – порцію речовини. Обертають ручку аретиру й стежать за відхиленням стрілки. Знову приводять терези до неробочого стану і,

якщо потрібно, додають речовини або відбирають надлишок. Операцію повторюють доти, поки стрілка не буде відхилитись ліворуч і праворуч від середини шкали на однакову кількість поділок. Тоді зважування вважають закінченим.

- Після закінчення зважування слід привести терези до неробочого стану, пінцетом зняти гирьки з шальки терезів і одразу поставити в призначені для цих гирьок гнізда у футлярі.

Виконання роботи:

<i>Варіант</i>	<i>Завдання</i>
<i>I</i>	Приготуйте 20 г розчину з масовою часткою калій хлориду KCl 5% (або 0,05).
<i>II</i>	Приготуйте 25 г розчину з масовою часткою натрій нітрату $NaNO_3$ 4 % (або 0,04).
<i>III</i>	Приготуйте 10 г розчину з масовою часткою кухонної солі (натрій хлориду $NaCl$) 10 % (або 0,1).
<i>IV</i>	Приготуйте 25 г розчину з масовою часткою кальцинованої соди (натрій карбонату Na_2CO_3) 15 % (або 0,15).

1. Визначте масу зазначеної солі та об'єм води, які необхідні для приготування розчину (густина води 1 г/мл).

Дано: $m_{\text{(розчину)}} = \underline{\hspace{2cm}}$ г; $\omega_{\text{(солі)}} = \underline{\hspace{2cm}}$ % (або) $\underline{\hspace{2cm}}$

$m_{\text{(солі)}} - ?$

$V(H_2O) - ?$

Відповідь: $\underline{\hspace{15cm}}$

2. Зважте на технохімічних терезах обчислену масу (наважку) солі.
3. Зважену сіль висипте у хімічну склянку або колбу.
4. Пригадайте правила вимірювання рідин. Відміряйте за допомогою мірного циліндра обчислений об'єм дистильованої води та вилийте його в хімічний стакан або колбу з наважкою солі.

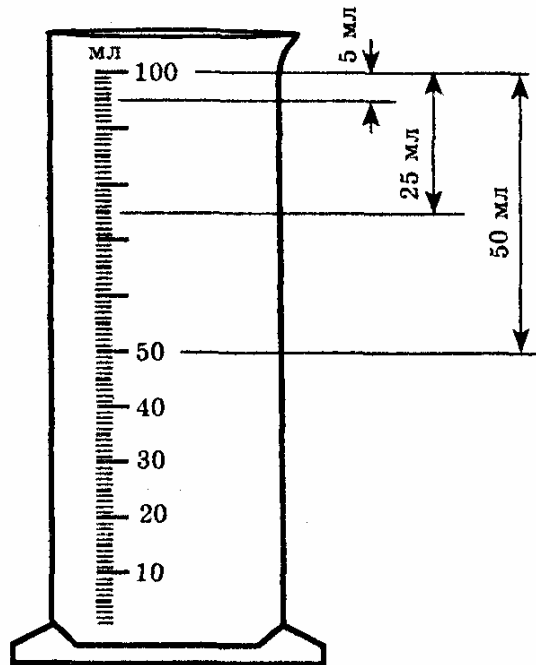


Рис. 7 – Визначення об'єму рідини мірним циліндром

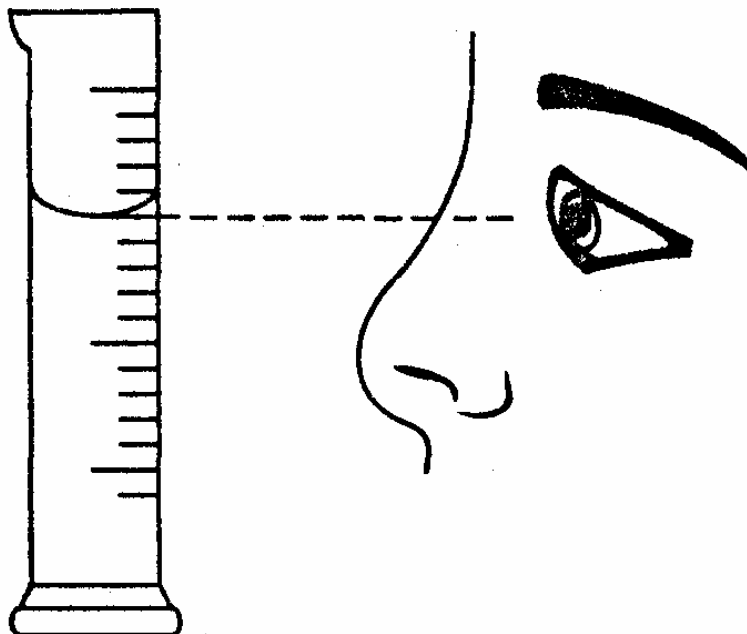


Рис. 8 – Положення очей при установленні меніску під час вимірювання об'єму рідини

5. Перемішайте вміст хімічного стакану або колби скляною паличкою з гумовим наконечником до повного розчинення солі.

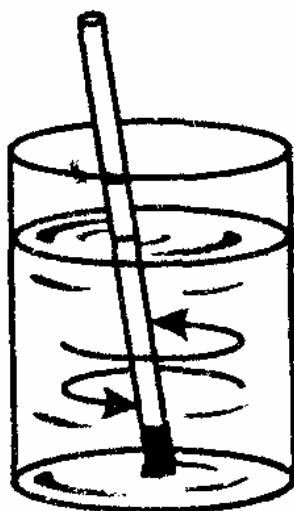


Рис. 9 – Перемішування рідини в хімічному стакані

6. Зробіть висновки щодо набутих практичних навичок, необхідних при приготуванні розчину.

Контрольні питання

1. Дати визначення розчину.
2. Що таке концентрація розчину?
3. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
4. Яка молярна концентрація 20%-го розчину хлороводневої кислоти, відносна густина якого $1,1 \text{ г/см}^3$?
5. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
6. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?

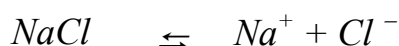
Лабораторна робота № 6

«Гідроліз солей»

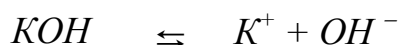
Електролітична дисоціація

Електролітична дисоціація – це процес розпаду на йони речовини під час її розчинення у воді чи іншому полярному розчиннику або під час розплавлення.

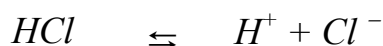
Електроліт – речовина, здатна розпадатись на йони під дією узгоджено-орієнтованих молекул розчинника (солі, луги, деякі кислоти). У розчинах солей містяться катіони металічних елементів і аніони кислотних залишків



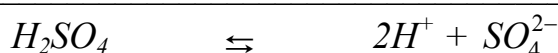
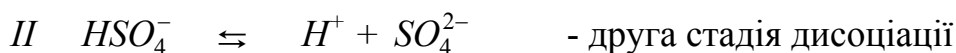
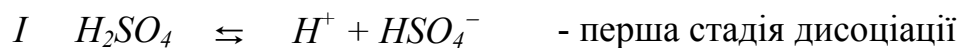
В розчинах лугів містяться катіони металічних елементів і аніони OH^-



Продуктами дисоціації кислот є катіони Гідрогену H^+ та аніони кислотних залишків.



Дисоціація багатоосновних кислот має ступінчастий характер:



Електроліти поділяються на сильні та слабкі. Сильні електроліти – речовини, ступінь дисоціації яких перевищує 0,3 (> 30%).

Слабкі електроліти – речовини, ступінь дисоціації яких менший від 0,03 (< 3%).

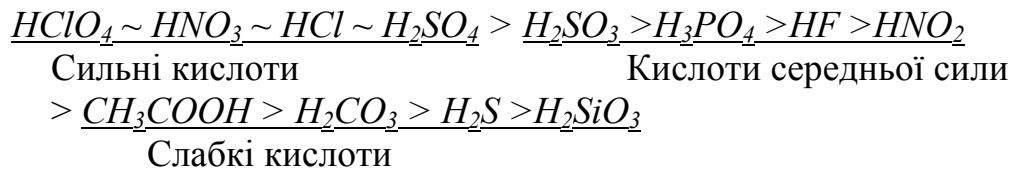
Ступінь дисоціації (позначається грецькою літерою α) є відношенням кількості молекул, що розпались на йони ($N_{(disc.)}$), до загальної кількості молекул речовини до дисоціації ($N_{(zag.)}$)

$$\alpha = \frac{N_{(disc.)}}{N_{(zag.)}}$$

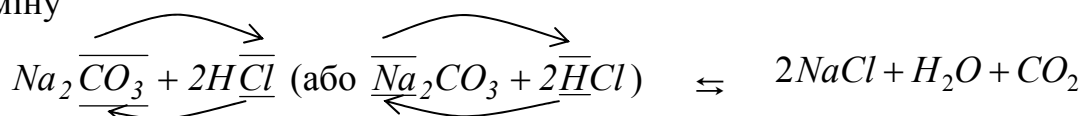
Ступінь дисоціації може виражатися у відсотках

$$\alpha = \frac{N_{(дис.)}}{N_{(заг.)}} \cdot 100$$

Сильні електроліти – солі, луги (розчинні основи), деякі кислоти

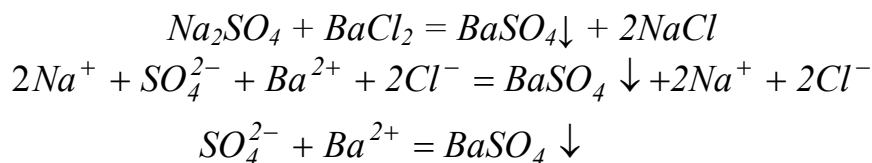


Реакції, при яких сполуки обмінюються своїми складовими – реакції обміну

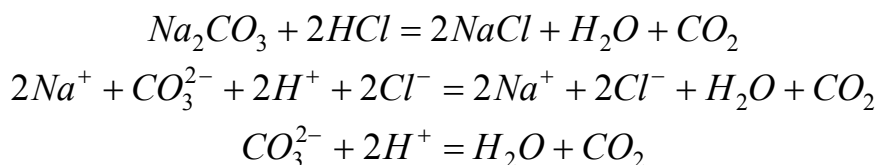


Реакції обміну між електролітами в розчині відбуваються за таких умов:

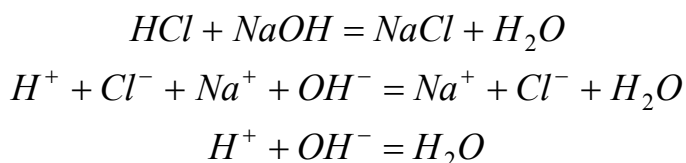
- продукт реакції випадає в осад



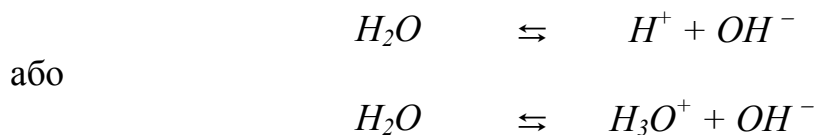
- продукт реакції виділяється у вигляді газу



- продукт реакції є слабким електролітом



Чиста вода за звичайних умов незначною мірою проводить електричний струм, це пояснюється тим, що приблизно лише одна з 10 млн. молекул дисоціює на йони:



Ступінь дисоціації води при 25⁰C дорівнює 1,8 · 10⁻⁹ або 1,8 · 10⁻⁷%

Оскільки вода дисоціює дуже слабо, то концентрація недисоційованих молекул практично дорівнює концентрації всіх її молекул (1 л води містить $1000 : 18 = 55,5$ моль речовини; молярна концентрація – $55,5$ моль/л). Майже такою самою є концентрація води і в розбавлених водних розчинах різних речовин.

Добуток концентрації іонів H^+ та OH^- для води і водних розчинів за даної температури є сталою величиною, він називається іонним добутком води і позначається K_{H_2O} . У чистій воді концентрації іонів H^+ і OH^- однакові

$$[H^+][OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Водневий показник – величина, що характеризує кислотність середовища, визначається як від'ємний десятковий логарифм концентрації катіонів гідрогену:

$$pH = - \lg [H^+]$$

У чистій воді $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ середовище нейтральне $pH = 7$

У кислих середовищах $pH < 7$, відповідно

$$[H^+] > [OH^-]$$

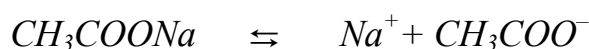
У лужних середовищах $pH > 7$, відповідно

$$[OH^-] > [H^+]$$

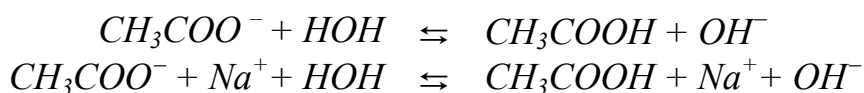
Гідроліз солей

Гідроліз солей – реакція обмінної взаємодії йонів солі з молекулами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт. Залежно від типу солі розрізняють кілька типів гідролізу.

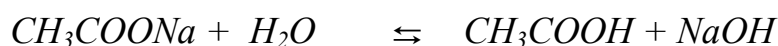
I. Солі, утворені слабкими кислотами і сильними основами, легко гідролізуються, гідроліз відбувається за аніоном. Розглянемо гідроліз ацетату натрію, розчиняючись у воді, ця сіль повністю дисоціює на йони:



ацетат-йон CH_3COO^- – кислотний залишок слабкої оцтової кислоти взаємодіють з водою, відтягують від неї йон гідрогену, йони Na^+ з йонами OH^- води у розчині не зв'язуються, оскільки $NaOH$ – сильна основа, яка в розчині повністю розпадається на йони:



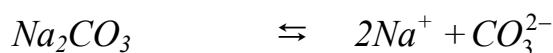
у молекулярній формі це рівняння має вигляд:



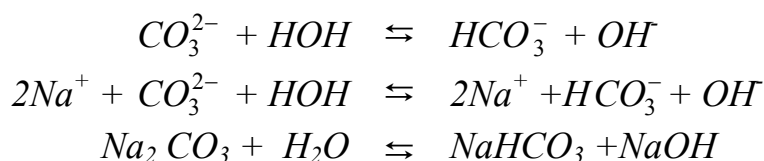
Реакція розчину – лужна, $pH > 7$.

Солі багатоосновної слабкої кислоти і сильної основи гідролізуються ступінчасто.

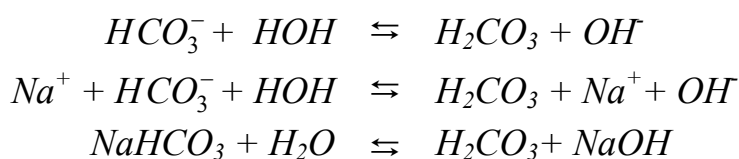
Наприклад, гідроліз карбонату натрію, ця сіль повністю дисоціює на йони



В процесі гідролізу залишок слабкої вугільної кислоти на першому ступені приєднує йон H^+ з молекули води:



на другому ступені – до йона HCO_3^- приєднується другий йон H^+ води :



Друга стадія гідролізу (до H_2CO_3) відбувається значно меншою мірою.

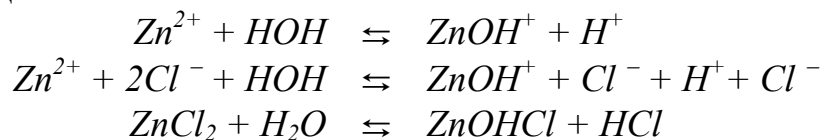
Реакція розчину – лужна, $pH > 7$.

II. Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, легко гідролізуються, гідроліз відбувається за катіоном.

Наприклад, розглянемо гідроліз хлориду цинку ZnCl_2 . Сіль повністю дисоціює на йони:

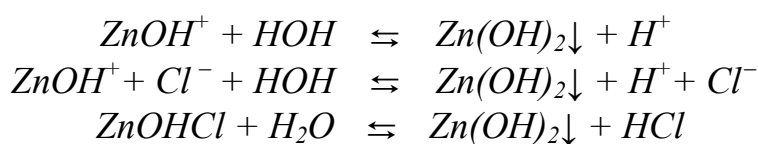


Перша стадія:



Утворилась основна сіль – гідроксохлорид цинку.

Друга стадія:

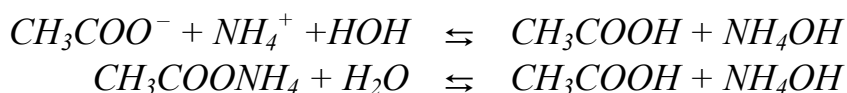


Реакція розчину є кислою, $pH < 7$.

Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні катіони, майже повністю припиняється на перших стадіях.

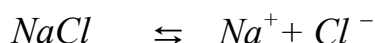
III. Солі, утворені слабкими кислотами і слабкими основами піддаються двосторонньому гідролізу – гідроліз відбувається за катіоном та аніоном, при цьому йон H^+ води зв'язується з залишком слабкої кислоти, а йон OH^- - із залишком слабкої основи.

Наприклад, гідроліз CH_3COONH_4 – ацетату амонію



Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти й основи, які утворилися. Розчин CH_3COONH_4 має нейтральну реакцію.

Не всі солі піддаються гідролізу. Наприклад, солі, утворені сильними кислотами та сильними основами ($NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 , $Ba(ClO_4)_2$, тощо), під час розчинення у воді не гідролізують. Вони розпадаються на катіони сильної основи й аніони сильної кислоти, наприклад:



Йони, що утворюються, не споріднені з йонами гідрогену або гідроксид-іонами. Під час розчинення таких солей у воді реакція середовища залишається нейтральною.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- узагальнити знання про гідроліз солей;
- дослідити реакцію розчинів різних солей;
- дослідити фактори, які впливають на ступінь гідролізу солей.

Обладнання: електрична плитка, штатив з пробірками, стакани, мікрошпателі, скляні палички.

Реактиви:

- солі: ацетат натрію CH_3COONa , хлорид алюмінію $AlCl_3$, силікат натрію Na_2SiO_3 , хлорид калію KCl , карбонат натрію Na_2CO_3 , сульфат натрію Na_2SO_4 ;
- розчини: сульфату алюмінію, ацетату натрію, сульфату натрію або амонію, карбонату натрію, хлориду заліза (III), сульфату хрому (III), сульфід амонію, розведеної хлороводневої кислоти;
- індикатори: нейтральний розчин лакмусу; спиртовий розчин фенолфталеїну;

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Дослідження зовнішнього прояву гідролізу

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

Записати рівняння реакцій гідролізу в молекулярній та іонній формах.

Дослід 2. Дослідження гідролізу ацетату алюмінію.

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

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

Дослід 3. Дослідження гідролізу карбонату натрію.

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

Дослід 4. Дослідження повного гідролізу солей.

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

Дослід 5. Дослідження факторів, що впливають на ступінь гідролізу солей.

а) вплив сили кислоти та основи, утворюючих сіль

Налити в 2 пробірки дистильованої вода. В одну пробірку внести карбонат натрію - Na_2CO_3 , в іншу сульфат натрію - Na_2SO_3 . В кожену пробірку додати фенолфталеїн. Спостерігати проявлення гідролізу – різну інтенсивність кольору розчину. Записати рівняння гідролізу солей та порівняти константи дисоціації K_1 кислот H_2CO_3 та H_2SO_3 . зробити висновок в якому випадку ступінь гідролізу більше.

б) вплив температури на ступінь гідролізу.

В пробірку налити дистильованої води та додати ацетат натрію, перемішати та внести 1-2 краплі індикатору – фенолфталеїну. Поставити

пробірку в стакан з гарячою водою та довести її до кип'ятіння. Спостерігати проявлення гідролізу – підсилення кольору індикатора. Записати рівняння гідролізу та вказати в який бік зсунулась рівновага гідролізу.

в) вплив розведення розчину на ступінь гідролізу.

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

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

г) вплив зміни рН середовища на гідроліз.

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

Контрольні питання

1. Який вид взаємодії може бути між йонами солі і водою?
2. Наведіть приклади солей, які не гідролізують, і поясніть чому.
3. Які солі можуть гідролізувати повністю? Наведіть приклади і поясніть причину.
4. Наведіть по два приклади гідролізу солей, що мають реакцію розчину: а) кислу; б) лужну; в) нейтральну. Для кожного прикладу напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах.
5. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формах за ступенями гідролізу таких солей: Na_2CO_3 , $ZnSO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $Al(CH_3COO)_3$.
6. Чим пояснюють відмінність ступенів гідролізу в розчинах солей: $AlCl_3$ і $Al(CH_3COO)_3$; CH_3COONa і CH_3COONH_4 ?
7. Виходячи з принципу Ле-Шательє, поясніть вплив хлоридної кислоти на стан рівноваги процесу гідролізу хлориду цинку $ZnCl_2$.
8. Вкажіть, яких йонів найбільше у розчині кальцій гідроксиду:
а) Ca^{2+} , OH^- б) $CaOH^+$, H^+ в) Ca^{2+} , $CaOH^+$
г) $CaOH^+$, OH^- д) $CaOH^+$, H^+
9. Вкажіть кількісну характеристику електролітичної дисоціації:
а) ступінь дисоціації б) рН розчину в) константа гідролізу
г) молярна концентрація речовини в розчині д) масова частка речовини в розчині
10. Вкажіть формулу солі, продуктом гідролізу якої буде основна сіль:
а) $Al_2(SO_4)_3$ б) Al_2S_3 в) K_2SO_4
г) K_2CO_3 д) Na_2S
11. Вкажіть формулу солі, яка не піддається гідролізу:
а) KF б) K_2SO_4 в) K_2CO_3
г) KNO_3 д) Na_2SO_3
12. Вкажіть формулу солі, у водному розчині якої рН середовища має значення менше 7:
а) K_2S б) $AlCl_3$ в) KCl
г) K_2SO_3 д) Na_3PO_4
13. Вкажіть формулу речовини, водний розчин якої має лужну реакцію:
а) $ZnCl_2$ б) K_2S в) $Cu(NO_3)_2$
г) $NaCl$ д) $Al(NO_3)_3$

Лабораторна робота № 7

«Окисно-відновні реакції. Електроліз водних розчинів електролітів»

Окисно-відновні процеси

Окисно-відновні процеси (реакції) – процеси, що супроводжуються переходом електронів від одних атомів (молекул, йонів) до інших зі зміною ступеня окиснення.

Ступінь окиснення – формальна числова величина, що вказує уявний частковий заряд атома всередині молекули або йона.

Окисник – речовина, атоми (молекули, йони) якої приєднують електрони.

Відновник – речовина, атоми (молекули, йони) якої віддають електрони.

Окиснення – процес віддачі електронів атомами (молекулами, йонами), що супроводжується підвищенням ступеня окиснення.

Відновлення – процес приєднання електронів атомами (молекулами, йонами), що супроводжується пониженням ступеня окиснення.

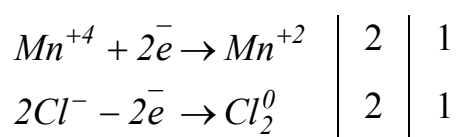
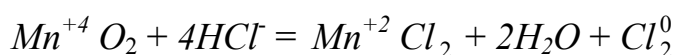
Найважливіші відновники: метали, водень, вугілля, CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , HI , HBr , HCl , $SnCl_2$, $FeSO_4$, $MnSO_4$, $CrCl_3$, NH_3 , NO , H_3PO_4 , спирти, глюкоза.

Найважливіші окисники: галогени, $KMnO_4$, K_2MnO_4 , $K_2Cr_2O_7$, O_2 , O_3 , H_2O_2 , H_2SO_4 (конц), HNO_3 , Ag_2O , PbO_2 , іони Ag^+ , Au^{3+}

Типи окисно-відновних реакцій.

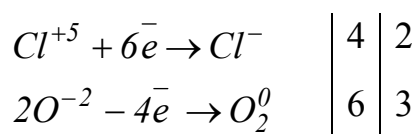
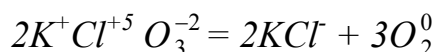
1. Міжмолекулярні – це такі, в яких окисником та відновником виступають атоми різних елементів, що перебувають у різних речовинах.

Наприклад:



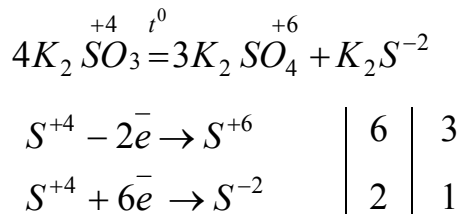
2. Внутрішньо-молекулярні – реакції, в яких окисником та відновником виступають атоми різних елементів, що перебувають в одній речовині.

Наприклад:

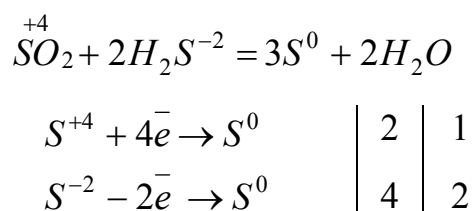


3. Реакції диспропорціювання – у цих окисником і відновником є атоми одного елемента, що перебувають в одній і тій же речовині. Вони поділяються на підтипи:

а) дисмутації – атоми вихідної речовини змінюють ступінь окиснення з одного проміжного до двох різних (вищого і нижчого), наприклад:



б) конмутації – атоми вихідної речовини змінюють ступінь окиснення з двох різних ступенів до одного (проміжного), наприклад:



При визначенні ступеня окиснення слід дотримуватись певних правил:

- 1) ступінь окиснення атомів у простих речовинах (Fe , O_2 , Cl_2 , H_2) беруть рівним нулю;
- 2) водень у нейонних сполуках з неметалами має ступінь окиснення +1, а в йонних гідридах (NaH , CaH_2) виявляє ступінь окиснення -1;
- 3) ступінь окиснення кисню у сполуках приймають рівним -2, за винятком пероксидів (-1) та флуориду кисню F_2O (+2);
- 4) найвищий ступінь окиснення в більшості випадків відповідає номеру групи, до якої належить елемент, винятком є флуор і кисень;
- 5) алгебрична сума ступенів окиснення елементів у хімічній сполуці дорівнює нулю, невідомий ступінь окиснення одного з елементів у молекулі складної речовини можна визначити, користуючись складним рівнянням;
наприклад, ступінь окиснення фосфору у фосфорноватистій кислоті $H_3^+ PO_2^{-2}$ визначаємо за таким рівнянням:

$$3 \cdot (+1) + x + 2(-2) = 0$$

$$x = +1$$

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій слід дотримуватися певної послідовності:

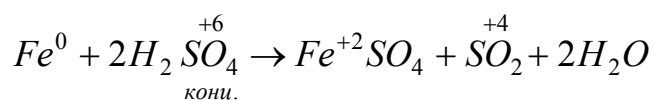
- 1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;
- 2) записати рівняння електронно-йонного балансу;

- 3) підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;
- 4) повністю розставити коефіцієнти у рівняння реакції.

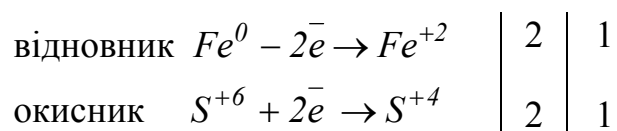
Основні методи зрівнювання коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій

Метод електронного балансу – запис напівреакції окиснення та відновлення через символи лише тих елементів, що змінюють ступінь окиснення. Вказуються кількості електронів, що переходять від (або до) цього елемента, з подальшим їх зрівнюванням через найменше спільне кратне.

Наприклад, складемо рівняння взаємодії заліза з концентрованою H_2SO_4



Ферум віддає 2 електрони та підвищує окиснення від 0 до +2, а сульфур приймає ці два електрони та знижує свій ступінь окиснення від +6 до +4

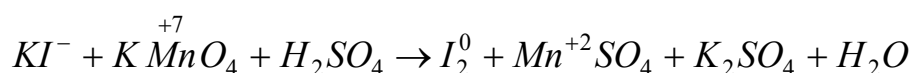


З електронних рівнянь витікає, що при окиснику та відновнику коефіцієнти дорівнюють 1, але в продуктах реакції беруть участь 2 атоми сульфуру (один з яких не відновлюється), тому коефіцієнти подвоюються.

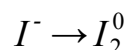
Перевірку правильності написання рівняння можна обмежити підрахунком кількості атомів одного якого-небудь елемента, наприклад гідрогену або кисню.

Метод напівреакцій – запис напівреакцій окиснення та відновлення через формули реальних частинок (молекул, йонів), у яких наявні елементи, що змінюють ступінь окиснення. Вказуються кількості електронів, що переходять від (або до) цієї частинки, з подальшим їх зрівнюванням через найменше спільне кратне.

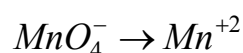
Наприклад, розглянемо реакцію окиснення йодиду калію перманганатом калію у кислому середовищі. Записуємо схему цієї реакції:



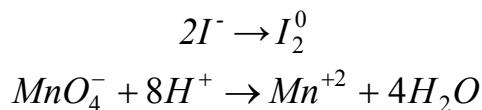
Складаємо йонні схеми процесів окиснення та відновлення



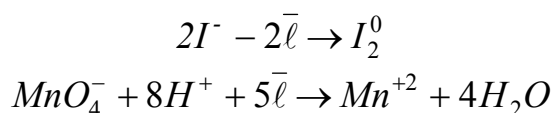
та



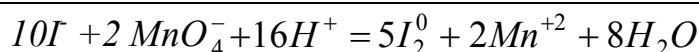
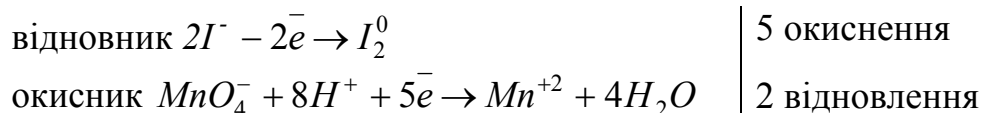
Прирівнюємо схеми реакцій за елементами, для цього у лівій частині схеми можна використовувати йони гідрогену та молекули води, якщо реакція перебігає в кислому середовищі, або ж йони гідроксиду та молекули води, - в лужному середовищі:



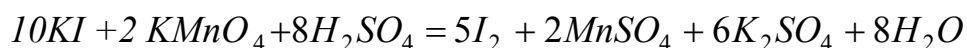
Наступний крок – прирівнювання зарядів у лівій та правій частинах схеми, для цього додаємо (або віднімаємо) необхідну кількість електронів



Щоб прирівняти кількість електронів в обох напівреакціях, першу з них помножимо на 5, а другу – на 2



У молекулярній формі рівняння реакції матиме такий вигляд:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

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

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

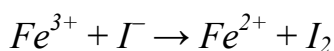
Устаткування: штатив з набором пробірок, скляні палички, мікрошпатель.

Виконання роботи

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

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

Реакція визначається схемою:

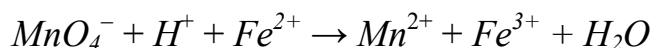


Складіть електронно-йонні рівняння процесів окиснення та відновлення і рівняння реакції.

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

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

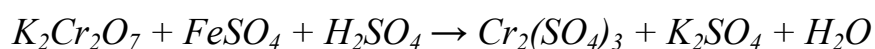
Реакція визначається схемою:



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

Дослід 3. *Окисні властивості дихромату калію.*

Налити в пробірку 1–2 мл дихромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, прилити декілька крапель сірчаної кислоти і кинути туди ж кристалик залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Спостерігайте зміну кольору. Схема реакції, що відбувається:



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

Дослід 4. *Окисні властивості перманганату калію в кислому середовищі.*

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

Схема реакції, що відбувається:

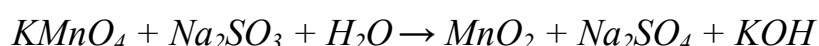


Складіть електронні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

Дослід 5. *Окисні властивості перманганату калію в нейтральному середовищі.*

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

Схема реакції, що відбувається:

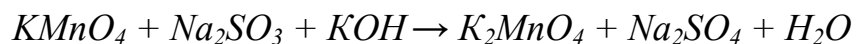


Складіть електронні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквіваленти окисника та відновника.

Дослід 6. *Окисні властивості перманганату калію в лужному середовищі.*

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

Схема реакції, що відбувається:



Складіть електронні рівняння та розставте коефіцієнти. Розрахуйте еквівалент перманганату калію.

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



Складіть електронні рівняння і розставте коефіцієнти. Визначте еквіваленти окисника та відновника.

Електроліз

Іони у розчинах і розплавах знаходяться у стані постійного руху, він являє собою рух хаотичний, неспрямований. При підведенні до розчину або розплав електроліту постійного електричного струму за допомогою електродів, що з'єднанні з джерелом постійного струму, рух іонів стає строго спрямованим. Катіони в полі постійного електричного струму пересуваються до катода (негативно зарядженого електрода), а аніони – до анода (позитивно зарядженого електрода).

Електроліз – окисно-відновний процес, що протікає на електродах при проходженні постійного електричного струму крізь розплав або розчин електроліту та супроводжується розкладом розпавленої або розчиненої речовини та води.

Аніони – A^{x-} , OH^- - іони, що притягуються анодом.

Катіони – Me^{n+} , H^+ - іони, що притягуються катодом.

$A^{x-} - Xe^- \rightarrow A^0$ - аніони віддають електрони

$Me^{n+} + ne^- \rightarrow Me^0$ - катіони приймають електрони

На аноді проходить процес окиснення аніонів (A^{x-} , OH^-) або молекул H_2O .

На катоді йде процес відновлення катіонів (Me^{n+} , H^+) або (та) молекул H_2O .

Окисно-відновна дія струму в багато разів сильніша за дію хімічних відновників та окисників.

При електролізі виконується закон збереження електричного заряду: число електронів, відданих аніонами на аноді, повинно дорівнювати числу електронів, що приєднані катіонами на катоді.

Усі кількісні розрахунки електролізу виконуються за молекулярним рівнянням, що складено на основі схеми електролізу або згідно з законом Фарадея:

$$m = k \cdot I \cdot t$$

де - m - маса речовини, що виділилася на одному з електродів

k – електрохімічний еквівалент речовини

I – сила струму

t – час

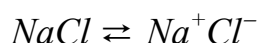
У таблиці підсумовано деякі катодні та анодні процеси, що відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів.

Електроліз розчинів деяких електролітів

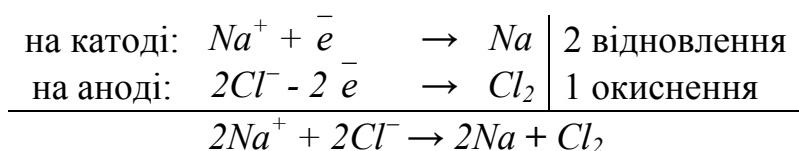
<i>Розчинений електроліт</i>	<i>Що відбувається на електроді</i>
Гідроксиди і солі лужних, лужноземельних елементів, солі магнію, берилію, алюмінію	Катод: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
Солі, які містять катіони елементів від мангану до тих, що завершують ряд активності	Катод: $M^{n+} + ne^- \rightarrow M$ водночас можливе: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
Хлориди, броміди, йодиди, сульфід	Анод: $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$ $S^{2-} - 2e^- \rightarrow S$
Гідроксиди, сульфати, нітрати, карбонати, фосфати	Анод: $4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2 + 2H_2O$

Приклади розв'язання розрахункових завдань

Приклад 1. Напишіть, які процеси відбуваються при електролізі розплаву



На електродах відбуваються процеси:



Рівняння реакції:

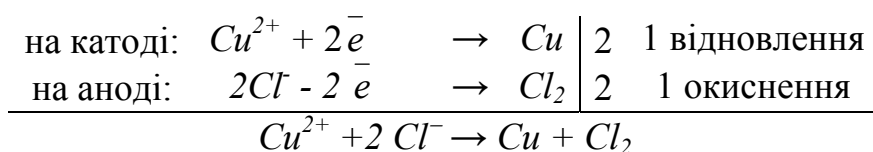


Відповідь: внаслідок електролізу розплаву $NaCl$ на катоді виділяється метал натрій, а на аноді – хлор (газ)

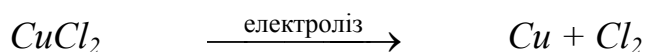
Приклад 2. Визначте продукти електролізу водного розчину $CuCl_2$



На електродах відбуваються процеси:

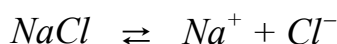


Рівняння реакції

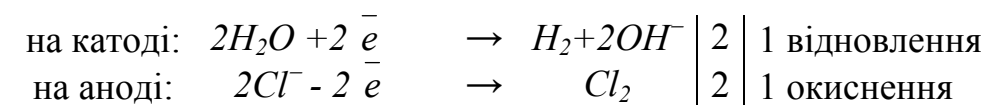


Відповідь: внаслідок електролізу водного розчину CuCl_2 на катоді виділяється мідь, а на аноді – хлор (газ).

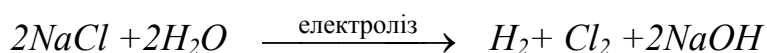
Приклад 3. Визначте продукти електролізу водного розчину NaCl .



На електродах відбуваються процеси:



Сумарний процес можна зобразити рівнянням:



Відповідь: внаслідок електролізу на аноді виділяється хлор, а на катоді – водень і в розчині накопичується гідроксид натрію.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- удосконалити знання про окисно-відновні процеси;
- дослідити реакцію електролізу як окисно-відновний процес;
- удосконалити навички, пов'язані зі складанням окисно-відновних рівнянь реакцій.

Обладнання: U-подібна трубка; вугляні електроди; джерело постійного струму 5-6 В.

Реактиви: розчин сульфату міді (II) CuSO_4 ; розчин фенолфталеїну.

Дослід 1. **Вивчення електролізу розчину сульфату купруму (II).**

В закріплену у штативі U-подібну трубку завдовжки 12-15 см (рис. 10) наливають до половини 5%-й водний розчин CuSO_4 .

У розчин крізь верхні отвори трубки занурюють два вугляні електроди. Електроди приєднують до джерела постійного струму напругою 5-6 В і проводять електроліз до появи на вугляному електроді тонкого шару міді. Пояснюють дослід, записують рівняння відповідних реакцій.

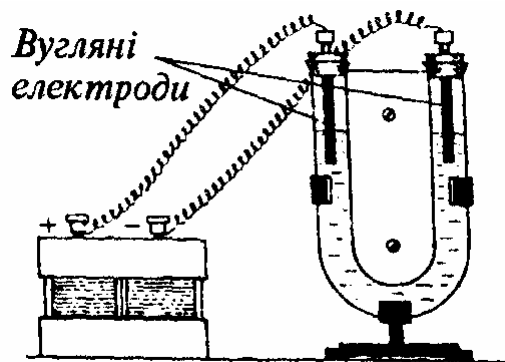


Рис. 10 - Прилад для проведення електролізу.

Дослід 2. Дослідження анодного розчинення міді.

Вугляні електроди, що використовувалися в першому досліді, добре промивають водопровідною водою і споліскують дистильованою. В U-подібну трубку (див. рис. 10) наливають трохи більше половини її об'єму 20%-го розчину $CuSO_4$, додають 2-3 краплі фенолфталеїну і вставляють електроди. Електрод, вкритий міддю, з'єднують з анодом, а другий – з катодом джерела постійного струму напругою близько 6 В.

Фіксують процеси біля електродів і чекають повного розчинення мідного шару на аноді. Пояснюють дослід, записують рівняння відповідних реакцій.

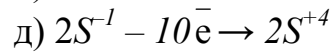
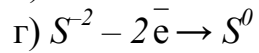
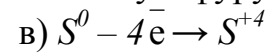
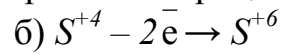
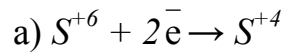
Контрольні питання

1. окисник – це атом, молекула чи йон, який:
 - а) не змінює ступеня окиснення під час хімічної реакції;
 - б) віддає електрони;
 - в) приймає електрони;
 - г) окиснюється;
 - д) одночасно окиснюється і відновлюється.

2. Під час електролізу:
 - а) на аноді катіони приймають електрони й відновлюються;
 - б) на катоді аніони віддають електрони й окиснюються;
 - в) на катоді катіони приймають електрони й відновлюються;
 - г) на аноді аніони приймають електрони й відновлюються;
 - д) на катоді аніони приймають електрони й відновлюються.

3. Під час електролізу води:
 - а) на катоді окиснюється Гідроген;
 - б) на аноді відновлюється Гідроген;
 - в) на катоді спостерігається виділення водню;
 - г) на аноді виділяється водень;
 - д) на катоді спостерігається виділення кисню.

4. Вкажіть електронне рівняння процесу відновлення Сульфуру:



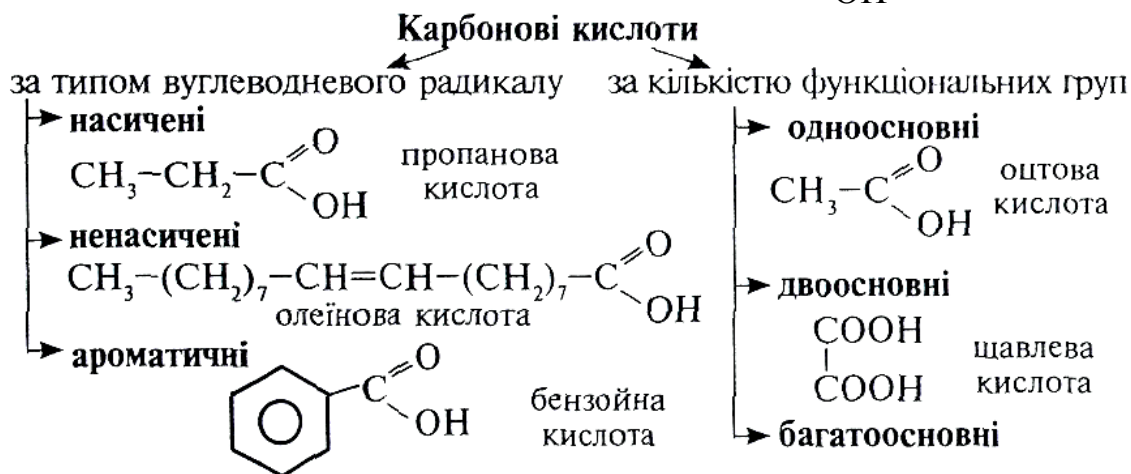
5. Записати окисно-відновні процеси які відбуваються під час електролізу водних розчинів $CuCl_2$, $NaCl$, якщо електроди виготовлені з інертного матеріалу.

Лабораторна робота № 8

«Властивості оцтової кислоти та білків»

КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

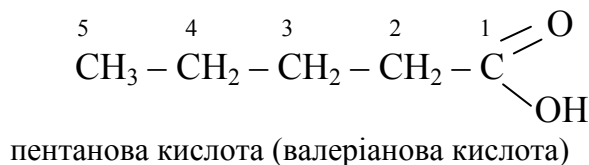
Карбовими кислотами називаються органічні сполуки, молекули яких мають одну або кілька карбоксильних груп $\begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{—C} \\ \text{\ /} \\ \text{OH} \end{array}$



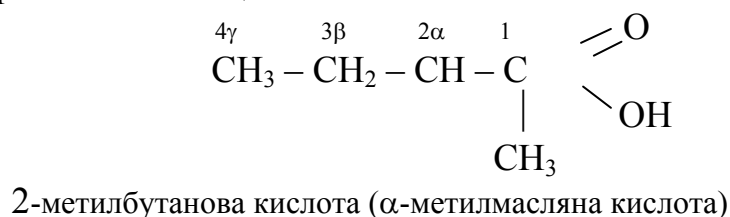
Ізомерія та номенклатура карбових кислот

Щоб дати назву карбовій кислоті, треба:

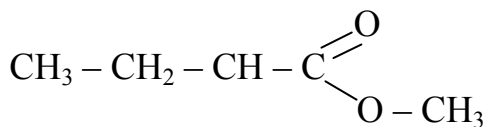
- 1) обрати найдовший ланцюг атомів Карбону і пронумерувати його, починаючи з Карбону функціональної групи;
- 2) цифрами вказати положення замісників і назвати їх (у алфавітній послідовності);
- 3) записати назву відповідного до пронумерованих атомів Карбону вуглеводню;
- 4) додати закінчення **-ова**.



- 1) ізомерія Карбового ланцюга



2) міжкласова ізомерія



маслянометилловий естер

Гомологічний ряд насичених одноосновних карбонових кислот $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{COOH}$	
$\text{H} - \begin{array}{l} \text{C}=\text{O} \\ \text{OH} \end{array}$	мурашина кислота, метанова
$\text{CH}_3 - \begin{array}{l} \text{C}=\text{O} \\ \text{OH} \end{array}$	оцтова кислота, етанова
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \begin{array}{l} \text{C}=\text{O} \\ \text{OH} \end{array}$	пропіонова кислота, пропанова
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \begin{array}{l} \text{C}=\text{O} \\ \text{OH} \end{array}$	масляна кислота, бутанова
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \begin{array}{l} \text{C}=\text{O} \\ \text{OH} \end{array}$	валеріанова кислота, пентанова
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \begin{array}{l} \text{C}=\text{O} \\ \text{OH} \end{array}$	капронова кислота, гексанова

Завдяки перерозподілу електронної густини в молекулах карбонових

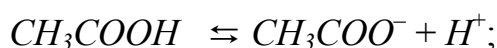
кислот $\text{R} - \begin{array}{l} \text{C}=\overset{\delta-}{\text{O}} \\ \text{O} \leftarrow \text{H}^{\delta+} \end{array}$, вони здатні утворювати димери за рахунок водневого

зв'язку $\begin{array}{c} \text{R} - \text{C}=\overset{\delta-}{\text{O}} \cdots \text{H}^{\delta+} - \text{O} \\ \text{O} - \text{H}^{\delta+} \cdots \overset{\delta-}{\text{O}} = \text{C} - \text{R} \end{array}$ і мають високі температури кипіння.

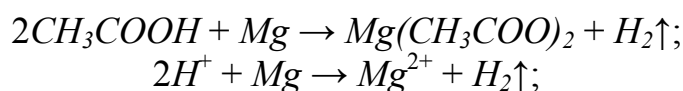
Цим же пояснюються й їхні хімічні властивості.

Хімічні властивості:

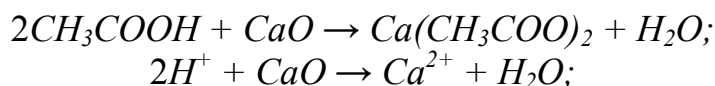
1) майже всі вони є слабкими електролітами:



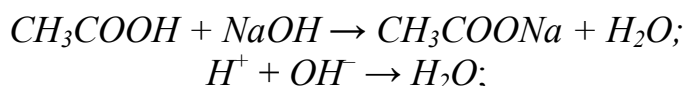
2) як і неорганічні кислоти, реагують з металами:



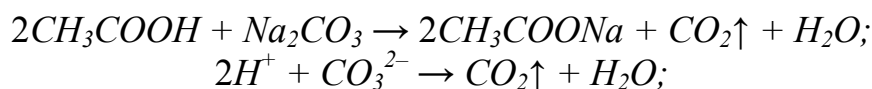
– основними оксидами:



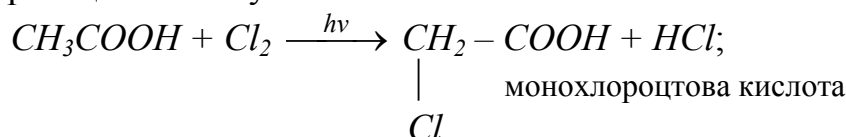
– лугами:



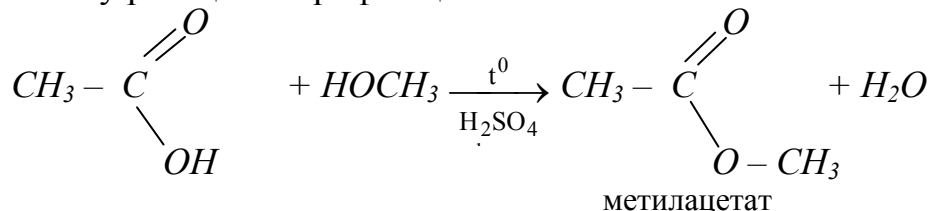
– солями слабких кислот:



3) вступають у реакції галогенування:

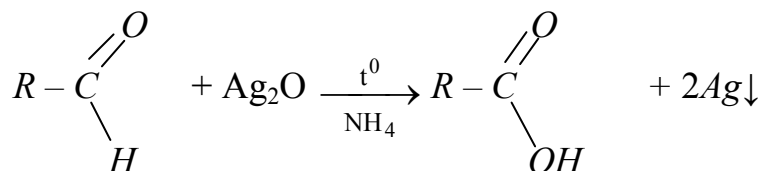


4) вступають у реакції естерифікації:

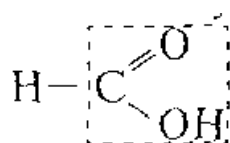


Добування

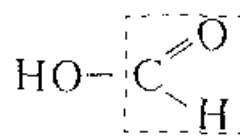
Загальний спосіб добування карбонових кислот полягає в окисненні альдегідів:



Мурашина кислота HCOOH – безбарвна рідина з різким запахом, кипить при 101 °С. За будовою та хімічними властивостями є біфункціональною сполукою:

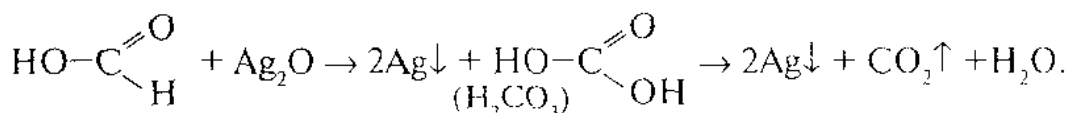


карбоксильна група

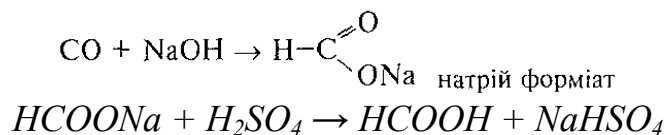


альдегідна група

Як альдегід, мурашина кислота дає реакцію «срібного дзеркала».

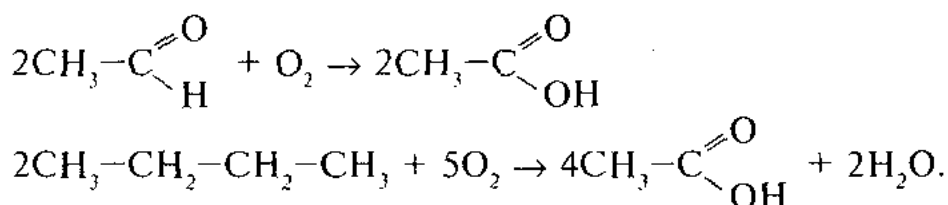


Добувають мурашину кислоту з натрій формиату, який утворюється при взаємодії карбон (II) оксиду та їдкого натру:



Мурашину кислоту широко використовують як відновник при синтезі органічних речовин, для добування щавлевої кислоти.

Оцтова кислота CH₃COOH — безбарвна рідина з різким характерним запахом. При 118,5 °C вона кипить, а при 16,6 °C — твердне, нагадуючи лід, через що дістала назву льодяної оцтової кислоти. Оптову кислоту добувають окисненням оцтового альдегіду, бутану:

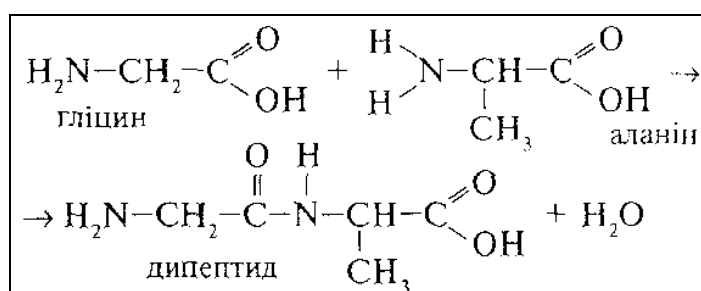


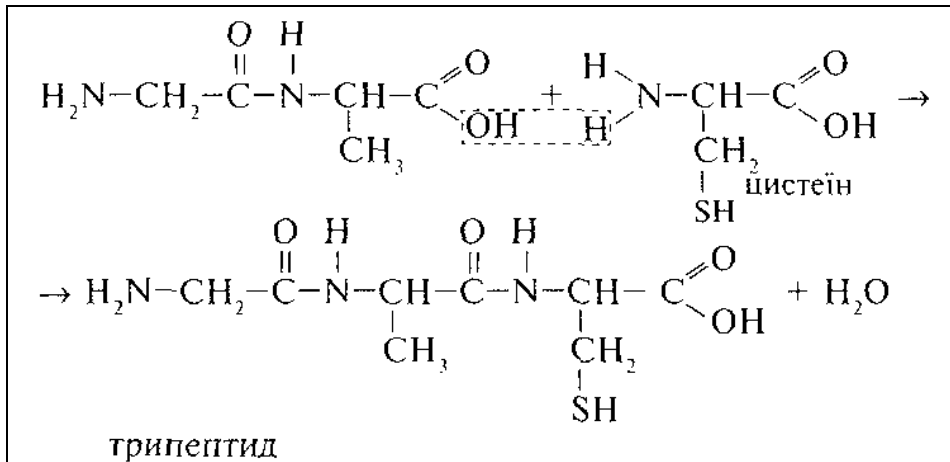
У хімічній промисловості з оцтової кислоти виробляють пластмаси, барвники, лікарські речовини, штучне волокно, незаймисту кіноплівку.

Вищі карбонові кислоти: насичені – стеаринова C₁₇H₃₅COOH, пальмітинова C₁₅H₃₁COOH і ненасичена – олеїнова C₁₇H₃₃COOH – входять до складу жирів. Солі цих кислот називаються милами. Тверді мила – це солі натрію (C₁₇H₃₅COONa), рідкі – солі калію (C₁₅H₃₁COOK).

БІЛКИ

Білки – це складні високомолекулярні природні сполуки, побудовані з α-амінокислот. За сучасними уявленнями, у білках α-амінокислоти з'єднані між собою пептидними (амідними) зв'язками (–NH–CO–) у пептидні ланцюги:





Первинна структура білка – це послідовність чергування амінокислотних залишків у поліпептидному ланцюгу даного білка.

Вторинна структура білка – це форма поліпептидного ланцюга у просторі (спіраль, яка утримується водневими зв'язками).

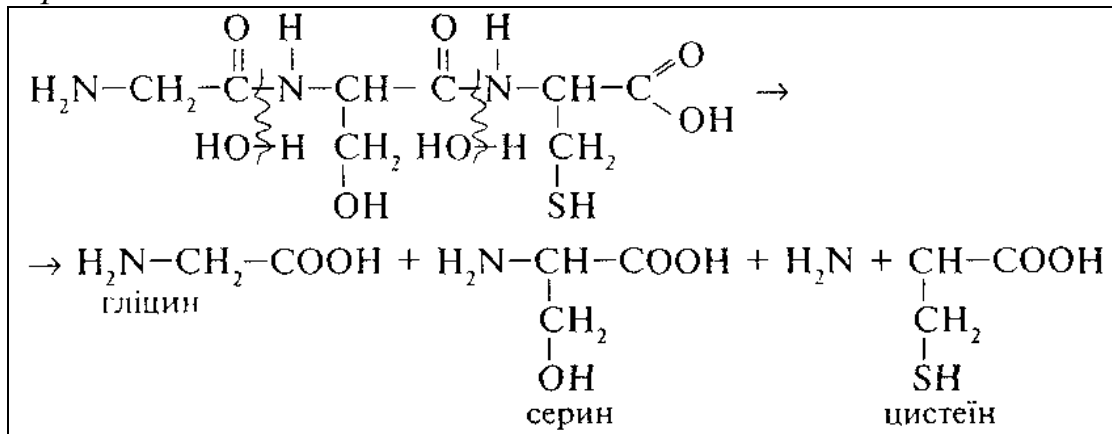
Третинна структура білка – це просторове розміщення поліпептидних ланцюгів, що визначає його конфігурацію.

Четвертинна структура білка – це розміщення в просторі кількох поліпептидних ланцюгів у макромолекулі білка.

Хімічні властивості

1) *денатурація* – руйнування зв'язків, які зумовлюють четвертинну, третинну, вторинну структури молекули. Це відбувається під дією сильних кислот і лугів, етилового спирту, солей важких металів, радіації, нагрівання тощо;

2) *гідроліз білків до амінокислот:*



3) *кольорові реакції на білки:*

- біуретова – утворення фіолетового забарвлення при дії на білок реактиву Фелінга;
- ксантопротеїнова – утворення жовтого забарвлення при дії на білок, що містить бензольне кільце, концентрованої нітратної кислоти;

- цистинова – утворення чорного осаду PbS при кип'ятінні білків, які містять Сульфур, з лугом і при додаванні плюмбум (II) ацетату;
- міллонова – утворення червоного забарвлення при кип'ятінні білка з реактивом Міллона (розчин меркурій(II) нітрату, який містить нітритну кислоту).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

- Мета роботи:**
- дослідити хімічні властивості оцтової кислоти дією на індикатори, вступати в хімічні реакції з металами, лугами, солями;
 - дослідити кольорові реакції білків, які є якісними.

Обладнання: штатив з пробірками, піпетки, пробіротримач, електрична плитка.

Реактиви: оцтова кислота CH_3COOH , розчини індикаторів: лакмусу, фенолфталеїну та метилового оранжевого; магній (у вигляді порошку або ошурок); розчин білка; розчин натрій гідроксиду $NaOH$, розчин натрій карбонату ($\omega = 10\%$); розчин сульфату купрум (II) $CuSO_4$; концентрованої нітратної кислоти HNO_3 ; розчин нінгідрину ($\omega = 1\%$) в ацетоні ($\omega = 95\%$); розчин сульфанілової кислоти ($\omega = 1\%$) в розчині хлоридної кислоти ($\omega = 5\%$); розчин натрій нітрату (III) ($\omega = 0,5\%$); насичений розчин амоній сульфату $(NH_4)_2SO_4$; розчин натрій нітропрусиду ($\omega = 5\%$); концентрований розчин амоніаку NH_4OH .

Правила техніки безпеки

Перед виконанням лабораторних дослідів треба ознайомитись із правилами техніки безпеки при роботі в лабораторії хімії (див. вище). Обережно працюйте з розчинами лугів. Пам'ятайте, що луги є їдкими речовинами. У разі потрапляння на одяг або шкіру їх треба негайно змити проточною водою.

ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ

Дослід 1. **Дія оцтової кислоти на індикатори.**

1. Для проведення дослідів підготуйте три пронумеровані пробірки (№ 1, № 2 та № 3).
2. У кожену пробірку налейте по 1-2 мл розчину оцтової кислоти CH_3COOH .
3. Додайте по 2-3 краплі розчинів індикаторів: у пробірку № 1 – нейтрального лакмусу, у пробірку № 2 – фенолфталеїну, у пробірку

№ 3 – метилового оранжевого. Відзначте забарвлення розчинів у кожній пробірці. Заповніть таблицю.

<i>Речовина</i>	<i>Номер пробірки</i>	<i>Індикатор</i>	<i>Забарвлення індикатора</i>
Розчин оцтової кислоти	1	Нейтральний лакмус	
	2	Фенолфталеїн	
	3	Метилловий оранжевий	

4. Складіть рівняння дисоціації оцтової кислоти.

Зробіть висновки щодо результатів досліду з погляду теорії електролітичної дисоціації.

Дослід 2. Взаємодія оцтової кислоти з магнієм.

Для проведення роботи підготуйте три пронумеровані пробірки (№ 4, № 5 та № 6).

У пробірку № 4 налейте 1 мл розведеної оцтової кислоти CH_3COOH та додайте трохи порошку магнію або магнієвих ошурок.

Опишіть спостереження. Складіть рівняння відповідної хімічної реакції в молекулярній формі; повній та скороченій іонних формах.

Дослід 3. Взаємодія оцтової кислоти з натрій гідроксидом.

У пробірку № 5 налейте 1 мл розчину натрій гідроксиду $NaOH$ та додайте 2-3 краплі фенолфталеїну. До забарвленого розчину краплями додавайте розчин оцтової кислоти CH_3COOH до знебарвлення розчину. Опишіть спостереження. Складіть рівняння відповідної хімічної реакції в молекулярній формі; повній та скороченій іонних формах.

Дослід 4. Взаємодія оцтової кислоти з натрій карбонатом.

У пробірку № 6 налейте 1 мл розведеної оцтової кислоти та додайте розчин натрій карбонату Na_2CO_3 . Опишіть спостереження. Складіть рівняння відповідної хімічної реакції в молекулярній формі; повній та скороченій іонних формах.

Зробіть висновки щодо хімічних властивостей оцтової кислоти як представника класу карбонових кислот.

Контрольні питання

1. Якими експериментальними фактами можна підтвердити, що оцтова кислота є слабкою кислотою?
2. Поясніть, чому оцтова кислота виявляє більш сильно виражені кислотні властивості у порівнянні з етанолом.
3. Яка карбонова кислота утвориться при окисненні:
а) етанолу; б) метанолу?

Складіть рівняння відповідних хімічних реакцій.

4. З якими із зазначених речовин реагуватиме оцтова кислота:
а) кальцинована сода; в) негашене вапно;
б) хлоридна кислота; г) мідь?

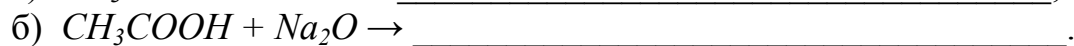
Складіть рівняння можливих реакцій.

5. У якому випадку відбуватиметься хімічна реакція:
а) при додаванні до натрій ацетату сульфатної кислоти;
б) при додаванні до натрій сульфату оцтової кислоти?

Для підтвердження відповіді складіть рівняння відповідних реакцій.

6. Складіть рівняння реакції взаємодії оцтової кислоти з:
а) металом; б) сіллю.

7. Закінчіть рівняння наступних реакцій:



8. Складіть рівняння реакції взаємодії оцтової кислоти з етиловим спиртом. Укажіть назву естеру, що утворюється при цьому.

КОЛЬОРОВІ РЕАКЦІЇ БІЛКІВ

Дослід 1. *Біуретова реакція.*

У пробірку налийте 2 мл розчину білка, додайте декілька крапель розчину купрум (II) сульфату $CuSO_4$, та декілька крапель розчину натрій гідроксиду $NaOH$. Опишіть спостереження.

Дослід 2. *Ксантопротеїнова реакція.*

У пробірку налийте 2 мл розчину білка та додайте декілька крапель розчину концентрованої нітратної кислоти HNO_3 . Одержаний осад нагрійте. Опишіть спостереження.

Дослід 3. *Нінгідрінова реакція.*

До 2-3 мл розведеного розчину білка додайте розчин нінгідрину ($\omega = 1\%$) в ацетоні ($\omega = 95\%$). Перемішайте і нагрійте на киплячій водяній бані при $70\text{ }^\circ\text{C}$ 15-20 хвилин. Опишіть спостереження.

Дослід 4. *Реакція Паулі.*

До 1-2 мл розчину сульфанілової кислоти ($\omega = 1\%$) в розчині хлоридної кислоти ($\omega = 5\%$) додайте 2 мл розчину натрій нітрату (III), ($\omega = 0,5\%$), ретельно перемішайте і додайте спочатку 2 мл розведеного розчину білка, а потім (після перемішування вмісту пробірки) 6 мл розчину натрій карбонату ($\omega = 10\%$), знову перемішайте. Опишіть спостереження і зробіть висновки.

Дослід 5. *Нітропрусидна реакція.*

У пробірку внесіть 1-2 мл розведеного білка, додайте рівний об'єм насиченого розчину амоній сульфату і 2-3 краплини розчину натрій нітропрусиду ($\omega = 5\%$). Потім внесіть декілька крапель концентрованого розчину амоніаку.

Якщо в білку є цистеїн, то відбувається реакція, у результаті якої з'являється пурпурове забарвлення. Загалом слід зазначити, що специфічних реакцій на білки немає, і тому для ідентифікації білків застосовується декілька реакцій. Запишіть спостереження і зробіть висновки.

Контрольні питання

1. Які кольорові реакції є якісними на білки? Що називають денатурацією білка?
2. Яку роль відіграють водневі зв'язки в побудові білкової молекули? Які ще приклади впливу водневих зв'язків на властивості речовин вам відомі?
3. Що відбувається при дії на білок води у присутності ферментів? Яким чином відбувається розрив зв'язків? Складіть рівняння відповідних реакцій.
4. Які хімічні сполуки використовуються в організмі для синтезу білків?
5. Чому білкову їжу не можна замінити на тривалий час їжею, що містить лише жири та вуглеводи?

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																		
1	H 1 Гідроген Водень												He 2 Гелій	Протонне число (порядковий номер)												
2	Li 3 Літій	Be 4 Берилій	B 5 Бор	C 6 Карбон Вуглець	N 7 Нітроген Азот	O 8 Оксиген Кисень	F 9 Флуор Фтор	Ne 10 Неон																		
3	Na 11 Натрій	Mg 12 Магній	Al 13 Алюміній	Si 14 Силіцій	P 15 Фосфор	S 16 Сульфур Сірка	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон																		
4	K 19 Калій	Ca 20 Кальцій	21 44,956	Sc 22 Скандій	22 47,88	Ti 23 Титан	23 50,942	V 24 Ванадій	24 51,996	Cr 25 Хром	25 54,938	Mn 26 Манган	26 55,847	Fe 27 Ферум Залізо	27 58,933	Co 28 Кобальт	28 58,69	Ni 29 Нікель								
	29 63,546	Cu 30 Купрум Мідь	30 65,39	Zn 31 Цинк	31 69,723	Ga 32 Галій	32 72,59	Ge 33 Германій	33 74,922	As 34 Арсен	34 78,904	Se 35 Селен	35 79,904	Br 36 Бром	36 83,80	Kr 37 Криптон										
5	Rb 37 Рубідій	Sr 38 Стронцій	39 88,906	Y 40 Ітрій	40 91,224	Zr 41 Цирконій	41 92,906	Nb 42 Ніобій	42 95,94	Mo 43 Молибден	43 [99]	Tc 44 Технецій	44 101,07	Ru 45 Рутеній	45 102,91	Rh 46 Родій	46 106,42	Pd 47 Паладій								
	47 107,87	Ag 48 Аргентум Срібло	48 112,41	Cd 49 Кадмій	49 114,82	In 50 Індій	50 118,71	Sn 51 Станум Олово, цина	51 121,75	Sb 52 Стибій	52 127,60	Te 53 Телур	53 126,90	I 54 Іод Йод	54 131,29	Xe 55 Ксенон										
6	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	57 138,91	*La 58 Лантан	72 178,49	Hf 73 Гафній	73 180,95	Ta 74 Тантал	74 183,85	W 75 Вольфрам	75 186,21	Re 76 Реній	76 190,2	Os 77 Осмій	77 192,22	Ir 78 Іридій	78 195,08	Pt 79 Платина								
	79 196,97	Au 80 Аурум Золото	80 200,59	Hg 81 Меркурій Ртуть	81 204,38	Tl 82 Талій	82 207,2	Pb 83 Плюмбум Свинець, оливо	83 208,98	Bi 84 Бісмут	84 [209]	Po 85 Полоній	85 [210]	At 86 Астат	86 [222]	Rn 87 Радон										
7	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	89 [227]	**Ac 90 Активій	104 [261]	Db 105 Дубній	105 [262]	Jl 106 Джоліотій	106 [263]	Rf 107 Резерфордій	107 [262]	Bh 108 Борій	108 [265]	Hn 109 Ганій	109 [266]	Mt 110 Майтнерій	110 58,69	Uun 111 Уунунілій								
* Лантаноїди																										
58 140,12	Ce 59 Церій	Pr 140,91 Празеодим	60 144,24	Nd 61 Неодим	61 [147]	Pm 62 Прометій	62 150,36	Sm 63 Самарій	63 151,96	Eu 64 Європій	64 157,25	Gd 65 Гадоліній	65 158,93	Tb 66 Тербій	66 162,50	Dy 67 Диспрозій	67 164,93	Ho 68 Гольмій	68 167,26	Er 69 Ербій	69 168,93	Tm 70 Тулій	70 173,04	Yb 71 Ітербій	71 174,97	Lu 72 Лютецій
** Актиноїди																										
90 238,04	Th 91 Торій	Pa [231] Протактиній	92 238,03	U 93 Уран	93 [237]	Np 94 Нептуній	94 [244]	Pu 95 Плутоній	95 [243]	Am 96 Америцій	96 [247]	Cm 97 Кюрій	97 [247]	Bk 98 Берклій	98 [251]	Cf 99 Каліфорній	99 [252]	Es 100 Ейнштейній	100 [257]	Fm 101 Фермій	101 [258]	Md 102 Менделєвій	102 [259]	No 103 Нобелій	103 [260]	Lr 104 Лоуренсій

Таблиця розчинності солей та основ у воді

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

Примітка: **P** – розчинні у воді; **BP** – важкорозчинні (малорозчинні); **H** – практично нерозчинні; “-” риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

Назви найважливіших кислот і солей

<i>Кислота</i>		<i>С о л і</i>			<i>Назва солі</i>
<i>Назва</i>	<i>Формула</i>	<i>Аніон</i>	<i>Назва аніона</i>	<i>Приклад солі</i>	
Борна (ортоборатна)	H_3BO_3	BO_3^{3-}	ортоборат	Na_3BO_3	Ортоборат натрію
Бромідна (бромоводнева)	HBr	Br^-	бромід	BaBr_2	Бромід барію
Дихроматна (двохромова)	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромат калію
Хроматна (хромова)	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	хромат	K_2CrO_4	Хромат калію
Іодидна (йодоводнева)	HI	I^-	йодид	BaI_2	Йодид барію
Карбонатна (вугільна)	H_2CO_3	CO_3^{2-}	карбонат	Na_2CO_3	Карбонат натрію
Мангана (VII) (перманганатна)	HMnO_4	MnO_4^-	перманганат	KMnO_4	Перманганат калію
Нітратна (азотна)	HNO_3	NO_3^-	нітрат	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Нітрат кальцію
Нітритна (азотиста)	HNO_2	NO_2^-	нітрит	$\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$	Нітрат магнію
Ортофосфатна (фосфорна)	H_3PO_4	PO_4^{3-}	ортофосфат	$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$	Ортофосфат феруму
Силікатна (кремнієва)	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	силікат	K_2SiO_3	Силікат калію
Сульфатна (сірчана)	H_2SO_4	SO_4^{2-}	сульфат	ZnSO_4	Сульфат цинку
Сульфідна (сірчиста)	H_2SO_3	SO_3^{2-}	сульфіт	Na_2SO_3	Сульфід натрію
Сульфідна (сірководнева)	H_2S	S^{2-}	сульфід	K_2S	Сульфід калію
Хлоридна (соляна хлороводнева)	HCl	Cl^-	хлорид	CaCl_2	Хлорид кальцію
Хлоратна (I) (хлорнуватиста гіпохлоритна)	HClO	ClO^-	хлорат (I) (гіпохлорит)	NaClO	Гіпохлорит натрію
Хлоритна (III) (хлориста)	HClO_2	ClO_2^-	хлорат (III) (хлорит)	NaClO_2	Хлорит натрію
Хлоратна (V) (хлорнувата)	HClO_3	ClO_3^-	хлорат (V) (хлорат)	NaClO_3	Хлорат натрію
Хлоратна (VII) (хлорна)	HClO_4	ClO_4^-	хлорат(VII) (перхлорат)	NaClO_4	Перхлорат натрію
Ціанідна	HCN	CN^-	ціанід	KCN	Ціанід калію
Тіоціанатна	HNCS	NCS^-	тіоціанат	NaNCS	Тіоціанат натрію

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Зинченко А.Т., Семизорова Н.Ф. Химия. Учебник для иностранных студентов подготовительных факультетов. Одесса „Полиграф” 2005, 263с., рос.
2. Зінченко А.Т., Семизорова Н.Ф. Органическая химия. Учебник для иностранных студентов подготовительных факультетов ВУЗов. Одесса „Друк”, 2007, - 174с., рос.
3. Шанина Т.П. Учбові завдання з дисципліни „Хімія” для слухачів – іноземців факультету довузівської підготовки. Одеса: ОДЕКУ, 2005.- 14с., укр.
4. Калашникова Л.Е. Общая химия. Для иностранных студентов. К.: МАУП, 2005.-50с.: ил.-Библиогр.: с.48., рос.
5. Попель П.П., Савченко І.О., Крикля Л.С. Хімія. 11 кл. Підручник для загальноосвітніх навчальних закладів. – К.: Академія, - 2007. – 243 с.
6. Попель П.П., Крикля Л.С. Хімія. 10 кл. Підручник для загальноосвітніх навчальних закладів. – К.: Академія, - 2007. – 229 с.
7. Попель П.П., Крикля Л.С. Хімія. Підручник для 9 кл. загальноосвітніх навчальних закладів. – К.: Академія, - 2009.

ДОДАТКОВА

1. Воронежцева А.А., Гребінежко В.Д, Чокан Л.О. Методичні вказівки та завдання з формування навичок та вмінь читання і усного мовлення з дисципліни „ Українська мова” для слухачів – іноземців підготовчого відділення (на матеріал хімії). Одеса,ОДЕКУ,2010. – 16с. укр.
2. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Збірник задач з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. – К.: А.С.К. – 2005. – 311 с.
3. Басов В.П., Радіонов В.М., Юрченко О.Г. Хімія. Навчальний посібник для слухачів підготовчих відділень, факультетів довузівської підготовки. – К.: Каравела. – 2003.