

Лабораторна робота № 3

Основні класи неорганічних сполук

1.1 Мета:

вивчити кислотно-основні властивості і методи одержання типових представників основних класів неорганічних сполук, ознайомитися з правилами роботи в хімічній лабораторії і технікою безпеки

1.2 Короткі теоретичні відомості

Речовини поділяються на прості і складні. Прості речовини складаються з атомів одного хімічного елементу, а складні – з атомів різних елементів. Складні речовини називаються хімічними сполуками.

ПРОСТІ РЕЧОВИНИ поділяються на метали і неметали. До неметалів відносяться речовини, утворені атомами двадцяти двох хімічних елементів: Гідрогену, благородних газів, галогенів, Оксигену, Сульфуру, Селену, Телуру, Нітрогену, Фосфору, Арсену, Карбону, Силіцію, Бору. Усі інші хімічні елементи і їх прості речовини – метали.

Метали в хімічних реакціях тільки віддають електрони, тобто є відновниками, тому в сполуках їх атоми мають тільки позитивні ступені окиснення. Неметали в реакціях можуть приймати і віддавати електрони, тобто поводитися і як окисники, і як відновники, тому ступені окиснення неметалів в сполуках можуть бути як негативними, так і позитивними.

СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ (хімічні сполуки) дуже численні і різноманітні за складом і властивостям. Вивчення речовин полегшує їх класифікація, оскільки, знаючи особливості класу сполук, можна охарактеризувати властивості їхніх окремих представників.

Основними класами неорганічних – сполук є оксиди, гідроксиди (основи і кислоти) і солі.

Оксидами називаються бінарні сполуки хімічних елементів з киснем, в яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2 .

За хімічними властивостями оксиди поділяються на солетворні і несолетворні (CO , NO , N_2O). Солетворні оксиди, у свою чергу, поділяються на основні (Na_2O , CaO , FeO та ін.), кислотні (SO_2 , SO_3 , SiO_2 , CO_2 і т.д.) й амфотерні (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO та ін.).

Гідроксидами є сполуки солетворних оксидів з водою. За типом і продуктами електролітичної дисоціації у водних розчинах і за хімічними властивостями гідроксиди поділяються на основи (NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та ін.), кислоти (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 та ін.) і амфотерні гідроксиди, або амфоліти ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ та ін.).

Солі є продуктами заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал або гідроксид-аніонів в основах на кислотний залишок. Згідно з теорією електролітичної дисоціації, солями називаються речовини, під час дисоціації яких утворюються катіони металів (а також NH_4^+ – катіон амонію) і аніони кислотних залишків. Солі поділяють на нормальні, або середні (Na_2SO_4 , K_2S , Na_2SiO_3 та ін.), кислі, або гідросолі (NaHCO_3 , KHSO_4 , NaHS та ін.), основні, або

гідроксосолі ($ZnOHCl$, $(CuOH)_2CO_3$, $AlOH(NO_3)_2$ і т. д.), подвійні ($KNaCO_3$, $KAl(SO_4)_2$ та ін.), змішані ($CaClOCl$, або $CaOCl_2$, $Sr(HS)Cl$ та ін.) і оксосолі ($SbOCl$, $BiONO_3$, $TiOCl_2$ та ін.).

Існують сполуки, які не відносяться до основних класів речовин : гідриди, карбіди, нітриди, сульфокислоти і сульфосолі, комплексні сполуки та ін. Вони вивчаються на заняттях з хімії елементів та їх сполук.

1.3 Експериментальна частина

1.3.1 Одержання і властивості оксидів

Одержання магній оксиду. Сріблясто-білий легкий метал магній за $500^\circ C$ спалахує і швидко згорає сліпучим яскравим полум'ям. Горіння супроводжується випромінюванням світла і виділенням великої кількості тепла. На сильному виділенні світла під час горіння магнію ґрунтується його застосування для виготовлення освітлювальних ракет і у фотографії (магнієвий спалах). Оксид MgO (палена магнезія), що утворюється, застосовується в медицині як засіб від печії, як сорбент і каталізатор, він входить до складу вогнетривких виробів.

Реактиви. Магнієва стружка, розчин фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, спиртівка або сухий спирт, сірники, фарфорова чашка, скляна паличка.

Узяти щипцями невеликий шматочок стружки магнію і підпалити його полум'ям спиртівки. Магній, що горить, тримати над фарфоровою чашкою. У чашку з оксидом магнію, що утворився, додати декілька мл води, розмішати скляною паличкою і визначити середовище розчину індикатором фенолфталеїном або універсальним індикаторним папером.

У звіті описати дослід, скласти рівняння реакцій горіння магнію і взаємодії оксиду магнію з водою, пояснити середовище розчину і зробити висновок про хімічну природу оксиду магнію.

Одержання хрому(III) оксиду розкладанням солі. Темно-зелений оксид хрому Cr_2O_3 отримують розкладанням гідроксиду хрому(III) або хромовмісних солей. Він застосовується в якості пігменту, каталізатора, поліруючого матеріалу, вводиться в скло для його забарвлення.

Реактиви. Кристалічна сіль $(NH_4)_2Cr_2O_7$.

Посуд і прилади. Фарфорова чашка, сірники, скляна паличка.

У фарфорову чашку помістити невеликою гіркою кристалічний дихромат амонію і ввести в центр гірки палаючий сірник або скіпку. Спостерігати розкладання солі, яке спочатку йде повільно, а потім прискорюється. Схема реакції:



Описати дослід і вказати, яке природне явище він нагадує в зменшеному масштабі. Переписати схему реакції, визначити стехіометричні коефіцієнти перед речовинами і тип реакції.

Одержання карбон(IV) оксиду. Оксид CO_2 – вуглекислий газ – міститься в невеликій кількості в атмосфері (0,03 %) і в розчиненому вигляді в деяких мінеральних джерелах. У техніці його отримують прожарюванням вапняку за реакцією:



а в лабораторіях – розкладанням мармуру соляною кислотою в апараті Кіпа за рівнянням реакції:



Головним споживачем вуглекислого газу є харчова промисловість: виробництво цукру, пива, газованої води. Він застосовується також в якості холодоагенту (сухий лід), для гасіння пожеж і в якості нагнітаючого газу для перекачування легкозаймистих рідин. У хімічній промисловості діоксид вуглецю використовується в отриманні кальцинованої соди – карбонату натрію Na_2CO_3 .

Реактиви. Подрібнена крейда, розчин метилоранжу, дистильована вода, смужки паперового універсального індикатору.

Посуд і прилади. Пробірка, пробка з газовідвідною трубкою, хімічна склянка на 250 мл або такого ж об'єму колба.

У пробірку $\frac{1}{4}$ насипати подрібненої крейди і додати розчину соляної кислоти в такій кількості, щоб повністю покрити крейду. Пробірку закрити газовідвідною трубкою кінець якої занурити у склянку з дистильованою водою, куди попередньо було додано декілька крапель метилоранжу.

Відмити колір, запах газу, що виділяється. Яка реакція середовища розчину, що утворюється в результаті розчинення цього газу у воді? Про що це свідчить?

Запишіть рівняння відповідних реакцій та зроблені висновки.

Вивчення властивостей оксиду цинку. Оксид цинку є в кожному приміщенні, де вікна і двері пофарбовані білою фарбою. Ця фарба (цинкові білила) є найпоширенішою з усіх білил. Оксид цинку застосовується також у виготовленні білої гуми, в косметиці і в медицині.

Реактиви. Порошкоподібний цинку(II) оксид, 10% розчин сірчаної кислоти, 30% - ний розчин натрій гідроксиду.

Посуд і прилади. Пробірки, спиртівка або сухий спирт, сірники, скляна паличка.

У дві пробірки помістити по одному мікрошпателю порошкоподібного оксиду цинку. У першу пробірку додати 15-20 крапель 10% -ного розчину сірчаної кислоти, а в іншу – стільки ж 30% -го розчину гідроксиду натрію. Для прискорення реакцій підігріти пробірки на спиртівці. Записати рівняння реакцій і зробити висновок про хімічну природу оксиду цинку.

1.3.2 Одержання і дослідження властивостей лугів

Гідроксиди-основи поділяються на розчинні і нерозчинні. Розчинні основи – це гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Вони називаються лугами. У промисловості розчинні основи одержують електролізом розчину відповідних солей лужних або лужноземельних металів, а в лабораторних умовах – взаємодією відповідного металу з водою. Ця реакція відбувається бурхливо з розбризуванням отриманого лугу, через це проводячи такий дослід необхідно дотримуватися обережності.

Одержання гідроксиду натрію. Найпоширеніша серед лугів речовина – гідроксид натрію (їдкий натр). За масштабами виробництва і застосування він займає серед неорганічних речовин третє місце після сірчаної кислоти і карбонату натрію.

Реактиви. Металічний натрій під шаром гасу, розчин фенолфталеїну, смужки паперового універсального індикатору, дистильована вода.

Посуд і прилади. Щипці, скальпель, кристалізатор або фарфорова чашка, скляна паличка.

У фарфорову чашку або кристалізатор налити до половини дистильованої води. З банки, в якій знаходиться натрій під шаром гасу, пінцетом витягнути натрій, осушити фільтрувальним папером від гасу, відрізати ножом шматочок (не більше половини горошини) і опустити у воду. Після закінчення реакції визначити за допомогою індикатора середовище отриманого розчину.

У звіті описати дослід і пояснити ефекти, які супроводжували реакцію (шипіння, "бігання" шматочка по поверхні, розбризкування і так далі). Написати рівняння реакції одержання NaOH. Пояснити, чому лужні метали зберігають під шаром гасу. Скласти список усіх лугів (їх повинно бути десять).

Взаємодія лугу з кислотою. В результаті реакцій лугів з кислотами середовище розчину стає нейтральним, тому ці реакції називаються реакціями нейтралізації. Незалежно від складу взаємодіючих лугів і кислот, усі реакції нейтралізації виражаються одним і тим же йонним рівнянням:



Реакції нейтралізації фіксуються за зміною забарвлення індикаторів.

Реактиви. Розчин NaOH, HCl, розчин фенолфталеїну, розчин метилоранжу, смужки паперового універсального індикатору.

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

Заповнити пробірку десятьма краплями розчину гідроксиду натрію і додати одну краплю індикатора фенолфталеїну. Потім додавати по краплях соляну кислоту до зміни забарвлення розчину. Дослід повторити декілька разів, змінивши фенолфталеїн спочатку на метилоранж, а потім на інші наявні індикатори. Результати дослідження оформити у вигляді таблиці 1.1.

Таблиця 1.1 – Зміна кольору індикаторів в різних середовищах

Назва індикатора	Колір індикатора в різних середовищах		
	у кислому	у нейтральному	у лужному

1.3.3 Одержання і дослідження властивостей малорозчинних основ

Більшість металів, окрім лужних і лужноземельних, утворюють малорозчинні у воді основи (таблиця Г 1). Вони застосовуються як сорбенти, каталізатори, барвники і як початкові речовини в отриманні солей, оксидів і інших сполук.

Реактиви. Розчини CuSO₄, NiCl₂, FeCl₃, NaOH, HCl.

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка, спиртівка або сухий спирт, пробіркотримач, сірники.

З наявних реактивів отримати малорозчинні основи: гідроксид купруму(II), гідроксид нікелю(II) і гідроксид феруму(III). Написати рівняння реакцій, вказати колір осадів.

Пробірку з гідроксидом купруму(II) підігріти на спиртівці до зміни кольору осаду (потемніння). Написати рівняння реакції розкладання $\text{Cu}(\text{OH})_2$ в результаті нагрівання.

З інших трьох пробірок обережно злити рідину і до осадів, що залишилися, додати по краплях соляну кислоту, спостерігати зникнення осадів. Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

1.3.4 Одержання і дослідження властивостей амфотерних основ

Амфотерність – здатність гідроксидів проявляти властивості як основ, так і кислот. Воно характерне для багатьох гідроксидів, і проявляється тим сильніше, чим менше радіус металу і вище його ступінь окиснення (валентність). Тому серед гідроксидів одновалентних металів амфотерні відсутні, серед двовалентних їх тільки п'ять ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ і $\text{Pb}(\text{OH})_2$), серед тривалентних – більшість ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ та ін.), а гідроксиди чотиривалентних металів усі є сильно амфотерними. Гідроксиди металів у більш високих ступенях окиснення вже є кислотами (H_2CrO_4 , HMnO_4 , HVO_3).

Реактиви. Розчини ZnSO_4 , або ZnCl_2 , 10% -ні NaOH і HCl .

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

Отримати в пробірці гідроксид цинку, додаючи до розчину його солі розчин розбавленого гідроксиду натрію (обережно, по краплях). Половину отриманого осаду перенести в іншу пробірку. На осад, що залишився в першій пробірці, подіяти соляною кислотою, на вміст другої пробірки – тим же розчином NaOH .

У звіті описати дослід і спостереження. Написати в молекулярному і йонному вигляді рівняння реакцій: а) одержання гідроксиду цинку; б) його взаємодії з HCl ; в) його взаємодії з розчином NaOH . Написати схеми електролітичної дисоціації $\text{Zn}(\text{OH})_2$ за типом основи і кислоти. Провести і описати такий же дослід з одержання і дослідження властивостей гідроксиду алюмінію, відповісти на ті ж питання.

1.3.5 Одержання і дослідження властивостей кислот

Одержання (хлоридної) соляної кислоти з її солі(1). Промисловий спосіб одержання соляної кислоти – синтез з хлору і водню. Ця реакція є класичним прикладом ланцюгової реакції, на світлі вона може приймати вибуховий характер, тому в навчальних лабораторіях її не проводять. В окремих випадках застосовується старий спосіб одержання соляної кислоти – взаємодією хлориду натрію з сульфатною (сірчаною кислотою).

Реактиви. NaCl кристалічний, конц. H_2SO_4 (1). Магнієва стружка, порошок заліза, гранули цинку, мідна дротина, 10% -ний розчин HCl (2). Цинку оксид, купрум(II)оксид, розчин HNO_3 (3). Розчини BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , 10% -ний розчин H_2SO_4 (4).

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка, паперові смужки універсального індикатору.

У суху пробірку помістити один мікрошпатель хлориду натрію і декілька (8-10) крапель концентрованої сульфатної кислоти (дослід проводити у витяжній шафі!). Спостерігати виділення безбарвного газу. Піднести до

пробірки змочену дистильованою водою смужку універсального індикатора і спостерігати зміну її забарвлення.

У звіті описати дослід і спостереження, записати рівняння реакції, пояснити зміну забарвлення індикатора.

Взаємодія хлоридної кислоти з металами (2). У чотири пробірки налити по 10 крапель розбавленої HCl . У першу опустити шматочок магнію, в другу – заліза, в третю – цинку, в четверту – міді. У звіті записати рівняння реакцій, що відбуваються. Пояснити, чому в четвертій пробірці реакція не відбувається.

Взаємодія нітратної кислоти з оксидами (3). У дві пробірки помістити по одному мікрошпателю ZnO і CuO . У кожен пробірку внести по 10 крапель HNO_3 , спостерігати як відбувається реакція.

У звіті записати рівняння реакцій і спостереження.

Взаємодія сульфатної кислоти з солями(4). У три пробірки помістити по 10 крапель розчинів барій(II)хлориду, плюмбум(II)нітрату і натрій карбонату. У кожен пробірку додати по 5-6 крапель H_2SO_4 . Спостерігати утворення осадів в перших двох пробірках і виділення газу в третій. Написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді. Сформулювати відношення кислот до металів, оксидів, основ і солей.

1.3.6 Одержання солей та їх властивості

Реактиви. Розчини $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , NaCl або KCl , KI , KBr , розчин H_2SO_4 (1). Розчини NiSO_4 , FeCl_3 , CuSO_4 , 10% -ний розчин NaOH (2). Розчини BaCl_2 , Na_2CO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , KNO_3 , NaCl (3). Розчин Na_2SiO_3 , 10%-ний розчин HCl (4). Конц. розчин KNO_3 (5).

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка, фільтрувальний папір, сірники.

Одержання солей Плюмбуму і Аргентуму(1). До п'яти крапель розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ додати 5 крапель розчину будь-якого хлориду, наприклад KCl . Спостерігати випадання осаду PbCl_2 . Самостійно підібрати реактиви і отримати сульфат плюмбуму PbSO_4 і йодид плюмбуму PbI_2 .

Підібрати необхідні реактиви і отримати галогеніди Аргентуму: хлорид, бромід і йодид.

Описати досліди, звернути увагу на різне забарвлення отриманих солей (що використовується в якісному аналізі). Написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді.

Взаємодія солей з лугами(2). У трьох пробірках провести реакції взаємодії між розчинами солей Нікелю (NiSO_4), Феруму (FeCl_3), Купруму (CuSO_4) та гідроксидом натрію (NaOH).

Описати дослід, записати рівняння реакцій.

Взаємодія солей з солями (3). У трьох пробірках змішати розчини солей: в першій BaCl_2 і Na_2CO_3 , в другій $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і CuSO_4 , в третій KNO_3 і NaCl .

Написати рівняння реакцій в першій і другій пробірках. Пояснити, чому в третій пробірці реакція не відбувається.

Взаємодія солей з кислотами(4). Солі взаємодіють з кислотами у тому випадку, якщо нова сіль, що утворюється, або нова кислота випадає в осад. Реакції солей з кислотами з утворенням нових нерозчинних солей були проведені в досліді 1.3.5. У цьому досліді необхідно отримати одну з небагатьох малорозчинних кислот. Для цього налити в пробірку 4-6 крапель розчину

силікату натрію і додати по краплях розбавлену соляну кислоту. Спостерігати утворення желеподібного осаду метасилікатної кислоти.

У звіті описати зовнішні ознаки желе кремнієвої кислоти, написати рівняння реакції.

Окиснювальні властивості солей (дослід "вогонь – художник") (5). Нітрати лужних металів в результаті нагрівання виділяють кисень, через це використовуються як окисники у складі сірників, запальних сумішей, пороху, ракетного палива.

Концентрованим розчином KNO_3 зробити малюнок на фільтрувальному папері у вигляді спіралі (лінія має бути безперервною, без перетинів). Кінець лінії відмітити олівцем. Почекати висихання і зникнення малюнка, після чого доторкнутися тліючим сірником до мітки. Вогонь просувається по малюнку, "проявляючи" його.

Описати і пояснити дослід. У загальному висновку до дослідів перерахувати способи одержання солей та їх найважливіші хімічні властивості.

1.4 Контрольні питання та завдання

1. Які речовини називаються простими, за якими властивостями вони поділяються на метали і неметали?
2. Дайте визначення понять оксидів, гідроксидів, кислот, солей.
3. Розподіліть запропоновані сполуки (Na_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , SbOCl , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$, KHSO_4 , K_2S) за класами: кислоти, основи, солі. Наведіть назви усіх речовин.
4. Перерахуйте способи одержання оксидів елементів.
5. Перерахуйте ознаки речовини кислотного характеру: смак, кольори індикаторів в розчині, здатність до взаємодії.
6. Перерахуйте ознаки речовини основного характеру.
7. Серед оксидів (CaO , SnO , NO , SO_2) знайти амфотерний й продемонструвати його амфотерність за допомогою відповідних рівнянь реакцій.
8. За допомогою яких кислот (HCl , H_2SO_4 (розб.), H_2SO_4 (конц.), HNO_3 (розб.), HNO_3 (конц.), H_3PO_4) можна отримати водень в результаті їх взаємодії з цинком?
9. Які із наведених нижче реакцій є можливими? Напишіть продукти можливих реакцій:
 - а) $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 =$
 - б) $\text{Mg} + \text{ZnSO}_4 =$
 - в) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 =$
 - г) $\text{Ag} + \text{ZnSO}_4 =$