

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
СХІДНОУКРАЇНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені ВОЛОДИМИРА ДАЛЯ
факультет хімічної інженерії

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання лабораторних робіт
з дисципліни
„ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ”

частина 1
«Загальна хімія»

ЗАТВЕРДЖЕНО:
на засіданні кафедри
загальної та фізичної хімії
протокол №4 від 30.11.2015р.

Сєвєродонецьк 2016

УДК 546

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни „Загальна та неорганічна хімія” для студентів денної та заочної форми навчання напряму підготовки 6.051301 – “Хімічна технологія” / Укл. Захарова О.І., Чумак В.О.– Северодонецьк: Вид-во СНУ ім..В.Даля, 2016. – 76 с.

Наведено стислий матеріал, необхідний для виконання лабораторних робіт з дисципліни „Загальна та неорганічна хімія”. Наведені правила техніки безпеки та загальні правила роботи у хімічній лабораторії, мета лабораторних робіт, порядок виконання, лабораторні установки, методика та техніка виконання дослідів напівмікрометодом, контрольні питання та завдання.

Укладачі:

доц. Захарова О.І.
ас. Чумак В.О.

Відповідальний за випуск: .

Р.Г. Заїка, к.т.н.

Рецензент:

проф., д.т.н. О.В. Суворін

Зміст

	стор.
ПЕРЕДМОВА	4
1. Загальні відомості	5
1.1. Правила поведінки студентів у хімічній лабораторії	5
1.2. Основні застережні заходи під час роботи у хімічній лабораторії	5
1.3. Оформлення журналу лабораторних робіт	9
2. Практична частина	10
2.1. Лабораторна робота № 1 Основні класи неорганічних сполук	10
2.2. Лабораторна робота № 2 Визначення молярної маси карбон (IV) оксиду	19
2.3. Лабораторна робота № 3 Визначення еквівалентної маси металу методом витіснення	23
2.4. Лабораторна робота № 4 Вимір теплових ефектів хімічних реакцій	29
2.5. Лабораторна робота № 5 Хімічна кінетика та хімічна рівновага	33
2.6. Лабораторна робота № 6 Приготування розчинів	39
2.7. Лабораторна робота № 7 Електролітична дисоціація	44
2.8. Лабораторна робота № 8 Йонообмінні реакції. Добуток розчинності. Гідроліз солей	50
2.9. Лабораторна робота № 9 Окисно-відновні реакції	57
2.10. Лабораторна робота № 10 Електрохімічні процеси	61
2.11. Лабораторна робота № 11 Комплексні сполуки	69
Література	75

П Е Р Е Д М О В А

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт складені відповідно до програми з дисципліни «Загальна та неорганічна хімія» і розраховані на 28 годин лабораторних занять. На виконання кожної роботи відводиться 4 години аудиторного часу.

Лабораторні роботи є одним із видів студентського експерименту. В процесі проведення робіт студент повинен:

- глибше і повніше вникнути в хімічні явища і закони;
- оволодіти технікою проведення лабораторних робіт;
- навчитись спостерігати і самостійно пояснювати явища, які супроводжують експеримент;
- робити підсумки та висновки із проведених робіт.

Лабораторні роботи мають схожі структурні частини:

- загальні теоретичні відомості;
- визначення мети роботи, необхідного обладнання, реактивів;
- інструкцію до виконання роботи;
- рекомендації щодо оформлення результатів роботи, а також підсумки і висновки;
- контрольні питання та завдання.

● Загальні теоретичні відомості як структурна одиниця мають на меті сконцентрувати теоретичний і фактичний матеріал з теми та створити передумови для кращого розуміння мети роботи.

● Перш ніж виконувати хімічний дослід, студент повинен чітко знати інструкцію до виконання і суворо додержуватись її. Така готовність є першою і обов'язковою умовою допуску студента до виконання лабораторної роботи.

● Обов'язковою умовою при виконанні практикуму є індивідуальна робота студента. Лабораторний практикум має довідковий матеріал, необхідний для виконання робіт.

1. Загальні відомості

1.1. ПРАВИЛА ПОВЕДІНКИ СТУДЕНТІВ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Студенти зобов'язані:

- 1) входити до хімічної лабораторії тільки з дозволу викладача;
- 2) входити і виходити з лабораторії спокійно, щоб випадково не перекинути хімічний посуд, прилади чи склянки з реактивами, що стоять на столах;
- 3) сидіти в лабораторії завжди за одним і тим самим робочим місцем і не переходити на інше місце без дозволу викладача;
- 4) підтримувати чистоту і порядок на своєму робочому місці, не залишати на столі сміття, збирати його і викидати в установлені місця (урни або спеціально поставлені на столах банки), після роботи мити за собою посуд;
- 5) під час роботи не тримати на столі нічого зайвого; на ньому можуть бути тільки підручник, задачник, довідник, зошит і письмове приладдя, реактиви.
- 6) дбайливо ставитися до обладнання лабораторії;
- 7) виконувати всі досліди самостійно, за винятком тих, які за вказівкою викладача виконують групами з 2 - 4 студентів;
- 8) не починати роботу, поки не перевірено, чи є все необхідне для дослідів, і не продумано послідовність виконання кожного з них;
- 9) працювати сидячи, швидко, але без зайвої квапливості, під час роботи додержувати тиші;
- 10) записувати хід виконання досліду в зошиті і робити запис всіх спостережень, рівнянь реакцій, висновків відразу ж після виконання досліду;
- 11) додержувати правил користування водопроводом, газом і електрикою, не відкривати без необхідності крани, не засмічувати речовини, вмикати електричні прилади в міру необхідності;
- 12) знати і додержувати правил нагрівання, поводження з розчинами кислот і лугів, вогнебезпечними, вибухонебезпечними та отруйними речовинами;
- 13) знати місцезнаходження в кабінеті протипожежних засобів, аптечки і вміти ними користуватися у разі нещасного випадку.

1.2. ОСНОВНІ ЗАСТЕРЕЖНІ ЗАХОДИ

ПІД ЧАС РОБОТИ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Працюйте в кабінеті хімії обов'язково в халаті.
2. Будьте максимально обережні під час виконання будь яких практичних робіт, пам'ятаючи, що неохайність, неуважність, недостатня обізнаність із

- властивостями речовин, з якими проводиться робота, може спричинити нещасний випадок.
3. Виконуйте тільки ті хімічні досліди, які погоджено з викладачем, під його наглядом або наглядом лаборанта.
 4. Уважно читайте етикетку на посудині з тією речовиною, яку берете для досліду. Відкриваючи пробку, не кладіть її на лабораторний стіл боком, а поставте до гори.
 5. Реактиви для дослідів беріть тільки в тих кількостях, які зазначені в інструкції.
 6. Якщо в інструкції не сказано, яку масу чи об'єм речовини треба взяти, то суху речовину беріть у такій кількості, щоб вона закрила лише дно пробірки, а розчин не більше $1/6$ її об'єму.
 7. Надлишок узятого реактиву ні в якому разі не зливайте назад у посудину де він зберігався.
 8. При наливанні рідин беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка спрямовувалась у бік долоні, знімайте краплю з краю шийки посудини, бо рідина може обпекти руку.
 9. Посудину, з якої взяли реактив, одразу закрийте пробкою і поставте на місце.
 10. Під час нагрівання розчинів у пробірці користуйтеся пробіркотримачем. Уважно стежте за тим, щоб отвір пробірки був спрямований у бік від обличчя працюючого, бо рідина через перегрівання може викинутися з пробірки.
 11. Під час нагрівання рідин стежте, щоб не перегрівалися стінки посудини над рідиною (особливо, коли рідини мало), бо при попаданні крапель рідини на перегріте скло посудина може тріснути.
 12. Щоб уникнути перегрівання, ніколи не нагрівайте пробірку лише знизу, а прогрівайте всю пробірку, увесь її вміст.
 13. Не заглядайте у пробірку, в якій нагрівається рідина, і не нахиляйтеся над посудиною, в яку наливається будь-яка рідина (особливо їдка), бо непомітні бризки можуть потрапити в очі.
 14. Ніякі речовини не пробуйте на смак.
 15. Нюхайте будь-які речовини з обережністю, не нахиляйтеся над посудиною і не вдихайте повними грудьми, а спрямовуйте до себе пару чи газ рухами руки.
 16. Додержуйте особливої обережності під час роботи з нагрівними приладами.
 17. Гарячі предмети ставте на керамічну плитку або спеціальну підставку.
 18. Відпрацьовані реактиви зливайте у раковину (після їх нейтралізації), а цінні реактиви - у спеціальні посудини.
 19. Після закінчення роботи приберіть своє робоче місце, виключіть воду, електронагрівні прилади і обов'язково ретельно вимийте руки.
 20. Не кладіть свої сніданки на лабораторні столи і ніколи не вживайте їжу в кабінеті.

Правила поводження з реактивами

1. Для проведення досліду розчини та тверді речовини беруть у таких кількостях, яких вимагає методика експерименту.
2. Реактиви зберігають у закритих кришками склянках для запобігання їх забруднення.
3. Тверді реактиви обережно відбирають шпателем; рідкі реактиви, які знаходяться в крапельницях, відміряють краплями.
4. Надлишок реактиву не висипають і не виливають у посуд, з якого він був взятий, щоб запобігти забрудненню реактивів.
5. Концентровані розчини кислот та лугів, токсичних речовин знаходяться під тягою, де з ними і працюють.

Робота з кислотами і лугами

1. Під час роботи з концентрованими кислотами та лугами необхідно бути обережним та слідкувати за тим, щоб вони не потрапили на шкіру і одяг.
2. При розведенні концентрованої сульфатної кислоти необхідно обережно і поступово приливати кислоту до води, а не навпаки. Це пов'язано з тим, що при розведенні сульфатної кислоти виділяється велика кількість тепла. Тому при додаванні води до кислоти розчин може розбризкуватись і потрапити на шкіру і одяг.

Робота зі шкідливими та отруйними речовинами

При роботі з шкідливими і отруйними речовинами (ціаніди, солі барію, ртуті, свинцю, арсену, металічна ртуть, сірководень тощо) необхідно слідкувати за тим, щоб шкідливі або отруйні речовини не потрапили в організм через шлунково–кишковий тракт. У зв'язку з цим їсти в лабораторії категорично забороняється. Після роботи в лабораторії необхідно добре вимити руки. Балони із ртуттю або заповнені нею прилади необхідно помістити на спеціальні підставки, щоб у випадку пошкодження приладів основна маса ртуті потрапила на підставку, а не на робочий стіл чи підлогу. Якщо ртуть все ж розлилася, її треба дуже швидко зібрати за допомогою мідних дроту або пластинки, а потім засипати сіркою. Працювати із ртуттю дозволяється лише у спеціальних приміщеннях.

Робота з горючими речовинами

1. Під час роботи з діетиловим ефіром, спиртами, бензолом та іншими горючими речовинами, їх нагрівання проводять на водяній бані в колбі із зворотним холодильником.
2. У лабораторії ці речовини необхідно зберігати в щільно закритих склянках невеликого вмісту.
3. Пробірки та склянки з горючими речовинами потрібно тримати на достатній відстані від пальників. Після закінчення роботи з ними

необхідно загасити пальники, а лише потім вимити посуд, що містить ці речовини.

4. Горючі, легкозаймисті та леткі речовини не можна зберігати близько від полум'я або сильно нагрітих електричних приладів (термостати, електропічі, тощо).
5. Лужні метали слід обов'язково зберігати під шаром вільного від води та вологи гасу. Лужні метали та кристалічні луги необхідно брати тільки пінцетом або спеціальними щипцями. Необхідно одягати окуляри або спеціальну маску. Після закінчення роботи залишки цих металів потрібно перенести в спеціально відведені для них склянки.

Робота з речовинами, що утворюють вибухові суміші

1. Необхідно пам'ятати, що деякі гази (водень, сірковуглець, ацетилен, оксид вуглецю(II), тощо), а також леткі речовини (бензол, спирти, гексан, тощо), при випаровуванні утворюють із повітрям, а також з киснем вибухові суміші. Щоб їх пари не накопичувались у приміщенні лабораторії в небезпечних кількостях, працювати з цими речовинами необхідно при сильній витяжній вентиляції.
2. Без дозволу та відповідної інструкції викладача забороняється нагрівати, піддавати удару речовини, які утворюють вибухові суміші (хлорати, перхлорати, персульфати тощо).

Правила поведінки при виникненні пожежі в лабораторії

1. При виникненні пожежі в лабораторії необхідно терміново вимкнути всі електричні прилади та перекрити подачу газу. Місце пожежі необхідно засипати піском або накрити протипожежною ковдрою та загасити вогонь за допомогою вогнегасника.
2. Застосовувати воду для гасіння пожежі треба обережно, тому що вода в деяких випадках сприяє збільшенню пожежі.

ПЕРША ДОПОМОГА ПРИ НЕЩАСНИХ ВИПАДКАХ

На початку кожного семестру викладач проводить інструктаж групи студентів про дотримання правил роботи в хімічній лабораторії та техніки безпеки. Студенти підтверджують знання правил безпеки власними підписами у журналі.

Нещасні випадки (опіки, поранення, отруєння) в лабораторії виникають внаслідок недостатнього ознайомлення працюючих з відповідними інструкціями по охороні праці та техніці безпеки або в результаті необережності у роботі.

У кожній лабораторії повинна бути аптечка першої допомоги.

Якщо нещасний випадок трапився, потерпілому треба надати першу допомогу:

1. При попаданні на шкіру кислот, це місце слід інтенсивно промити водою, а потім 1% розчином NaHCO_3 . При попаданні концентрованої сульфатної кислоти перед промиванням пошкоджену шкіру необхідно витерти сухим ватним тампоном.
2. При попаданні на шкіру розчинів лугів пошкоджене місце промивають водою, а потім розведеними оцтовою, лимонною кислотами, або насиченим розчином борної кислоти.
3. При попаданні на шкіру фенолу, бромом та подібних їм речовин необхідно негайно пошкоджене місце промити відповідними органічними розчинниками (спирт, ефір тощо).
4. При отруєнні хлором, бромом, оксидами нітрогену потерпілому необхідно вдихати пари розведеного розчину амоніаку та випити молоко.
5. При опіках тіла полум'ям необхідно негайно промити місце опіку 1% розчином калій перманганату та покласти на пошкоджене місце компрес із спиртового розчину таніну.
6. При порізах рану необхідно обробити спиртовим розчином йоду та перев'язати.
7. Після надання першої допомоги потерпілому, його терміново необхідно відправити до лікарні.

1.3. ОФОРМЛЕННЯ ЖУРНАЛУ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Кожен студент мусить вести лабораторний журнал. На обкладинці журналу слід вказати прізвище, ініціали, номер групи. Оформляти лабораторний журнал слід за формою:

- 1) дата виконання;
- 2) назва лабораторної роботи;
- 3) мета роботи;
- 4) стислі теоретичні відомості;
- 5) назва дослідження;
- 6) рівняння реакцій, спостереження, схеми приладів, розрахунки, таблиці, графіки, рисунки;
- 7) висновки.

Лабораторний журнал заповнюється в процесі виконання роботи. У кінці роботи журнал перевіряє викладач.

2. ПРАКТИЧНА ЧАСТИНА

2.1. Лабораторна робота № 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

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

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.п.) 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 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$,

Ba(OH)₂, Fe(OH)₃ та ін.), кислоти (H₂SO₃, H₂SO₄, HNO₃, H₃PO₄, HClO₄ та ін.) і амфотерні гідроксиди, або амфоліти (Be(OH)₂, Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Sn(OH)₄, Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Mn(OH)₄ 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 NH₄⁺ – катіон амонію) і аніони кислотних залишків. Солі поділяють на нормальні, або середні (Na₂SO₄, K₂S, Na₂SiO₃ та ін.), кислі (NaHCO₃, KHSO₄, NaHS та ін.), основні (ZnOHCl, (CuOH)₂CO₃, AlOH(NO₃)₂ і т.д.), подвійні (KNaCO₃, KAl(SO₄)₂ та ін.), змішані (CaClOCl, або CaOCl₂, Sr(HS)Cl та ін.) і оксосолі (SbOCl, BiONO₃, TiOCl₂ та ін.).

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

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Одержання і властивості оксидів

Дослід 1.1. Одержання магній оксиду. Сріблясто-білий легкий метал магній за 500 °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 магnezія), 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 індикатора, 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 магній оксидом, що утворився, додати декілька мл води, розмішати скляною паличкою і визначити середовище розчину індикатором фенолфталеїном або універсальним індикаторним папером.

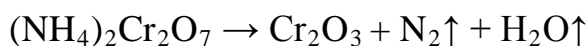
У звіті описати дослід, скласти рівняння реакцій горіння магнію і взаємодії магній оксиду з водою, пояснити середовище розчину і зробити висновок про хімічну природу магній оксиду.

Дослід 1.2. Одержання хром (III) оксиду розкладанням солі. Темно-зелений оксид хрому Cr_2O_3 отримують розкладанням хром (III) гідроксиду або хромовмісних солей. Він застосовується в якості пігменту, каталізатора, поліруючого матеріалу, вводиться в скло для його забарвлення.

Реактиви. Кристалічна сіль $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

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

У фарфорову чашку помістити невеликою гіркою кристалічний амоній дихромат 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.

Дослід 1.3. 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 хлоридною (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 CO_2 використовується в отриманні кальцинованої соди – натрій карбонату 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 насипати подрібненої крейди ($\frac{1}{4}$ від об'єму) і додати розчину хлоридної 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.

Відмітити 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.

Дослід 1.4. Вивчення властивостей цинк оксиду. Цинк оксид є в кожному приміщенні, де вікна і двері пофарбовані білою фарбою. Ця фарба (цинкові білила) є найпоширенішою з усіх білил. Цинк оксид застосовується також у виготовленні білої гуми, в косметиці і в медицині.

Реактиви. Порошкоподібний цинк (II) оксид, 10 % - вий розчин сульфатної кислоти, 30 % - вий розчин натрій гідроксиду.

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

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

2. Одержання і дослідження властивостей основ

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 луку, через це проводячи такий дослід необхідно дотримуватися обережності.

Дослід 2.1. Одержання натрій гідроксиду. Найпоширеніша серед лугів речовина – натрій гідроксид (їдкий натр). За масштабами виробництва і застосування він займає серед неорганічних речовин третє місце після сульфатної кислоти і натрій карбонату.

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 ножем 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).

Дослід 2.2. Взаємодія луку з кислотою. В результаті реакцій лугів з кислотами середовище розчину стає нейтральним, тому ці реакції називаються реакціями нейтралізації. Незалежно від складу взаємодіючих лугів і сильних кислот, усі реакції нейтралізації виражаються одним і тим же йонним рівнянням:



Реакції нейтралізації фіксуються за зміною забарвлення індикаторів.

Реактиви. Розчини NaOH, HCl, розчин фенолфталеїну, метилоранжу, смужки паперового універсального індикатора.

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

Заповнити пробірку десятьма краплями розчину натрій гідроксиду і додати одну краплю індикатора фенолфталеїну. Потім додавати по краплях хлоридну кислоту до зміни забарвлення розчину. Дослід повторити декілька разів, замінивши фенолфталеїн спочатку на метилоранж, а потім на інші наявні індикатори. Результати досліду оформити у вигляді таблиці 1.

Таблиця 1 – Зміна кольору індикаторів в різних середовищах

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

Дослід 2.3. Одержання і дослідження властивостей малорозчинних основ. Більшість металів, окрім лужних і лужноземельних, утворюють малорозчинні

у воді основи. Вони застосовуються як сорбенти, каталізатори, барвники і як початкові речовини в отриманні солей, оксидів і інших сполук.

Реактиви. Розчини CuSO_4 , NiCl_2 , FeCl_3 , NaOH , HCl .

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

З наявних реактивів отримати малорозчинні основи: купрум(II) гідроксид, нікол(II) гідроксид і ферум(III) гідроксид. Написати рівняння реакцій, вказати колір осадів.

Пробірку з купрум(II) гідроксидом 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 хлоридну кислоту, спостерігати зникнення осадів. Написати рівняння реакцій, що відбуваються.

Дослід 2.4. 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 % - в розчини NaOH і HCl .

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

Отримати в пробірці цинк гідроксид, додаючи до розчину його солі розчин розбавленого натрій гідроксиду (обережно, по краплях). Половину отриманого осаду перенести в іншу пробірку. На осад, що залишився в першій пробірці, подіяти хлоридною 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 цинк гідроксиду; 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 алюміній гідроксиду, відповісти на ті ж питання.

3. Одержання і дослідження властивостей кислот

Промисловий спосіб одержання хлоридної 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 хлоридної кислоти – взаємодією кристалічного хлориду натрію з концентрованою сульфатною кислотою.

Дослід 3.1. Одержання хлоридної (соляної) кислоти з її солі

Реактиви. NaCl кристалічний, концентрована H_2SO_4 .

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

У суху пробірку помістити один мікрошпатель натрій хлориду 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.

Дослід 3.2. Взаємодія хлоридної кислоти з металами

Реактиви. Магнієва стружка, порошок заліза, гранули цинку, мідна дротина, 10 % - вий розчин HCl.

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

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.

Дослід 3.3. Взаємодія нітратної кислоти з оксидами

Реактиви. Цинк оксид, купрум (II) оксид, розчин HNO_3 .

Посуд і прилади. Пробірки, мікрошпатель.

У дві пробірки помістити по одному мікрошпателью ZnO і CuO. У кожному пробірку внести по 10 крапель HNO_3 , спостерігати як відбувається реакція.

У звіті записати рівняння реакцій і спостереження.

Дослід 3.4. Взаємодія сульфатної кислоти з солями

Реактиви. Розчини BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , 10 % - вий розчин H_2SO_4 .

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

У три пробірки помістити по 10 крапель розчинів барій (II) хлориду, свинець (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 у третій. Написати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді. Сформулювати відношення кислот до металів, оксидів, основ і солей.

4. Одержання солей та їх властивості

Дослід 4.1. Одержання солей Плюмбуму і Аргентуму

Реактиви. Розчини $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , NaCl або KCl , KI , KBr , розчин H_2SO_4 .

Посуд і прилади. Пробірки.

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 свинець сульфат PbSO_4 і свинець йодид PbI_2 .

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

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

Дослід 4.2. Взаємодія солей з лугами

Реактиви. Розчини NiSO_4 , FeCl_3 , CuSO_4 , 10 % - вий розчин NaOH .

Посуд і прилади. Пробірки.

У трьох пробірках провести реакції взаємодії між розчинами солей Нікелю (NiSO_4), Феруму (FeCl_3), Купрум (CuSO_4) та натрій гідроксидом (NaOH).

Описати дослід, записати рівняння реакцій.

Дослід 4.3. Взаємодія солей з солями

Реактиви. Розчини BaCl_2 , Na_2CO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , KNO_3 , NaCl .

Посуд і прилади. Пробірки, скляна паличка.

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

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

Дослід 4.4. Взаємодія солей з кислотами. 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 4.3. У цьому досліді необхідно отримати одну з небагатьох малорозчинних кислот.

Реактиви. Розчин Na_2SiO_3 , 10 % - вий розчин HCl .

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

В пробірку налити 4-6 крапель розчину натрій силікату і додати по краплях розбавлену хлоридну кислоту. Спостерігати утворення желеподібного осаду метасилікатної кислоти.

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

Дослід 4.5. Окиснювальні властивості солей (дослід "вогонь – художник"). Нітрати лужних металів в результаті нагрівання виділяють кисень, через це використовуються як окисники у складі сірників, запальних сумішей, пороху, ракетного палива.

Реактиви. Концентрований розчин KNO_3 .

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

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 досліді перерахувати способи одержання солей та їх найважливіші хімічні властивості.

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_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HAlO_2 , SbOCl ,

$KAl(SO_4)_2$, $AlOH(NO_3)_2$, $KHSO_4$, K_2S) за класами: кислоти, основи, солі.
Наведіть назви усіх речовин.

4. Наведіть способи одержання оксидів елементів.

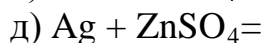
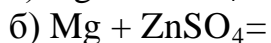
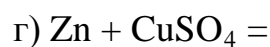
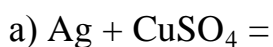
5. Наведіть ознаки речовини кислотного характеру: смак, кольори індикаторів в розчині, здатність до взаємодії.

6. Наведіть ознаки речовини основного характеру.

7. Серед оксидів (CaO , SnO , NO , SO_3) знайти амфотерний й продемонструйте 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:



2.2. Лабораторна робота №2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ КАРБОН (IV) ОКСИДУ

Мета роботи: опанувати метод визначення молярної маси речовини в газоподібному стані.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Молярна маса - це маса одного моль речовини. Моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць. Один моль будь-якого газу за нормальних умов ($P_0 = 101,3$ кПа, $T_0 = 273$ К) займає об'єм 22,4 л. Цей об'єм називається молярним.

Молярну масу газу можна визначити декількома способами. Найчастіше її визначають, виходячи з абсолютної і відносної густини газів.

Абсолютною густиною газу ρ називається маса одиниці об'єму газу за нормальних умов. За одиницю об'єму газу звичайно приймають 1 л. Знаючи масу 1 л газу за нормальних умов ρ і його молярний об'єм 22,4 л, можна визначити молярну масу газу M :

$$M = 22,4 \cdot \rho$$

де:

ρ - густина газу за нормальних умов ($г/см^3$).

$$\rho = m/V_0$$

де:

V_0 – об'єм, що займає газ за нормальних умов.

Для приведення газу до нормальних умов користуються об'єднаним газовим законом:

$$\frac{VP}{T} = \frac{V_0 P_0}{T_0} \quad \text{або} \quad V_0 = \frac{VPT_0}{P_0 T},$$

де:

V – об'єм газу, виміряний за реальних умов, тобто при атмосферному тиску P і температурі T ;

V_0 - об'єм газу за нормальних умов.

Відносна густина D газу за іншим газом є відношення густин цих двох газів, взятих у рівних об'ємах за однакових умов.

$$D = \rho_1 / \rho_2,$$

де:

ρ_1 - густина першого газу;

ρ_2 - густина другого газу.

Це відношення можна замінити відношенням мас газів, що містяться у однакових об'ємах при однаковій температурі :

$$D = \rho_1 / \rho_2 = m_1 / m_2,$$

де:

m_1 - маса першого газу;

m_2 - маса другого газу.

Відомо, що однакові об'єми двох газів, взятих за однакових умов, містять однакове число молекул. Отже, їх маси відносяться одне до одного як їх молярні маси:

$$m_1 / m_2 = M_1 / M_2.$$

Оскільки m_1 / m_2 - густина першого газу за другим, то

$$D = M_1 / M_2; \quad M_1 = M_2 \cdot D.$$

Молярну масу газу можна обчислити також, користуючись рівнянням Менделєєва-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad \text{або} \quad M = \frac{mRT}{PV},$$

де:

P - тиск, кПа;

V - об'єм, м³;

m - маса, г;

M - молярна маса, г/моль;

R - універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль·К);

T - абсолютна температура, К.

Реактиви. Мармур; хлоридна кислота ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$); сульфатна кислота ($\rho=1,84 \text{ г/см}^3$).

Посуд та прилади. Апарат Кіппа з двома промивними склянками; колба місткістю 250-500 мл з пробкою; термометр; барометр; мірний циліндр.

Молекулярна маса карбон (IV) оксиду визначається за допомогою установки, яка зображена на рис. 1.

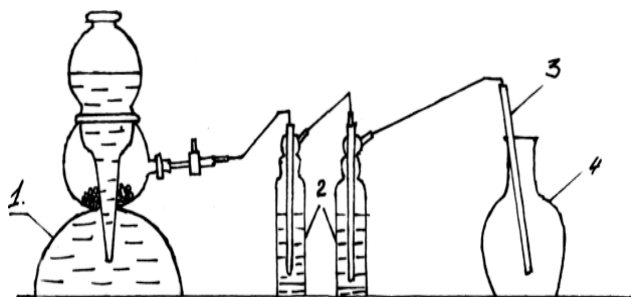


Рис.1. Установа для визначення молярної маси карбон (IV) оксиду:

- 1 - апарат Кіпа;
- 2 - промивні склянки (склянки Дрекслея);
- 3 - газовідводна трубка;
- 4 - колба.

Карбон (IV) оксид отримують у апараті Кіпа (1) взаємодією мармуру з хлоридною кислотою згідно реакції:



Карбон (IV) оксид, отриманий у апараті Кіпа містить деяку кількість хлороводню та водяної пари, від яких звільняється в промивних склянках (2). Перша промивна склянка заповнена водою, що поглинає хлороводень, друга - концентрованою сульфатною кислотою, що поглинає пари води.

Виконання досліду

1. Колбу (4) закрити гумовою пробкою, відзначити нижній рівень пробки за допомогою олівця для скла та зважити колбу на технічних терезах.

2. Заповнити колбу карбон (IV) оксидом. Для цього газовідвідну трубку (3) приладу опустити у колбу до дна, відкрити кран апарата Кіпа та пропускати газ протягом 6-8 хв. Швидкість пропускання газу повинна бути такою, щоб можна було рахувати пухирці в промивних склянках. При такій швидкості газ не змішується з повітрям у колбі, а поступово витісняє його.

3. Заповнену CO_2 колбу закрити гумовою пробкою (до мітки) і зважити на технічних терезах.

4. Повторити операцію заповнення колби CO_2 протягом 3-4 хв і знов зважити її. Якщо результати двох останніх зважувань однакові, то заповнення колби варто вважати закінченим. Якщо ж спостерігається розходження у масі, то заповнення варто повторити до отримання постійної маси.

5. Записати показання барометра та термометра, що знаходяться в лабораторії у лабораторний журнал.

6. Визначити об'єм карбон (IV) оксиду за даних умов. Для цього в колбу налити до мітки воду, що має кімнатну температуру і виміряти об'єм води мірним циліндром.

Результати роботи записати в таблицю 1.

Таблиця 1

	Маса колби з повітрям, m_1 (г)	Маса колби з карбон (IV) оксидом, m_2 (г)	Об'єм CO_2 , V (мл)	Температура ($^{\circ}\text{C}$)	Тиск (кПа)
1					
2					
3					

За отриманими даними розрахувати:

- Об'єм газу у колбі за нормальних умов.
- Масу повітря ($m_{\text{п}}$) в колбі (за нормальних умов маса 1 л повітря дорівнює 1,293 г).

- Різницю між масою карбон (IV) оксиду та масою повітря в посудини

$$\Delta m = m_2 - m_1.$$

- Масу CO_2 в посудини:

$$m(\text{CO}_2) = m_{\text{п}} + \Delta m.$$

- Молярну масу карбон (IV) оксиду:

- за абсолютною густиною, визначивши масу 1 л CO_2 ;
- за відносною густиною, визначивши відносну густину CO_2 за повітрям і знаючи, що молярна маса повітря дорівнює 28,9 г/моль;
- за рівнянням Клапейрона-Менделєєва.

- Похибку досліду :

- абсолютну:

$$\Delta = |M_{\text{досл}} - M_{\text{теор}}|;$$

- відносну:

$$\delta = (\Delta M / M_{\text{теор}}) 100\%$$

Зробіть висновок про точність проведеного вами експерименту. (Похибка не повинна перебільшувати 5 %). У випадку великої похибки вкажіть її причину.

Контрольні запитання та завдання

- Чим відрізняються реальні гази від ідеальних? При яких умовах реальні гази можна розглядати як ідеальні ?
- Як від об'єму газу, вимірюваного за нормальних умов, перейти до його маси, не знаючи густини ?
- Газ займає об'єм 100,0 л при нормальному тиску (кПа). Який тиск буде потрібно для його стиснення до 20,0 л, якщо температура при цьому залишиться без зміни ?
- При 27°C об'єм газу дорівнює 1200 мл. Який об'єм буде займати цей газ при 102°C , якщо тиск при цьому не зміниться ?

5. Обчисліть молярну масу газу, якщо маса 1 мл його дорівнює 1,96 мг (умови нормальні).
6. Газ займає об'єм 453 мл (н.у.). Який об'єм газу буде при 202,650 кПа і 100 °С?
7. Скільки молекул міститься у 2 мл ідеального газу при температурі -80 °С і тиску 1,000 Па? На якому законі засноване рішення цього завдання? Дайте формулювання цього закону.
8. Обчисліть відносну молекулярну масу газу, якщо 380 мл його при температурі 27 °С і тиску 102,658 кПа має масу 0,5 г.
9. Розрахуйте абсолютну масу молекули сульфатної кислоти, якщо її відносна молекулярна маса M_r дорівнює 98.
10. Відносні густини газів за воднем дорівнюють: а) 16; б) 13; в) 8,5. Визначити відносну молекулярну масу кожного з цих газів.
11. Маса колби з повітрям дорівнює 63,875 г. Після змішування повітря з газом маса колби виявилася рівною 64,182 г. Місткість колби 470 мл, температура 150 °С, тиск 102,66 кПа. Розрахуйте відносну густину газу за повітрям і його молярну масу.
12. Розрахуйте молярну масу газу, якщо маса 1 мл його дорівнює 1,96 мг (умови нормальні).

Лабораторна робота № 3

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ МЕТОДОМ ВИТІСНЕННЯ

Мета роботи: опанувати метод визначення молярної маси еквівалента металу за об'ємом водню, що витісняється.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Одним з основних законів хімії є закон сталості складу: *будь-яка складна речовина, незалежно від способу її одержання, має постійний якісний та кількісний склад.*

Із цього закону витікає, що елементи реагують один з одним у точно визначених кількісних відношеннях, які визначаються законом еквівалентів: *хімічні елементи і речовини взаємодіють між собою у кількостях, пропорційних еквівалентам*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E_1}}{M_{E_2}},$$

де:

m_1 та m_2 – маси реагуючих речовин;

M_{E_1} M_{E_2} - молярні маси еквівалентів (еквівалентні маси) цих речовин.

У випадку, коли одна з реагуючих речовин газоподібна, у формулі закону еквівалентів замість маси використовують її об'єм (н.у.) та еквівалентний об'єм:

$$\frac{m}{M_E} = \frac{V}{V_E}$$

Тому користуються також іншим формулюванням закону еквівалентів: маси (об'єми) речовин, що взаємодіють пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам).

Для сполук, які реагують у розчині, закон еквівалентів можна записати наступним чином:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2,$$

де:

c_1, c_2 молярні концентрації еквівалентів розчинів, моль/л;

V_1, V_2 – об'єми реагуючих розчинів, л.

Фактор еквівалентності $f_{\text{екв}}(X)$ – число, що дорівнює тій частці частинки X , яка є еквівалентом речовини у даній реакції.

Еквівалентом $f_{\text{екв}}(X)X$ – називається реальна або умовна частинка, яка у кислото-основних реакціях та реакціях йонного обміну рівноцінна одному атому або одному йону Гідрогену.

Молярною масою еквівалента елемента або речовини називають масу одного еквівалента. Її позначають M_E , одиниця виміру – г/моль або кг/моль. Наприклад, у сполуках HF , H_2O , NH_3 еквіваленти Флуору, Оксигену та Нітрогену дорівнюють 1; 1/2; 1/3 моль, а еквівалентні маси відповідно 18,99; 8; 4,67 г/моль.

У загальному випадку еквівалент та молярну масу еквівалентна простої речовини обчислюють за формулами:

$$f_{\text{екв}}(X)X = 1/V; \quad M_E = M/V$$

де:

V – валентність елемента за Гідрогеном,

M – молярна маса елемента.

Наприклад: для Цинку $f_{\text{екв}}(\text{Zn}) = 1/2$; $M_E(\text{Zn}) = 65,4/2 = 32,7$ г/моль.

Для газоподібних речовин користуються поняттям *еквівалентного об'єму*, який позначають V_E . Це об'єм, який займає один еквівалент газоподібної речовини за нормальних умов. Еквівалентний об'єм Гідрогену дорівнює: $V_E(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2$ л, а еквівалентний об'єм Оксигену - $V_E(\text{O}_2) = 22,4/4 = 5,6$ л, так як $f_{\text{екв}}(\text{O}_2) = 1/2$, то один моль молекул Оксигену містить 4 моль еквівалентів.

Еквівалент та молярну масу еквівалента складних сполук обчислюють за такими формулами.

$$M_{E(\text{оксиду})} = \frac{M}{n \cdot V}, \quad f_{\text{екв}(\text{оксиду})} = \frac{1}{n \cdot V},$$

де:

n – кількість атомів елемента;

V – валентність елемента.

Молярна маса еквівалента солі

$$M_{E(\text{солі})} = \frac{M}{n \cdot V}, \quad f_{\text{екв}(\text{солі})} = \frac{1}{n \cdot V},$$

де:

n – кількість атомів елемента, що утворює катіон;

B – валентність катіону.

Наприклад, молярна маса еквівалента $Al_2(SO_4)_3$

$$M_{E(Al_2(SO_4)_3)} = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль}, \quad f_{\text{екв (солі)}} = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}.$$

При обчисленні еквівалента та молярної маси еквівалента кислих солей слід враховувати, що не заміщені на катіон атоми Гідрогену кислоти входять до складу аніону. Таким чином, еквівалент та молярна маса еквівалента кислих солей, наприклад $ZnHPO_4$, визначається:

$$M_{E(ZnHPO_4)} = \frac{161}{2} = 80,5 \text{ г/моль}, \quad f_{\text{екв (солі)}} = \frac{1}{2}.$$

Для основних солей враховують, що гідроксогрупи входять до складу катіона. Наприклад, для $(CuOH)_2SO_4$ еквівалент та молярна маса еквівалента дорівнює:

$$M_{E((CuOH)_2SO_4)} = \frac{177}{1 \cdot 2} = 88,5 \text{ г/моль}, \quad f_{\text{екв (солі)}} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}.$$

Еквівалент та молярна маса еквівалента основи

$$M_{E(\text{основи})} = \frac{M}{\text{кислотність основи}}, \quad f_{\text{екв (основи)}} = \frac{1}{\text{кислотність основи}}.$$

Кислотність основи визначають числом гідроксогруп, здатних заміщуватися кислотним залишком.

Еквівалент та молярна маса еквівалента кислоти

$$M_{E(\text{кислоти})} = \frac{M}{\text{основність кислоти}}, \quad f_{\text{екв (кислоти)}} = \frac{1}{\text{основність кислоти}}.$$

Таким чином, для обчислення молярної маси еквівалента речовини в умовах хімічної реакції необхідно її молярну масу поділити на число еквівалентів речовини, з якою вона взаємодіє.

Оскільки молярна маса еквівалента складної речовини є величиною адитивною, то вона дорівнює сумі молярних мас еквівалента елементів, що входять до її складу. Наприклад, молярна маса еквівалента P_2O_5 дорівнює:

$$M_{E(P_2O_5)} = \frac{M}{2 \cdot 5} = \frac{142}{10} = 14,2 \text{ г/моль}$$

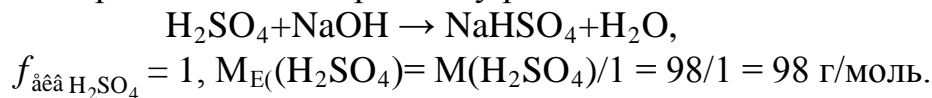
Також вона дорівнює сумі молярних мас еквіваленту Фосфору та Оксигену:

$$M_{E(P)} = \frac{M}{B} = \frac{31}{5} = 6,2 \text{ г/моль}, \quad M_{E(O)} = \frac{M}{B} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}$$

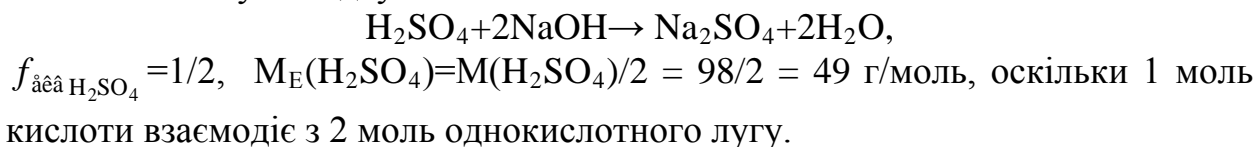
$$M_{E(P_2O_5)} = E_{(P)} + E_{(O)} = 6,2 + 8 = 14,2 \text{ г/моль}$$

Згідно закону Авогадро об'єми 1 моль різних газів при однакових фізичних умовах однакові, так як містять однакову кількість молекул, яка дорівнює сталій Авогадро N_A ($6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹).

Еквівалент та молярну масу еквівалента простої та складної речовин також визначають характером їх перетворень. В умовах хімічної взаємодії еквівалент речовини визначають кількістю еквівалентів сполуки, яка взаємодіє з даною речовиною. Наприклад у реакції:



В іншому випадку:



Таким чином, для обчислення еквівалентної маси речовини в умовах хімічної реакції необхідно її молярну масу поділити на число еквівалентів речовини, з якою вона взаємодіє.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Наважка металу близько 0,1 г; хлоридна кислота, 4 н. розчин.

Посуд та прилади. Прилад для визначення молярної маси еквівалента металу; аналітичні терези та важки; термометр; барометр.

Метод визначення молярної маси еквівалента металу заснований на реакції розчинення наважки металу в надлишку кислоти і вимірюванні об'єму водню, що виділиться.

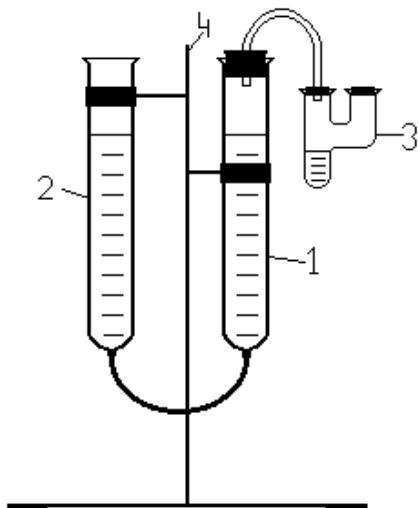


Рис. 1 Прилад для визначення молярної маси еквівалента:

- 1 - бюретка на 50 мл;
- 2 - скляна трубка;
- 3 - пробірка Оствальда;
- 4 - штатив.

Прилад для встановлення молярної маси еквіваленту металу складається із бюретки 1 та скляної трубки 2, заповнених дистильованою водою і з'єднаних між собою гумовою трубкою. До бюретки приєднана пробірка Оствальда 3. Трубки закріплені у штативі 4.

Виконання досліду

В одне з колін пробірки Оствальда розмістити наважку металу, а в саму пробірку налити 3-5 мл HCl. Перевірити герметичність приладу. Для цього приєднати пробірку до бюретки і, не перевертаючи її, опустити або підняти скляну трубку 2.

Якщо прилад герметичний, то рівень води в бюретці не повинен змінюватись. Записати в зошит положення рівня води в бюретці, атмосферний тиск і температуру.

Після того, як досягнута герметичність, пробірку Оствальда перевернути так, щоб метал занурився у HCl. Під тиском водню, який виділяється при взаємодії металу з кислотою, вода із бюретки переходить у трубку 2.

Після закінчення реакції пробірку охолодити до кімнатної температури, а положення менісків в бюретці і трубці привести до одного рівня. Записати нове положення рівня води. Результати вимірів занести до таблиці 1:

Об'єм водню, що виділився, обчислюється за різницею початкового і кінцевого рівнів води в бюретці. Відзначити показання термометра і барометра. Результати спостережень записати в таблицю 1.

Таблиця 1

Маса металу m, г	Умови досліду		Положення рівня води у бюретці (мл)		Об'єм водню V, мл
	T, К	тиск P, кПа	перед дослідом	після досліду	

Розрахунки

Обчислення молярної маси еквівалента металу за одержаними даними можна виконати у наступному порядку:

1. Знайти об'єм водню за нормальних умов, виходячи із співвідношення:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{(P - h) \cdot V}{T},$$

де:

V – об'єм газу за тиском P та температурою T;

P₀ - тиск за нормальних умов (101,325 кПа);

V₀ - об'єм водню за нормальних умов (мл);

T₀ - 273°K;

P - атмосферний тиск (кПа);

h - парціальний тиск насиченої водяної пари при температурі досліду (таблиця 2);

T - температура досліду (K).

Звідки:

$$P_o \cdot V_o \cdot T = (P - h) \cdot V \cdot T_o$$

$$V_o = \frac{V(P - h)273}{\dot{O} \cdot P_o}$$

При розрахунках необхідно враховувати поправку на тиск водяної пари (h). Тиск насиченої водяної пари при кожній температурі має своє певне значення та характеризується, як кожен газ у суміші, своїм парціальним тиском.

2. Визначити молярну масу еквівалента металу M_E за законом еквівалентів :

$$\frac{M_E}{11,2} = \frac{m}{V_o}$$

де:

m – наважка металу (г);

11,2 – еквівалентний об'єм водню за нормальних умов.

3. Обчислити теоретичне значення молярної маси еквівалента металу ($M_{E \text{ теор.}}$) за формулою

$$M_{E \text{ теор.}} = A/V$$

де:

A - атомна маса металу;

V - валентність металу.

4. За отриманими даними обчислити значення похибки дослідження : абсолютну та відносну

$$\Delta M_E = | M_{E \text{ досл.}} - M_{E \text{ теор.}} |; \quad \delta = (\Delta M_E / M_{E \text{ теор.}}) 100\%$$

Зробіть висновок про точність проведеного вами експерименту. (Похибка не більше 5 %). У випадку великої похибки вкажіть її причину.

Таблиця 2

t, °C	h _{H₂O} , кПа.	t, °C	h _{H₂O} , кПа.	t, °C	h _{H₂O} , кПа.	t, °C	h _{H₂O} , кПа.
10	1,23	15	1,71	20	2,34	25	3,17
11	1,31	16	1,82	21	2,48	26	3,36
12	1,40	17	1,94	22	2,64	27	3,56
13	1,49	18	2,06	23	2,81	28	3,78
14	1,60	19	2,20	24	2,98	29	4,00

Контрольні запитання та завдання

1. Якими одиницями виражена універсальна газова стала R, якщо її значення дорівнює: а) 8,314; б) 0,082; в) 62 360?
2. При розчиненні у кислоті 3,06 г металу виділилося 2,8 л водню виміряного за н.у. Обчислити молярну масу еквіваленту металу.
3. Які параметри визначають фізичний стан газу і які умови стану газу називають нормальними?

4. Чому дорівнює молярна маса еквівалента заліза (III), якщо відносна атомна маса заліза дорівнює 55,8?
5. Визначити який це метал, якщо 1,6 г кальцію і 2,615 г двовалентного металу витісняють з кислоти однаковий об'єм водню за одних і тих же умов.
6. При нагріванні 20,06 г металу було одержано 21,66 г оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента кисню дорівнює 8 г/моль.
7. Написати формулу сполуки стибію: а) з сіркою; б) з киснем, якщо відомо, що атомна маса стибію дорівнює 121,8, молярна маса еквівалента 40,6 г/моль, атомна маса сірки дорівнює 32, її молярна маса еквівалента 16 г/моль.
8. Визначити молярні маси еквівалентів кислот і основ у реакціях:
 - а) $\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_2 \text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - б) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
 - в) $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 - г) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - д) $2\text{HCl} + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
9. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо при згорянні 7,2 г металу у хлорі утворюється 28,2 г солі. Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.
10. Хлорид металу містить 69% хлору. Відносна атомна маса металу дорівнює 47,9. Визначити ступінь окиснення металу в цій сполуці.
11. Ванадій складається з двох стійких ізотопів: 0,25% V^{50} і 99,75% V^{51} . Обчислити атомну масу ванадію.
12. У якій масі $\text{Mg}(\text{OH})_2$ міститься стільки ж еквівалентів, скільки в 2 моль KOH ?

Лабораторна робота №4

ВИМІР ТЕПЛОВИХ ЕФЕКТІВ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета роботи: опанувати методикою калориметричних вимірів і термодинамічних розрахунків, пов'язаних з енергетикою хімічних реакцій, визначення теплоти реакції нейтралізації.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Термохімією називають розділ хімії, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій.

Кількість енергії, що виділяється або поглинається в процесі хімічної реакції, називається *тепловим ефектом реакції* (ΔH).

Варто мати на увазі, що при *екзотермічному* процесі $\Delta H < 0$, а при *ендотермічному* процесі $\Delta H > 0$. Основним законом, що лежить в основі

термохімічних обчислень, є закон, відкритий Г. І. Гессом (1840 р.).

Закон Гесса: тепловий ефект реакції залежить тільки від початкового і кінцевого станів речовин і не залежить від проміжних стадій процесу.

Із закону Гесса, який є одним із висновків закону збереження енергії, випливає два важливих наслідки:

1) стандартний тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумами стандартних теплот утворення продуктів реакції і стандартних теплот утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів, математично це можна записати так:

$$\Delta H^{\circ} = \sum (v_j \cdot \Delta H_{f}^{\circ})_{\text{пр.}} - \sum (v_i \cdot \Delta H_{f}^{\circ})_{\text{вих.}}$$

де: v_j , v_i – кількість моль кожної речовини в рівнянні реакції;

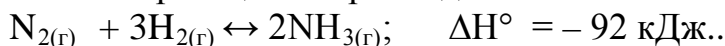
2) стандартний тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумами стандартних теплот згоряння вихідних речовин і стандартних теплот згоряння продуктів реакції.

Перший наслідок має загальне значення, а другий - важливий для органічних сполук.

Тепловий ефект реакції утворення одного моль речовини з простих речовин називається теплотою утворення даної речовини. У розрахунках застосовують довідкові значення теплових ефектів утворення (або згоряння) одного моль речовини, віднесені до 298 К та тиску 101,325 кПа. Ці умови вважаються стандартними, і тому значення теплових ефектів, що використовуються називають стандартними теплотами утворення і позначають так: $\Delta H_{f,298}^{\circ}$, де один із нижніх індексів вказує на теплоту утворення, а другий – на значення температури.

Стандартні теплоти утворення простих речовин за стандартних умов прийняті рівними нулю.

Рівняння називають термохімічним, якщо в ньому зазначений тепловий ефект хімічної реакції. Наприклад:



При написанні термохімічних рівнянь реакцій вказують:

- а) агрегатний стан речовини;
- б) умови перебігу процесу.

Із закону Гесса також випливає, що термохімічні рівняння можна складати, віднімати і множити на числові множники.

За законом Гесса розраховані стандартні теплоти утворення багатьох сполук. Крім цього, за законом Гесса обчислені теплові ефекти хімічних реакцій без проведення спеціальних досліджень.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Хлоридна кислота, 1 н. розчин; нітратна кислота 1 н. розчин; натрій гідроксид, 1 н. розчин; калій гідроксид, 1 н. розчин.

Посуд та прилади. Калориметр; мірний циліндр на 100 мл.

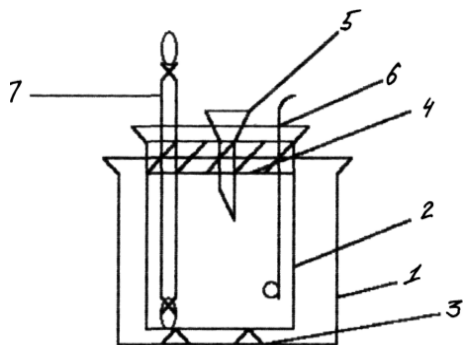


Рис.1. Калориметрична установка

- 1- зовнішня посудина;
- 2- калориметричний стакан;
- 3- підставка;
- 4 - кришка;
- 5- лійка;
- 6- мішалка;
- 7- термометр.

Для виміру теплових ефектів реакцій використовують калориметри або калориметричні установки (рис.1)

Теплоту, що виділяється або поглинається у калориметрі обчислюють за формулою:

$$Q = \sum c (T_2 - T_1)$$

де:

T_1 і T_2 - початкова та кінцева температури рідини в калориметрі;

$\sum c$ - теплоємність системи, що дорівнює $c_1 m_1 + c_2 m_2$;

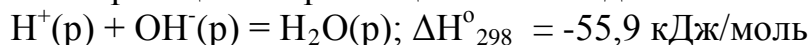
m_1 і m_2 - маси калориметричної склянки та рідини в склянці;

c_1 і c_2 - питомі теплоємності скла і рідини.

Відповідно до теорії електролітичної дисоціації нейтралізація сильної кислоти сильною основою у розведеному розчині відповідає рівнянню:



Стандартна теплота нейтралізації сильної кислоти сильною основою дорівнює при 298К -55,9 кДж на один моль води, що утворюється. Термохімічне рівняння реакції нейтралізації має вигляд



Виконання досліду

1. У внутрішній стакан калориметра додати 50 мл 1н. розчину хлоридної кислоти й поставити склянку у калориметр.

2. У другу склянку налити відмірені іншим циліндром 50 мл 1н. розчину натрій гідроксиду й поставити на 3-4 хв. для вирівнювання температури поруч з калориметром.

3. На протязі всього часу стежити за показаннями термометра і, переконавшись, що температура не змінюється, записати початкове значення температури кислоти та лугу (T_k , T_l)

4. Швидко вилити через лійку розчин лугу до кислоти, перемішуючи розчин мішалкою, відміряти з точністю до 0,1 К найвищу температуру розчину T_2 .

Дані досліду записати у таблицю:

Таблиця

Маса калориметричної склянки m, кг	Сумарний об'єм рідини в склянці V, мл	Температура			
		T_l	T_k	T_1	T_2

За отриманими даними визначити:

1. Різницю температур ($T_2 - T_1$).
2. Масу рідини m_2 у калориметричній склянці (при розрахунку вважати, що густина рідини дорівнює одиниці).
3. Теплоємність системи (при розрахунку вважати питому теплоємність скла $c_1 = 0,75 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К), а питому теплоємність розчину $c_2 = 4,18 \cdot 10^3$ Дж/(кг·К)).
4. Кількість теплоти Q , що виділилася при реакції.
5. Кількість моль нейтралізованої кислоти (лугу) або кількість моль отриманої води $\nu_{i,2f}$, враховуючи задану молярну концентрацію і об'єм розчину.
6. Теплоту нейтралізації H_2O ΔH^0_T (кДж/моль).
7. Порівняти отриману теплоту нейтралізації з теоретичною та розрахувати абсолютну і відносну похибки досліду.
$$\Delta = |\Delta H_{\text{досл}} - \Delta H_{\text{теор}}|; \quad \delta = (\Delta M / M_{\text{теор.}}) 100\%$$
8. Записати термохімічне рівняння реакції нейтралізації.

Зробити висновок про точність проведеного вами експерименту. (Похибка не повинна перебільшувати 5 %). У випадку великої похибки вкажіть її причину.

Контрольні запитання та завдання

1. а) Чому хімічні і фазові перетворення супроводжуються виділенням або поглинанням енергії?
б) Чому в одних випадках енергія виділяється, а в інших поглинається?
2. Розрахувати тепловий ефект реакції відновлення хром (III) оксиду алюмінієм, якщо відомо, що теплоти утворення хром (III) оксиду і алюміній оксиду дорівнюють відповідно $-1140,6$ і -1676 кДж/моль.
3. Чому ентальпія (теплота) нейтралізації сильних кислот і основ однакова для різних кислот і основ, а ентальпія (теплота) нейтралізації слабких кислот і основ залежить від природи реагуючих речовин.
4. Обчислити тепловий ефект нейтралізації між KOH (р) та HCl (р); $CaOH$ (р) та H_2SO_4
5. Користуючись довідковими даними, написати термохімічне рівняння таких реакцій і процесів:
$$H_2 (г) + 1/2O_2(г) = H_2O(р) \quad H_2O(р) = H_2O(г)$$
$$H_2 (г) + 1/2O_2(г) = H_2O(г) \quad H_2O(г) = H_2O(р)$$
6. Які реакції називають екзотермічними? Користуючись довідковими даними, вказати екзотермічні процеси:
$$C_6H_6(р) + 7,5O_2(г) = 6CO_2(г) + 3H_2O(р)$$
$$2C_{\text{графіт}} + H_2(г) = C_2H_2(г)$$
$$1/2N_2 (г) + 3/2H_2 (г) = NH_3 (г)$$

7. При нейтралізації 0,5 моль КОН хлоридною кислотою виділилося 27,9 кДж теплоти. Розрахувати теплоту реакції нейтралізації та визначити скільки моль води утворюється при цьому. Записати термохімічне рівняння реакції.
8. Розрахувати середню енергію зв'язку в молекулах CH_4 та SiH_4 , якщо відомі теплоти утворення $\text{H}(\text{г})$, $\text{C}(\text{г})$, $\text{Si}(\text{к})$ та $\text{CH}_4(\text{г})$, $\text{SiH}_4(\text{г})$. Пояснити розходження середньої енергії зв'язків C-H та Si-H.
9. При розкладанні 0,5 моль CO_2 поглинається 196,7 (кДж). Визначити ентальпію утворення CO_2 .
10. Що називається теплотою розчинення? Теплотою гідратації?
11. На підставі теплот утворення води й водяної пари обчислити теплоту випару води.
12. Теплота нейтралізації сильної кислоти сильним лугом за стандартних умов дорівнює -55,9 кДж/моль. Обчислити, скільки теплоти виділиться при змішуванні 100 мл 0,5 М розчину HCl з 100 мл 0,5 М розчину NaOH .

Лабораторна робота № 5

ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета роботи: вивчення швидкості хімічної реакції та її залежність від різних чинників: природи реагуючих речовин, концентрації, температури.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Кінетика – це навчання про швидкість хімічної реакції. При вивченні даної теми необхідно керуватися наступними поняттями:

система – це речовина або суміш речовин, ізольованих від навколишнього середовища;

компонент – сукупність однорідних частин системи, що мають однакові хімічні властивості;

фаза – сукупність однорідних частин системи, що мають однакові фізичні та хімічні властивості та відокремлені від основних частин системи поверхнею розподілу.

Приклади:

1.

вода + лід + пар

 – система має 3 компоненти, 3 фази (рідка, тверда, газоподібна)
2.

вода + спирт

 – система має 2 компоненти, 1 фазу

Система, що складається з однієї фази, називається *гомогенною*.

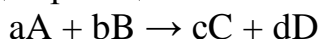
Система, що складається із двох фаз і більше, називається *гетерогенною*.

Швидкість хімічної реакції залежить від концентрації реагуючих речовин, температури, поверхні контакту реагуючих речовин, каталізатора.

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин визначається законом дії мас:

швидкість хімічної реакції пропорційна концентрації реагуючих речовин у ступенях їхніх коефіцієнтів у рівнянні реакції.

У загальному вигляді для реакції



закон дії мас можна записати так:

$$\omega = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

де: k – константа швидкості реакції.

У хімічній кінетиці концентрації речовин показують знаком $[A]$, $[B]$, тоді швидкість реакції можна записати так:

$$\omega = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b.$$

Залежність швидкості реакції від температури визначається емпіричним правилом Вант-Гоффа, відповідно до якого *при підвищенні температури на 10°C швидкість реакції зростає приблизно в 2-4 рази.*

Цю залежність можна виразити рівнянням:

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

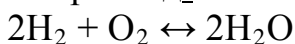
де:

ω_{t_2} та ω_{t_1} - швидкості при температурі відповідно t_2 і t_1 ;

γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції.

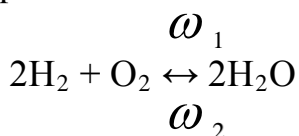
Оборотними називаються реакції, які в розглянутих умовах перебігають як у прямому, так і у зворотньому напрямках.

Наприклад:



Оборотні реакції не доходять до кінця і закінчуються встановленням хімічної рівноваги.

Хімічна рівновага – це такий стан системи, при якому швидкості прямої та зворотної реакції є рівними між собою. Так для реакції



рівновага настає тоді, коли $\omega_1 = \omega_2$

$$\omega_1 = k_1 \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2], \quad \omega_2 = k_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2,$$

тоді

$$k_1 \cdot [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = k_2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$$\text{або } \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2[\text{O}_2]} = K_c$$

де: K_c - константа рівноваги.

Концентрації, що входять у вираз константи рівноваги, називаються *рівноважними концентраціями*. Константа рівноваги - величина стала при даній температурі.

У вираз константи рівноваги гетерогенної реакції входять концентрації газоподібних і рідких речовин.

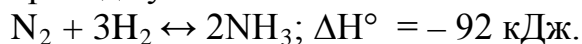
Наприклад:



Зміщення хімічної рівноваги визначається *принципом Ле Шательє*, що формулюється так:

Якщо на систему, що перебуває у рухомій хімічній рівновазі, подіяти яким-небудь фактором (концентрація, температура або тиск), то дана рівновага буде зміщатися у бік протидії зробленому впливу.

Так, підвищення температури приводить до зміщення рівноваги в напрямку реакції, що супроводжується поглинанням теплоти:



У цій системі підвищення температури викликає зміщення рівноваги у бік зворотної реакції.

Підвищення тиску викличе зсув рівноваги у напрямку зменшення загального числа моль газоподібних речовин, тобто у напрямку, що приводить до зниження тиску. Так, у наведеній вище реакції підвищення тиску зміщує рівновагу у бік прямої реакції

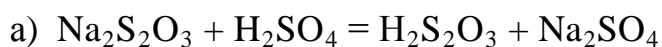
ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Натрій тіосульфат, 1н. розчин; сульфатна кислота, 2н. розчин; хлоридна кислота ($\rho=1,19 \text{ г/см}^3$); ферум (III) хлорид, насичений та 0,0025 н. розчини; калій роданід, насичений та 0.0025 н. розчини; гідроген пероксид, 10 % - вий розчин; калій хлорид кристалічний.

Посуд та прилади. Штатив із пробірками; водяна баня; термометр; шпатель; ступка з товчачиком; секундомір.

Дослід 1. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції в гомогенній системі

Реакція натрій тіосульфату із сульфатною кислотою перебігає за рівнянням:



Нерозчинна сірка виділяється у вигляді муті. Час від початку реакції до появи *перших слідів муті* залежить від концентрації реагуючих речовин та температури.

Попередньо провести якісний дослід, для чого в пробірку внести 5-10 крапель 1н. розчину натрій тіосульфату та 3-5 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти. Спостерігати появу слабкої *опалесценції* й подальше помутніння розчину від вільної сірки, що випадає.

Виконання досліду

Приготувати чотири розчини натрій тіосульфату різної концентрації. Для цього в чотири сухі конічні пробірки внести: у першу 3 краплі 1н. розчину тіосульфату та 9 крапель води, у другу 6 крапель 1н. розчину натрій тіосульфату та 6 крапель води, у третю 9 крапель 1н. розчину натрій тіосульфату та 3 краплі води, у четверту 12 крапель 1н. розчину натрій тіосульфату. Перші три пробірки обережно струснути. Таким чином, однакові об'єми отриманих розчинів будуть містити різне число моль натрій тіосульфату. Якщо прийняти умовну концентрацію натрій тіосульфату в першій пробірці за 1, то концентрація його в другій, третій і четвертій пробірках буде відповідно дорівнювати 2, 3, 4. У першу пробірку додати 1 краплю 2 н. розчину сульфатної кислоти. За допомогою секундоміра визначити час (τ) від моменту додавання розчину сульфатної кислоти до появи в розчині помітної опалесценції. Так само додати по одній краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти в інші пробірки до появи опалесценції.

Швидкість реакції в кожному випадку (в умовних одиницях) визначається як величина, обернено пропорційна тривалості часу до появи в розчині опалесценції.

Отримані результати занести в таблицю 1.

Таблиця 1

№ пробірки	Об'єм (краплі)			Загальний об'єм	Умовна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (в ум. од.)	Час перебігу реакції до появи помутніння, τ	Швидкість реакції $\omega = 1/\tau$
	розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	розчину H_2SO_4				
1.	3	9	1	13	1		
2.	6	6	1	13	2		
3.	9	3	1	13	3		
4.	12	0	1	13	4		

Залежність між зміною концентрації розчину й швидкістю реакції зобразити графічно. Графік зручно будувати на міліметровому папері; на осі абсцис відкласти концентрацію, на осі ординат - швидкість реакції. (Рекомендується величини ω виразити десятковими дробами до другої значущої цифри, а потім помножити на 100). За графіком зробити висновок про характер цієї залежності. Чи узгоджуються ваші спостереження з законом дії мас?

Дослід 2. Вплив температури на швидкість хімічної реакції у гомогенній системі

Стакан на 200-300 мл наповнити на 2/3 водою та закрити кришкою з трьома отворами. В один із отворів помістити термометр, кінець якого занурити у воду, у другий отвір - конічну пробірку з 2 н. розчином сульфатної кислоти зануреною у нього піпеткою, у третій отвір - пробірку з 10 краплями 1 н. розчину натрій тіосульфату (рис. 1).

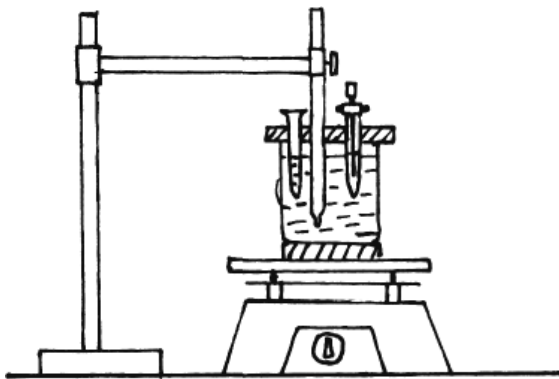


Рис. 1

Через 7-10 хвилин, виміряти температуру води в склянці та додати 1 краплю 2 н. розчину сульфатної кислоти в пробірку з розчином натрій тіосульфату, не виймаючи її з склянки. За допомогою секундоміру визначити час від моменту додавання розчину кислоти до появи помітної опалесценції.

Замінити пробірку, у якій пройшла реакція новою пробіркою з 10 краплями 1 н. розчину натрій тіосульфату, помістити стакан на електропідігрівач, підігріти воду у стакані на 10 °С, витримати розчини при цій температурі 7-10 хв і повторити експеримент аналогічно описаному вище.

Третій експеримент провести аналогічно другому, воду в склянці нагріти ще на 10 °С.

Дані дослідів записати у таблицю 2 за такою формою:

Таблиця 2

№ пробірки	Температура дослідів °С	Час до появи помутніння, τ_1 (сек.)	Швидкість реакції $\omega = 1/\tau_1$
1	°С		
2	°С +10		
3	°С +20		

Виразити графічно вплив температури на швидкість реакції, відкладаючи на осі абсцис значення температури.

Як впливає температура на швидкість дослідженої реакції?

Чи проходить крива *швидкість-температура* через початок координат?

Дослід 3. Швидкість реакцій у гетерогенних системах

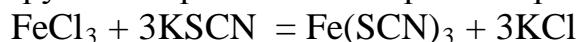
а) Налити у дві пробірки на 1/4 їхнього об'єму хлоридної кислоти. Відібрати два однакових шматочки крейди. Один з них розтерти у ступці, порошок зсипати на папір, потім одночасно в одну пробірку зсипати порошок, а в іншу помістити шматочок крейди. У якій із пробірок реакція перебігає швидше?

б) У сухій ступці обережно змішати (не розтираючи товкачиком!) кілька кристалів плюмбум нітрату та йодиду калію. Чи відбувається зміна забарвлення розчину?

Енергійно розтирати кристали товкачиком і спостерігати помітне пожовтіння порошкоподібної суміші. Скласти рівняння реакції, що відбувається. Із крапельниці додати до суміші кілька крапель води: суміш моментально забарвлюється в яскраво-жовтий колір. Дати пояснення проведеному досліді в цілому.

Дослід 4. Хімічна рівновага

Для досліді зручно скористатися оборотною реакцією:



З речовин цієї системи тільки розчин ферум (III) роданіду інтенсивно забарвлений у червоний колір, у той час як розведений розчин ферум (III) хлорид слабко забарвлений у жовтий колір, а розчин роданіду та хлориду калію безбарвні. Тому всяка зміна концентрації ферум (III) роданіду позначається на зміні забарвлення розчину. Це дозволяє спостерігати напрямок зсуву рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин.

У стакан налити 2 мл 0,0025 н. розчину ферум (III) хлориду і додати 2 мл 0,0025 н. розчину калій роданіду. Забарвлений у червоний колір розчин розлити порівну в чотири пробірки. Одну пробірку з отриманим розчином зберегти для порівняння результатів досліді.

В інші пробірки додати наступні реактиви.

● У першу - 1 краплю насиченого розчину FeCl_3 .

Що спостерігається? Дати пояснення виходячи з константи рівноваги.

●● У другу - 1 краплю насиченого розчину KSCN .

Дати пояснення явищу, що спостерігається. Чим пояснити, що зміна концентрації KSCN викликає більш ефективний зсув рівноваги, ніж зміна концентрації FeCl_3 ?

●●● У третю пробірку додати кілька кристаликів калій хлориду.

Порівняти забарвлення розчину у трьох пробірках. Пояснить характер зміни забарвлення на підставі закону дії мас та принципу Ле Шательє. Чи зміститься рівновага цієї реакції при розведенні отриманих розчинів?

Як треба змінити концентрацію речовини, щоб змістити рівновагу вправо або вліво?

Контрольні запитання та завдання

1. Що вивчає хімічна кінетика? Теоретичне та практичне значення кінетичних досліджень?

2. Чим вимірюється швидкість хімічної реакції? У яких одиницях вона виражається?
3. Сформулювати закон дії мас.
4. Який фізичний зміст і розмірність константи швидкості хімічної реакції і від чого вона залежить?
5. Що показує температурний коефіцієнт швидкості реакції?
6. Який стан системи називається хімічною рівновагою? Які чинники впливають на зсув хімічної рівноваги?
7. У чому суть принципу рухомої рівноваги Ле-Шательє?
8. Які речовини називаються каталізаторами, інгібіторами?
9. Що таке енергія активації? Як впливають каталізатори на енергію активації?
10. Як вплине тиск і температура на рівновагу наступних оборотних процесів:
 - 1) $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{J}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HJ}_{(\text{r})}$, $\Delta\text{H}^\circ = + 26,6 \text{ кДж}$;
 - 2) $\text{PCl}_{5(\text{r})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}$, $\Delta\text{H}^\circ = - 287,02 \text{ кДж}$;
 - 3) $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{граф.})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{r})}$, $\Delta\text{H}^\circ = - 110,52 \text{ кДж}$;
 - 4) $3\text{Fe}_{(\text{к})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 4\text{H}_2$; $\Delta\text{H}^\circ = -1117,1 \text{ кДж}$.
11. Написати вираз константи рівноваги для наступних реакцій:
 - 1) $\text{CO}_{(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{r})}$;
 - 2) $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})}$;
 - 3) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$;
 - 4) $\text{MgCO}_{3(\text{к})} \leftrightarrow \text{MgO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$.
 Чим відрізняється запис виразу константи рівноваги для гомогенних та гетерогенних систем і чим це пояснюється?
12. Константа рівноваги для реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ дорівнює 39,4. Знаючи що при стані рівноваги $[\text{CO}] = 0,2 \text{ моль/л}$ і $[\text{COCl}_2] = 0,8 \text{ моль/л}$, обчислити початкову концентрацію $[\text{Cl}_2]$.

Лабораторна робота № 6

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

Мета роботи: набуття навичок приготування розчинів за наважкою та розведенням більш концентрованого розчину; ознайомлення з одним із методів об'ємного аналізу - методом титрування.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Розчин – це однорідна гомогенна система, що складається із двох і більше компонентів.

Концентрацією розчину називають кількість розчиненої речовини в певній кількості розчинника або розчину.

Масова частка – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину. Масову частку виражають у частках одиниці або у відсотках (0,5 або 50%) і позначають літерою ω (омега). Зв'язок між масовою часткою ω , масою розчиненої речовини m_1 та масою розчину m_2 виражають формулою:

$$\omega = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} 100\%$$

Молярна концентрація (C_m або m) показує число моль розчиненої речовини в 1 кг розчинника, моль/кг:

$$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2}, \quad \text{оскільки} \quad \frac{m_1}{M} = \nu, \quad \text{тоді} \quad C_m = \frac{\nu \cdot 1000}{m_2},$$

де:

ν - кількість розчиненої речовини, моль;

m_1 – маса розчиненої речовини, г;

m_2 – маса розчинника, г

Молярна концентрація, або молярність (C_M або M) – це відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Її виражають у моль/л.

$$C_M = \frac{m}{M \cdot V}, \quad \text{оскільки} \quad \frac{m}{M} = \nu, \quad \text{тоді} \quad C_M = \frac{\nu}{V},$$

де:

m – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса речовини, г/моль;

V – об'єм розчину, л.

Молярна концентрація еквівалента (C_H) – це відношення еквівалентної кількості розчиненої речовини до об'єму розчину. Її виражають у моль/л.

$$C_H = \frac{m}{M_E \cdot V}, \quad \text{оскільки} \quad \frac{m}{M_{E_m}} = \nu, \quad \text{тоді} \quad C_H = \frac{\nu}{V},$$

де:

M_E – молярна маса еквівалента розчиненої речовини.

Титр розчину (T) показує число грамів або міліграмів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину. Одиниці виміру - г/мл або мг/мл.

$$T = \frac{m}{V}.$$

Між титром та молярною концентрацією еквівалента існує залежність:

$$T = \frac{\tilde{N}_I \cdot M_E}{1000}.$$

Розчин з відомим титром (концентрацією) називається титрованим. Щоб приготувати титрований розчин, потрібно взяти точну наважку речовини, розчинити у воді й довести до певного об'єму.

Користуючись титрованим розчином луку, можна визначити концентрацію (нормальність) розчину кислоти:

$$C_K \cdot V_K = C_L \cdot V_L,$$

де:

C_K, C_L – молярна концентрація еквівалента кислоти та лугу;

V_K, V_L – об'єм кислоти та лугу.

Цим рівнянням користуються при обчисленні результатів титрування.

Реактиви. Натрій гідроксид, 0,1 н. розчин; хлоридна кислота, 0,1 н. розчин; натрій хлорид, 22,5 % - вий розчин та 7,5 % - вий розчин; калій сульфат, насичений розчин; магній сульфат, кристалічний; фенолфталеїн, розчин; метиловий оранжевий, розчин; кобальт хлорид.

Посуд та прилади. Мірні колби ємністю 50, 100, 200 мл; мірні циліндри ємністю 100 і 250 мл; циліндр вузький для виміру відносної густини розчину; піпетки; бюретка; конічні колби для титрування; ареометр.

Дослід 1. Визначення масової частки розчиненої речовини за відносною густиною розчину

Ознайомтесь із пристроєм ареометра (рис.1) та з'ясуйте ціну однієї поділки. (Кожний ареометр призначений для виміру густини у певних межах. Тому при виборі ареометра необхідно приблизно знати густину даного розчину.)

Візьміть у викладача розчин і налейте його у мірний циліндр. У розчин обережно опустіть ареометр. Відзначте показання шкали ареометра. Під час спостереження ареометр не повинен черкатися стінок циліндра. Піднявши на 1-2 см ареометр, знов опустіть його у розчин і ще раз визначте показання. Розчин вилийте назад у склянку. У ареометра необхідно помити дно.

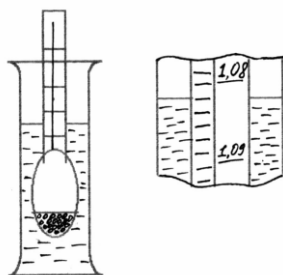


Рис. 1. Визначення густини розчину ареометром

Згідно даних таблиці 1 визначте масову частку розчиненої речовини у досліджуваному розчині.

Таблиця 1 - Відносна густина та концентрація розчинів деяких солей (20 °С)

$\rho, \text{г/см}^3$	%	$\rho, \text{г/см}^3$	%	$\rho, \text{г/см}^3$	%	$\rho, \text{г/см}^3$	%
NaCl		KCl		Co(NO₃)₂·6H₂O		MgSO₄	
1,005	1	1,011	2	1,007	1	1,018	2
1,013	2	1,024	4	1,015	2	1,039	4
1,020	3	1,037	6	1,032	4	1,060	6
1,027	4	1,050	8	1,049	6	1,082	8

1,034	5	1,063	10	1,067	8	1,104	10
1,041	6	1,077	12	1,085	10	1,126	12
1,049	7	1,090	14	1,104	12	1,148	14
1,056	8	1,104	16	1,123	14	1,172	16
1,063	9	1,118	18	1,143	16	1,196	18
1,071	10	1,133	20	1,163	18	1,220	20
1,078	11	1,147	22	1,184	20	1,245	22
1,086	12	1,162	24	1,240	25	1,270	24
1,093	13			1,300	30		
1,101	14						
1,109	15						
1,116	16						
1,124	17						
1,132	18						
1,140	19						
1,148	20						
1,156	21						
1,164	22						
1,172	23						
1,180	24						
1,189	25						
1,197	26						

Якщо показання ареометра не збігаються з табличними даними, то масову частку визначають методом інтерполяції - визначення проміжного значення за двома крайніми. Для цього проводять наступний розрахунок.

Нехай за допомогою ареометра визначена густина розчину NaCl 1,083. Табличні значення густини 1,078 і 1,086 відповідають масовій частці 11 і 12 %. Таким чином, виміру масової частки на 1 % відповідає зміна густини на $1,086 - 1,078 = 0,008$ одиниць. Густина випробуваного розчину відрізняється від 1,078 на величину $1,083 - 1,078 = 0,005$. Вважаючи, що в зазначених межах між густиною й масовою часткою розчину залежність лінійна, становимо пропорцію: $0,008:0,005 = 1\% : x$, $x = 0,625$.

Отже, масова частка NaCl у випробуваному розчині $11 + 0,62 = 11,635\%$.

Дослід 2. Приготування розчину заданої концентрації розведенням водою концентрованого розчину

Після одержання завдання визначте густина вихідного розчину, проведіть розрахунок, приготуйте необхідний розчин змішуванням розрахованих кількостей вихідного розчину і води.

Дослід 3. Приготування розчину із твердої речовини

Приготувати 50 мл розчину магній сульфату або кобальт нітрату визначеної масової частки за вказівкою викладача із твердої солі.

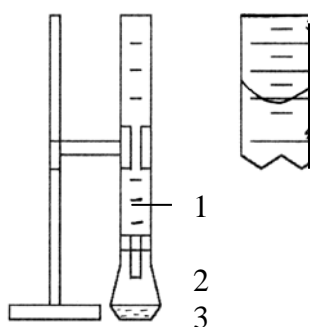
Розрахувати масу твердої солі, що необхідна для приготування заданого розчину, маючи на увазі, що розчин готується з кристалогідрату, який має формулу $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ або $Co(NO_3)_3 \cdot 6H_2O$.

На технохімічних терезах заздалегідь зважити масу чистого аркуша паперу. Потім зважити на ньому розраховану кількість кристалогідрату. Наважку солі перенести в мірну колбу на 50 мл, додати 20-30 мл дистильованої води й при помішуванні розчинити сіль, довести об'єм розчину до мітки. Отриманий розчин перенести в мірний циліндр (або мензурку) на 100мл. Ретельно перемішати розчин у циліндрі. Визначити густину одержаного розчину ареометром і за таблицею перевірити правильність його приготування.

Дослід 4. Визначення концентрації розчину кислоти методом титрування

Бюретку на 10 мл промити невеликою кількістю розчину сульфатної (або хлоридної) кислоти, після чого вилити її крізь нижній кінець бюретки. Крізь лійку налити в неї розчин кислоти трохи вище нульового розподілу. Кінчик бюретки також повинен бути заповнений розчином. Довести рівень розчину в бюретці до нуля, випускаючи його по краплях через нижній кінець бюретки. Відлік вести по нижньому рівню меніска (рис.2).

У конічну колбу місткістю 30-50 мл за допомогою мірної піпетки вносять 5-10 мл розчину лугу (NaOH або KOH) з точно відомою концентрацією (титрованого розчину), розбавляють дистильованою водою, додають 1-2 краплі індикатора метилового оранжевого і виконують титрування до утворення рожевого забарвлення. Визначення повторюють до одержання трьох результатів з розбіжністю не більш як 0,1 мл.



– 4 Рис. 2. Установка для титрування
1 - бюретка;
2 - колба;
3 - розчин;
4 - меніск.

Результати вимірювань занести у таблицю 2.

Таблиця 2

№ п/п	Об'єм розчину лугу, V мл	Концентрація кислоти	Об'єм розчину кислоти, що витрачено на титрування, V мл	Середнє значення об'єму, V мл
1.				
2.				
3.				

Знайти середнє значення об'єму робочого розчину та обчислити концентрацію хлоридної кислоти в досліджуваному розчині за формулою:

$$C_k V_k = C_l V_l,$$

звідси

$$C_k = (C_l \cdot V_l) / V_k$$

Обчислити титр кислоти: $T = \frac{C_k \cdot M_k}{1000}$

Контрольні запитання та завдання

1. Що таке розчини і як їх класифікують.
2. Якими способами виражають склад розчинів ?
3. Визначити молярну масу еквівалента речовин в реакціях обміну: $Pb(NO_3)_2$; $Cr_2(SO_4)_3$; $CuSO_4$.
4. Вивести формулу для знаходження молярної концентрації розчину за відомою молярною концентрацією.
5. До якого агрегатного стану варто віднести стан речовини в аморфній (склоподібній) формі?
6. Які є способи вираження концентрації розчинів? Записати розрахункові формули.
7. Скільки води необхідно додати до 200 мл 66,97 % - вого розчину нітратної кислоти ($\rho = 1,400 \text{ г/см}^3$) щоб одержати 10%-вий розчин кислоти?
8. Визначити молярну, молярну концентрації та молярну концентрацію еквівалента розчину сульфатної кислоти, що вийде, якщо до 100 мл 96%-ної сульфатної кислоти ($\rho=1,840 \text{ г/см}^3$) додати 400 мл води.
9. Кислота в автомобільному акумуляторі (розчин сульфатної кислоти) має густину $1,200 \text{ г/см}^3$. Яка масова частка сульфатної кислоти в цьому розчині? Скільки мілілітрів 96 % - вої сульфатної кислоти потрібно взяти для приготування 1 л акумуляторної кислоти ?
10. Який вміст (у масових частках) NaOH у його розчині концентрацією 2 моль/л?
11. Титр розчину нітратної кислоти дорівнює 0,122. Визначити масову частку нітратної кислоти, молярну концентрацію еквівалента, якщо відносна густина розчину $1,0640 \text{ г/см}^3$.
12. Скільки моль амоніаку міститься в 1 л 12,74 % - вого розчину його з відносною густиною $0,9500 \text{ г/см}^3$?

Лабораторна робота № 7

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Мета роботи: Вивчення електропровідності розчинів електролітів і залежності її від різних чинників, вміння передбачати напрям обмінної реакції у розчинах електролітів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Електролітами називають речовини, що дисоціюють у воді та інших полярних рідинах або розплавах на йони. Розчини і розплави електролітів проводять електричний струм. Розпад речовини на іони називають електролітичною дисоціацією. Перенесення струму в розчинах і розплавах електролітів здійснюються іонами, тому їх, на відміну від електронних провідників, називають іонними провідниками другого роду. До електролітів відносять солі, кислоти, основи.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації запроваджується поняття ступеня дисоціації α :

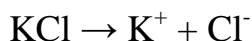
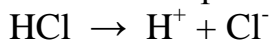
$$\alpha = c/c_0,$$

де:

c – концентрація молекул, що розпалися в розчині на йони моль/л;

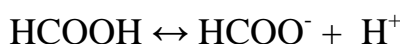
c_0 – загальна концентрація розчину, моль/л.

Всі електроліти розподіляють на сильні і слабкі. До сильних відносяться ті, ступінь дисоціації яких дорівнює одиниці, тобто $c=c_0$. Електролітична дисоціація сильних електролітів перебігає необоротно:



До сильних електролітів відносяться практично всі солі, гідроксиди лужних та лужно-земельних металів і деякі мінеральні кислоти (наприклад HCl , HNO_3 , H_2SO_4).

Ступінь дисоціації слабких електролітів менше одиниці ($c < c_0$). Оскільки дисоціація слабких електролітів є оборотним процесом, вона характеризується константою рівноваги. Як приклад, розглянемо дисоціацію HCOOH і H_2S :



Запишемо математичний вираз константи рівноваги цих процесів:

$$K_{a(\text{HCOOH})} = \frac{c_{\text{HCOO}^-} \cdot c_{\text{H}^+}}{c_{\text{HCOOH}}} = 1,8 \cdot 10^{-4}; \quad K_{a(\text{H}_2\text{S})} = \frac{c_{\text{H}^+} \cdot c_{\text{HS}^-}}{c_{\text{H}_2\text{S}}} = 6 \cdot 10^{-8}$$

Константу рівноваги процесу дисоціації слабого електроліту називають константою дисоціації K_a . Ця величина є кількісною мірою сили електролітів. Чим більше величина K_a , тим сильніший електроліт, і навпаки.

Порівнюючи значення K_a HCOOH і K_a H_2S , можна сказати, що у H_2S здібність до дисоціації на йони менше ніж у HCOOH .

Ступінь (α) і константа дисоціації (K_a) слабого електроліту пов'язані залежністю (закон розведення Оствальда):

$$K_a = \frac{\alpha^2 c_0}{1 - \alpha},$$

якщо ступінь дисоціації α мала, то $1 - \alpha \approx 1$, тоді наведене рівняння спрощується і його можна записати так:

$$K_a = \alpha^2 c$$

Водневм показником середовища рН називається від'ємний десятковий логарифм концентрації водневих йонів:

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

Середовище водного розчину електроліту може бути кислим, нейтральним або лужним. Носіями кислотних властивостей є йони H^+ , а основних – гідроксид-йон OH^- , тому в кислих розчинах $[H^+] > [OH^-]$, а в лужних $[OH^-] > [H^+]$. Розчини, в яких $[H^+] = [OH^-]$, називають нейтральними.

При електролітичній дисоціації води утворюється рівна кількість йонів H^+ і OH^- :



Константа дисоціації води при 295 К дорівнює $1,8 \cdot 10^{-16}$, а концентрація $[H_2O]$ при тій же температурі дорівнює приблизно:

$$[H_2O] = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моль/л.}$$

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{55,56} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Звідки $[H^+] \cdot [OH^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}$

Величина $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ називається йонним добутком води. При 295 К $K_w = 10^{-14}$. В нейтральних розчинах $[H^+] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ моль/л ($pH=7$),

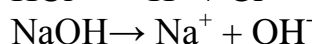
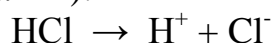
Разом з показником рН використовується показник рОН:

$$pOH = -\lg [OH^-].$$

Виходячи із значення йонного добутку води K_w , при 295 К

$$pH + pOH = 14.$$

При розрахунках водневого показника середовища водних розчинів сильних кислот та основ необхідно враховувати незворотність процесу їх електролітичної дисоціації ($\alpha = 1$):



Концентрація йонів H^+ в розчинах сильних кислот і концентрація йонів OH^- в розчинах лугів чисельно дорівнюють молярній концентрації розчинів. Наприклад, $[H^+]$ в 0,001 М розчині HCl дорівнює 0,001 моль/л, а $[OH^-]$ в 0,01 розчині NaOH дорівнює 0,01 моль/л.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Натрій ацетат, кристалічний і 2 н. розчин; калій нітрат кристалічний; ацетатна кислота, безводна; натрій хлорид, кристалічний; спирт, 5 % - вий розчин; цукор, 5 % - вий розчин; натрій гідроксид, 5 % - вий розчин; амоніак, 25 % - вий розчин; кобальт хлорид, 1 н. (спиртовий і водний розчини); хлоридна кислота, 2 н. розчин; цинк металічний; індикатори: фенолфталеїн, метиловий оранжевий, лакмус; фільтр паперовий.

Посуд і прилади. Прилад для випробування електропровідності розчинів (рис.1); штатив з пробірками; циліндр мірний ємністю 10 мл; піпетки на 1 мл та 5 мл.

Дослід 1. Електропровідність розчинів електролітів

Прилад для визначення електропровідності розчинів (рис. 1) складається з пластмасового корпусу, в якому закріплена електрична лампочка і склянки місткістю 5 мл. Склянка закривається гумовою кришкою, в яку вмонтовані два графітові електроди. Електроди за допомогою однополюсних рознімачів з'єднані з лампочкою (послідовно). Прилад вмикається до мережі змінної напруги 220 вольт.

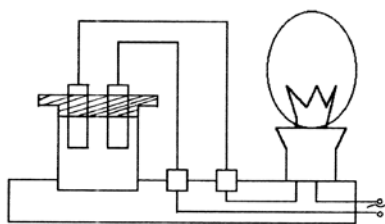


Рис. 1. Прилад для визначення електропровідності розчинів

а) В склянку налити 5 мл дистильованої води, закрити її кришкою з електродами і увімкнути у мережу. Чи спалахує лампочка? Чи проводить дистильована вода електричний струм? Електрична лампочка сигналізує про наявність струму в замкнутому ланцюзі. Дослід повторити, наповнюючи склянку послідовно розчином спирту, цукру, хлоридної кислоти, натрій хлориду і натрій гідроксиду. Перед кожним дослідом ретельно промити електроди, склянку і ополоснути їх дистильованою водою.

Розчини яких речовин проводять електричний струм? Скласти рівняння електролітичної дисоціації електролітів, що досліджуються. Наявністю яких іонів характеризуються розчини кислот та лугів?

б) В суху склянку насипати натрій хлорид так, щоб він покрив дно. Опустити в сіль електроди і увімкнути прилад. Чи проводить електричний струм суха сіль? Додати в стакан 5 мл дистильованої води і знов увімкнути прилад. Що спостерігається?

Пояснити, чому розчин солі є провідником електричного струму, хоча чиста вода і суха сіль узяті окремо, струму не проводять.

Дослід. 2. Ступінь дисоціації кислоти

В склянку налити 5 мл концентрованої (безводної) оцтової кислоти, виміряти її електропровідність. Що спостерігається? Чи проводить безводна оцтова кислота електричний струм? Потім в кислоту поступово додати, перемішуючи, дистильовану воду і спостерігати за розжарюванням електричної лампочки. Зробити висновок про причину даного явища. Перевірте ваші висновки, обчисливши значення α % для 0,1 н. і 0,001 н. розчинів CH_3COOH .

Пояснити, чому водний розчин ацетатної кислоти на відміну від безводної ацетатної кислоти проводить електричний струм. Скласти рівняння дисоціації ацетатної кислоти у водному розчині.

Дослід 3. Ступінь дисоціації основи і солі

В склянку влити невелику кількість 25 % - вого розчину амоніаку (1 об'єм) і увімкнути струм. Відзначити інтенсивність напруження нитки електричної лампочки. Вимкнути струм. Обережно, невеликими порціями додати крижаної ацетатної кислоти (половину об'єму). Розчин перемішати, охолодити і увімкнути струм. Як змінилося розжарювання нитки електричної лампочки? Дати пояснення проведеному досліді; скласти необхідні рівняння. До слабких чи сильних електролітів відноситься сіль?

Дослід 4. Забарвлення індикаторів

У дев'ять чистих пробірок налити по 6 крапель дистильованої води і додати у три пробірки по 1 краплі розчину фенолфталеїну, в інші три – по одній краплі метилового оранжевого, а в інші три – по 1 краплі розчину лакмусу. В три пробірки (з фенолфталеїном, метилоранжем і лакмусом) додати по 2-3 краплі розчину хлоридної кислоти; в три інші - по 2-3 краплі розчину натрій гідроксиду. Визначити колір індикатора в різних середовищах.

Дослід 5. Рівновага в розчині слабкої кислоти

У дві пробірки внести по 6-7 крапель 0,1 н. розчину ацетатної кислоти. В кожену пробірку додати 1 краплю розчину індикатора метилового оранжевого. Яке забарвлення приймає розчин і чому? Скласти рівняння електролітичної дисоціації оцтової кислоти і рівняння константи дисоціації.

Розчин розлити навпіл і до однієї частини додати декілька кристалів натрій ацетату, перемішати і порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. Дати пояснення, користуючись константою рівноваги.

Що треба додати в розчин слабкої кислоти для зсуву рівноваги у бік утворення недисоційованих молекул?

Дослід 6. Рівновага в розчині слабкої основи

Провести дослід, аналогічно попередньому, взявши замість оцтової кислоти розчин амоніаку, замість метилоранжу - фенолфталеїн і замість натрій ацетату – амоній хлорид. Дати необхідні пояснення.

Що треба додати в розчин слабкої основи для зсуву рівноваги у бік утворення недисоційованих молекул? Дати загальний висновок про зсув рівноваги в розчинах слабких електролітів.

Дослід 7. Йонізуюча дія води

В суху пробірку внести 7 крапель спиртового розчину кобальт хлориду.

В іншу пробірку - таку ж кількість водного розчину цієї солі. Порівняти забарвлення в пробірках. В першу пробірку додати 5 крапель води. Як змінилося забарвлення індикатора? Чому?

Дослід 8. Заміна сильної кислоти на слабку

Внести в дві пробірки по 10 крапель 2н. хлоридної кислоти і помістити в кожен з них по однаковому шматочку цинку. Коли почнеться виділення водню, додайте в одну пробірку 15 крапель натрій ацетату, а в іншу 15 крапель дистильованої води. Як змінюється швидкість реакції утворення водню? Чому? Складіть молекулярні і йонні рівняння реакцій.

Контрольні запитання та завдання

1. Що називається ступенем електролітичної дисоціації? Яка залежність між ступенем дисоціації і константою дисоціації слабого електроліту?
2. Вказати залежність ступеня електролітичної дисоціації електроліту від його концентрації.
3. Чи можуть у водному розчині концентрації іонів $[H^+]$ або $[OH^-]$ дорівнювати нулю?
4. Для яких електролітів використовують поняття про активність іонів та йонну силу розчину? За якими формулами їх визначають?
5. Як впливають однойменні йони на дисоціацію слабких електролітів? Скласти рівняння константи електролітичної дисоціації ацетатної кислоти. Введенням яких речовин можна зменшити дисоціацію цієї кислоти?
6. Що називається водневим показником? Яке значення рН в нейтральному, кислому, лужному середовищах? Чому дорівнює константа дисоціації води і йонний добуток води?
7. Беручи до уваги першу ступінь дисоціації H_2S , визначити α % для його 0,01 н. розчину.
8. Визначити ступінь дисоціації розчину бінарного електроліту, що містить 0,5 г солі у 100 г води. Розчин кипить при $100,04$ °С. Молярна маса солі 101 г/моль.
9. При якій температурі кипітиме 0,2-молярний розчин купру (II) сульфату, якщо ступінь дисоціації його дорівнює 45 %.
10. Обчислити $[H^+]$, $[HSe^-]$ і $[Se^{2-}]$ у 0,05 М розчині H_2Se .
11. Визначити $[H^+]$, $[OH^-]$ в розчині, рН якого дорівнює 6.
12. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації нітритної кислоти HNO_2 дорівнює 0,2?

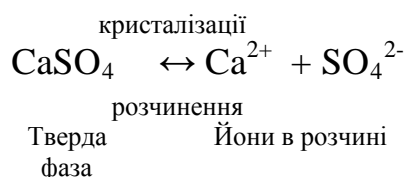
Лабораторна робота № 8

ЙОНООБМІННІ РЕАКЦІЇ. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Мета роботи: Ознайомитись із загальними властивостями малорозчинних електролітів і методикою розрахунків, яка пов'язана з добутком розчинності.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Більша частина електролітів має обмежену розчинність у воді. На практиці часто зустрічаються гетерогенні системи, у яких осад малорозчинного електроліту знаходиться у рівновазі з насиченим розчином цього електроліту



При насиченні розчину швидкості процесів розчинення і кристалізації однакові ($v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$), а концентрації іонів над твердою фазою електроліту ($C_{\text{Ca}^{2+}}$ та $C_{\text{SO}_4^{2-}}$) є рівноважними при даній температурі.

Константа рівноваги гетерогенного процесу визначається тільки добутком концентрацій іонів в розчині і не залежить від активності твердого компонента:

$$K = C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} = \text{ДР}_{\text{CaSO}_4}$$

Таким чином, добуток концентрацій йонів в насиченому розчині малорозчинного електроліту при заданій температурі є величина стала; її називають добутком розчинності (ДР).

Добуток розчинності і константа рівноваги залежить від природи електроліту і від температури, але не залежить від концентрації йонів в розчині.

Знаючи, що ДР – величина стала при $T = \text{const}$ можна сказати, що при збільшенні концентрації одного з йонів в насиченому розчині над твердою фазою концентрація іншого йона зменшується.

За визначеним добутку розчинності електроліту CaSO_4 і концентрації одного з йонів ($C_{\text{Ca}^{2+}}$ та $C_{\text{SO}_4^{2-}}$) можна розрахувати концентрацію іншого йона ($C_{\text{SO}_4^{2-}}$ або $C_{\text{Ca}^{2+}}$), яка необхідна для осадження електроліту CaSO_4 . Математичною умовою утворення осаду у цьому випадку є вираз

$$C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} \geq \text{ДР}_{\text{CaSO}_4}$$

Гідролізом називають обмінні хімічні реакції речовин з водою, які приводять до сполучення складових частин речовини із складовими частинами води. Гідролізу підлягають хімічні сполуки, які належать до

різних класів: солі, солеподібні бінарні ковалентні сполуки, етери, жири, вуглеводи, білки тощо. Механізм гідролізу для різних типів сполук різний. У неорганічній хімії найчастіше вивчають гідроліз солей.

Солі при їх розчиненні у воді розпадаються на йони. Один з іонів (катион або аніон) вступає у хімічну взаємодію з молекулами води з утворенням слабого або малорозчинного електроліту. Внаслідок такої взаємодії рівновага дисоціації води зміщується праворуч:

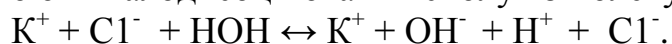


Залежно від природи вихідної солі у розчині накопичуються йони H^+ або OH^- -йони, тому в розчині створюється кисле або лужне середовище.

Продукти гідролізу та рН розчинів гідролізованих солей визначають природою катіонів та аніонів. Продуктами гідролізу можуть бути слабкі кислоти та основи, малорозчинні та легколеткі сполуки. Реакція гідролізу завжди напрямлена у бік утворення таких сполук. Якщо продукти гідролізу-розчинні речовини, то гідроліз відбувається оборотно; у випадку утворення малорозчинних та летких речовин-гідроліз необоротний.

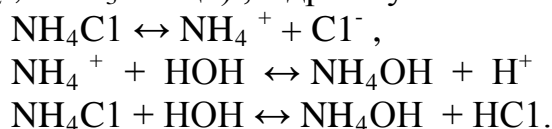
Залежно від природи катіонів та аніонів солі поділяються на чотири типи.

1. Солі, утворені сильними основами та сильними кислотами, у водних розчинах гідролізу не підлягають. При розчиненні таких солей (наприклад, KCl) рівновага дисоціації води практично не зміщується, оскільки йони солі K^+ і Cl^- не утворюють малодисоційованих сполук з молекулами води.



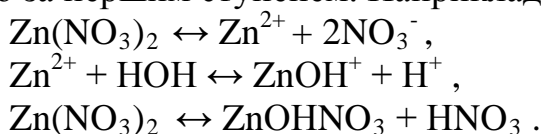
Єдиною малодисоційованою сполукою є вода. Середовище розчину солей такого типу нейтральне ($\text{pH}=7$).

2. Солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою (NH_4Cl , CuSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3 тощо), гідролізуються за катіоном. Наприклад,



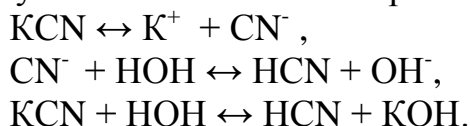
Зв'язування йонів OH^- приводить до збільшення концентрації йонів H^+ , в наслідок чого реакція розчину-кисла ($\text{pH} < 7$).

При гідролізі солей, які містять у своєму складі багатозарядний катион слабкої основи, як правило, утворюються основні солі, тобто гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем. Наприклад,



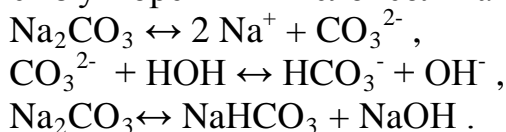
До утворення слабкої основи гідроліз зазвичай не доходить через накопичення у розчині H^+ , ($\text{pH} < 7$).

3. Солі, утворені сильною основою та слабкою кислотою (KCN , K_2S , Na_2CO_3 тощо), гідролізуються за аніоном. Наприклад ,



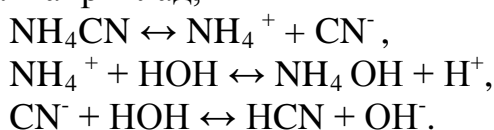
Зв'язування йонів H^+ приводить до збільшення концентрації йонів OH^- , в наслідок чого реакція розчину - лужна ($pH > 7$).

Солі, утворені сильною основою та слабкою багатоосновною кислотою, гідролізуються з утворенням кислій солі та сильної основи:



Гідроліз таких солей відбувається переважно за I ступенем, оскільки утворені OH^- - йони перешкоджають перебігу гідролізу за II ступенем з утворенням слабкої кислоти та сильної основи ($pH > 7$).

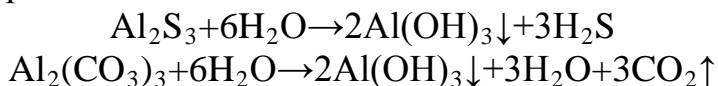
4. Солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою (CH_3COONH_4 , NH_4CN та інші) найбільш гідролізовані. Гідролізу підлягають як катіон, так і аніон солі з утворенням малодисоційованих або малорозчинних сполук. Наприклад,



Йони H^+ та OH^- нейтралізують один одного, тому рівновага у значній мірі зміщена праворуч.

Реакція середовища у розчинах таких солей залежить від співвідношення сили кислоти та основи. При їх рівній силі реакція середовища може бути нейтральною.

У більшості випадків гідроліз є оборотним процесом, але деякі солі, утворені дуже слабкою основою та дуже слабкою кислотою гідролізуються необоротно. Наприклад:



Кількісною характеристикою гідролізу солей є ступінь *гідролізу* h та *константа гідролізу* K_H .

Ступінь гідролізу солі h є відношення концентрації гідролізованої солі C до її загальної концентрації у розчині C_M :

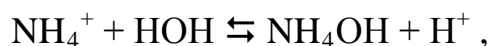
$$h = (C/C_M) \cdot 100 \% .$$

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації і температури розчину. Ступінь гідролізу солей у водних розчинах зростає з підвищенням температури, так як при цьому збільшується ступінь дисоціації води, тобто концентрація йонів водню та гідроксилу.

До реакцій гідролізу солі застосовують всі положення та закони вчення про хімічну рівновагу. Константа рівноваги реакції гідролізу називається *константою гідролізу солі* K_H . Її величина характеризує співвідношення між рівноважними концентраціями всіх компонентів системи. Зв'язок між константою гідролізу солі (K_H) і ступенем гідролізу (h) в розчині заданої концентрацією (C_M) відображується *законом Оствальда*:

$$K_H = (h^2 \cdot C_M) / (1 - h) .$$

Константа гідролізу є константою рівноваги відносно реакції гідролізу. Наприклад, для NH_4NO_3 , гідроліз якого відбувається за рівнянням



згідно з законом дії мас, можна записати константу гідролізу K_{Γ} у такому вигляді:

$$K_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{HOH}]}$$

Рівновага процесу гідролізу у відповідності за принципом Ле-Шательє зсувається праворуч (ступінь гідролізу збільшується) при додаванні води, тобто при зменшенні концентрації розчину. Навпаки, додавання у розчин солі продукту її гідролізу (сильної кислоти або сильної основи відповідно) зсуває рівновагу ліворуч, тобто зменшує ступінь гідролізу.

Значення константи гідролізу характеризує здатність даної солі підлягати гідролізу; чим більша константа гідролізу, тим більша міра перебігу гідролізу.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Натрій карбонат, кристалічний; натрій хлорид, кристалічний; натрій ортофосфат, кристалічний; алюміній хлорид, кристалічний; амоній ацетат, кристалічний; натрій сульфід, кристалічний; амоній сульфід, насичений розчин; кальцій хлорид, насичений розчин; алюміній хлорид, 1 н. розчин; амоній хлорид, 0,1 н. розчин; кальцій хлорид, 0,1 н. розчин; магній хлорид, 0,1 н. розчин; барій хлорид, 0,1 н. розчин; натрій хлорид, кристалічний; барій хлорид, 1 н. розчин; ферум (III) хлорид, 0,5 н. розчин; натрій сульфат, 1н розчин; купрум сульфат, 0,5 н розчин; цинку сульфат, 0,5 н. розчин; алюміній сульфат, 1н. розчин; манган (II) сульфат, 0,5 н. розчин; натрій ортофосфат, кристалічний; натрій карбонат, 1н. розчин; хлоридна кислота, 2 н. розчин; сульфатна кислота (розведена 1:6); нітратна кислота, концентрована і 2 н. розчин; вісмут нітрат, 0,5 н. розчин; аргентум нітрат, 0,05 н. розчин; плюмбум нітрат, 1 н. розчин; натрій ацетат, 20 % - вий розчин; калій йодид, 0,5 н. розчин; розчин фенолфталеїну; розчин нейтрального лакмусу.

Посуд та прилади. Штатив з пробірками; скляна паличка; папір лакмусовий; вода дистильована; паперовий фільтр.

Дослід 1. Умови утворення осадів

а) В дві пробірки внести по 2-3 краплі розчину манган (II) сульфату. В першу пробірку додати такий же об'єм сірководневої води, а в другу – розчин амонію сульфідіду. В якому випадку випадає осад? Написати молекулярне і йонне рівняння реакції. В чому полягає умова утворення осаду за правилом добутку розчинності? Користуючись цим правилом, пояснити утворення осаду манган (II) сульфідіду в одному випадку і його відсутність в іншому.

б) Отримати гідроксиди цинку і нікелю (II). Для цього візьміть розчини відповідних солей і розчин лугу. Розчин лугу по краплях додайте до

розчину солі до утворення осаду. Поясніть, що спостерігали. Відзначте колір осаду.

Чи розчиняються ці осадки в кислотах і лугах. Виконайте дослід. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Умова розчинення осадків в результаті хімічної взаємодії

а) В дві пробірки внести по 3 краплі розчину срібла нітрату. В одну з них додати 3 краплі розчину натрій карбонату, в іншу - такий же об'єм розчину натрій хлориду. Написати молекулярні і йонні рівняння реакції утворення осадків карбонату та срібла хлориду.

В обидві пробірки додати по 4-5 крапель 2 н. розчину нітратної кислоти. Який з осадків розчиняється? Написати молекулярне та іонне рівняння реакції його розчинення. Пояснити розчинення осаду, користуючись правилом добутку розчинності. Чому другий осадок не розчиняється при взаємодії з кислотою? Сформулювати, за яких умов відбувається розчинення осаду?

б) У двох пробірках отримати магній гідроксид, додавши в кожен по 2 краплі розчинів солі магнію та їдкої натру. Додати в одну пробірку 2-3 краплі, 2 н. розчину хлоридної кислоти, а в іншу - 2 н. розчин амоній хлориду, помішуючи осадок скляною паличкою.

Написати молекулярне і іонне рівняння взаємодії гідроксиду магнію з хлоридною кислотою і хлоридом амонію. В якому випадку розчинення відбувається легше? Чому?

в) В двох пробірках отримати осадок кальцій оксалату, додавши в кожен по 2 краплі розчинів солей кальцію та амоній оксалату. Додати в одну пробірку декілька крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти до повного розчинення осаду. В іншу пробірку додати 2 н. розчин ацетатної кислоти. Відзначити практичну нерозчинність кальцій оксалату в останньому випадку.

Пояснити, користуючись правилом добутку розчинності, чому осадок кальцій оксалату розчиняється в хлоридній кислоті і практично не розчиняється в ацетатній. Написати молекулярні і йонні рівняння проведених реакцій.

г) В дві пробірки внести по 2 краплі розчину купрум (II) сульфату і цинк сульфату. В кожен пробірку додати по 2 краплі розчину амоній сульфідів. Які речовини випадають в осадок? Написати молекулярні і йонні рівняння проведених реакцій?

До осадків сульфідів додати по 5-7 крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти. Який з сульфідів розчиняється? Знайти в таблиці величини добутків розчинності сульфідів цинку та купруму.

Пояснити, застосувавши правило добутку розчинності, чому один з них переходить в розчин при взаємодії з хлоридною кислотою. Написати молекулярне та йонне рівняння реакції. Чому другий сульфід не розчиняється в хлоридній кислоті?

Дослід 3. Отримання важкорозчинних сполук з інших важкорозчинних речовин

В пробірку внести 2 краплі розчину плюмбум (II) нітрату та додати 3 краплі розчину натрію сульфату. Осад якої речовини утворився? Написати молекулярне та йонне рівняння реакції.

Дати відстоятися осад. Відібрати піпеткою рідку фазу. До осаду додати 3-4 краплі розчину амоній сульфіді і перемішати осад скляною паличкою. Як змінився колір осаду? Яка речовина утворилася?

Знайти в таблиці величини добутку розчинності отриманих солей. Пояснити, користуючись правилом добутку розчинності, перехід одного осаду в іншій. Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Йонні реакції

а) Підібрати з наявних реактивів такі, при взаємодії яких можуть бути отримані осади магнію ортофосфату, купрум (II) сульфіді. Виконати вказані реакції і відзначити колір осадів, що утворилися. Скласти йонно-молекулярні рівняння реакцій.

б) В три пробірки внести по 5 крапель сульфатів натрію, цинку і алюмінію і додати по 5 крапель розчину барій хлориду. Складіть три йонно-молекулярні рівняння. Який йон є реагентом на сульфат-йон?

в) В 2 пробірки внести по 7 крапель натрій карбонату. Додайте по 3 краплі розбавленої хлоридної і сульфатної кислот. Складіть йонно-молекулярні рівняння реакцій.

Дослід 5. Гідроліз солей

В шість пронумерованих пробірок внести по 2 краплі нейтрального розчину лакмусу. В пробірки внести (порізно) по декілька кристалів натрій карбонату, натрій ортофосфату, натрій хлориду, алюміній хлориду і амоній ацетату. Перемішати скляною паличкою. Порівняти забарвлення їх з забарвленням розчину лакмусу у шостій пробірці, розглядаючи їх на фоні білого паперу.

Результати дослідів записати в таблицю

№ пробірки	Формула солі	Забарвлення індикатора	Реакція середовища	pH розчину

Які солі піддавалися гідролізу? Складіть рівняння реакцій гідролізу.

Дослід 6. Зсув рівноваги гідролізу солі

В пробірку внести 10 крапель розчину вісмут (III) нітрату і поступово розбавляти розчин дистильованою водою. Випадає осад $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Скласти рівняння реакції гідролізу. Додати в пробірку з осадом, що утворився, декілька крапель концентрованої нітратної кислоти. Що відбувається з осадом? Дати пояснення, виходячи з рівняння константи йонної рівноваги.

Дослід 7. Вплив температури на гідроліз солі

Налити в пробірку 10 крапель розчину натрій ацетату та 1 краплю розчину фенолфталеїну. Нагріти розчин до кипіння і спостерігати появу рожевого забарвлення. Скласти рівняння реакції гідролізу і дати пояснення. Які чинники впливають на зсув рівноваги гідролізу і чому?

Дослід 8. Вплив сили кислоти, яка утворює сіль, на ступінь її гідролізу

У дві пробірки налити по 5 крапель дистильованої води і розчинити в ній по декілька кристалів натрій сульфату і натрій карбонату. В кожену пробірку додати по одній краплі розчину фенолфталеїну. В розчині якої солі забарвлення фенолфталеїну більш інтенсивне? В якому розчині рН має більше значення? Скласти іонні рівняння гідролізу солей.

Дослід 9. Взаємодія розчинів солей, що взаємно підсилюють гідроліз одне одного

До розчину хлориду або сульфату алюмінію додайте по краплях розчин натрій карбонату до утворення осаду. Потім виконайте дослід, взявши розчини хлориду або хром (III) сульфату і амоній сульфідну. Експериментально доведіть, що в результаті зливання вказаних розчинів утворюються відповідно алюміній (III) гідроксиди та хрому(III). Скласти рівняння реакцій гідролізу.

Контрольні запитання та завдання

1. Що називають добутком розчинності? Яка властивість речовини характеризується цією величиною?
2. За яких умов осад випадають, розчиняються і знаходяться в рівновазі з розчином?
3. Записати математичний вираз добутку розчинності і формулу для обчислення розчинності (у моль/л) таких важкорозчинних електролітів : кальцій карбонату, барій хромату, кальцій гідроген фосфату та магній гідроксиду.
4. Що розуміють під гідролізом взагалі та гідролізом солей конкретно? Яка роль гідролізу в хімічних та біохімічних процесах?
5. Як впливає на стан системи $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ значення рН у чистій воді додавання солі, що гідролізується? Які в цьому випадку можуть бути варіанти і, відповідно, типи гідролізу?

6. Що називається ступенем гідролізу, від яких чинників вона залежить?
7. Що називають константою гідролізу? Чи залежить ця величина від природи солі, концентрації розчину, температури? Чим визначається більше або менше значення константи гідролізу для різних солей?
8. Як пояснити взаємопідсилення гідролізу двох солей при змішуванні розчинів? Чи будь-яка пара солей дає такий ефект?
9. Скільки грамів SrSO_4 знаходиться в 400 мл насиченого розчину?
10. Чи утворюється осад AgCl , якщо злити рівні об'єми 0,0002 М розчинів AgNO_3 та HCl ?
11. Написати в йонному та молекулярному вигляді рівняння реакцій гідролізу наступних солей: Na_2S , MgCl_2 ; $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$, K_2S .
12. Чому дорівнює ступінь гідролізу натрій гідрокарбонату в 0,01 М розчині? Визначити рН цього розчину.

Лабораторна робота № 9

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: Ознайомлення з окисно-відновними властивостями металів, неметалів і їх сполук. Проведення якісних дослідів, що розкривають окисно-відновні властивості окремих речовин.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Реакції, перебіг яких пов'язано із зсувом або повним переходом електронів від одних атомів або йонів до інших, називають окисно-відновними. Число електронів, зміщених від атома (йона) даного елемента або до атома (йону) даного елемента у сполуці, називають ступенем окиснення. Ступінь окиснення може бути позитивним (електрони зміщені від атома або йона) та негативним (електрони зміщені до атому або йону).

Процес віддачі електронів, тобто підвищення ступеня окиснення елемента, називають окиснення, а речовини, що віддають електрони, відновниками. До типових відновників відносяться прості речовини, атоми яких характеризуються невисокою електронегативністю (метали, водень, вуглець), деякі аніони (Cl^- , S^{2-} та ін.), катіони, у яких ступінь окиснення може зростати (Fe^{2+} , Sn^{2+} та ін.), деякі сполуки карбону (вуглеводні, оксид карбону (II), азоту (азотоводні), бору (бороводні) та ін.

Процес приєднання електронів, тобто зниження ступеня окиснення, називають відновленням, а речовини, що приймають електрони, називають окислювачами. До типових окислювачів відносяться прості речовини, атоми яких характеризуються високою електронегативністю (елементи IV та VII груп головних підгруп), катіони з високим ступенем окиснення (Pb^{4+} , Cr^{6+} тощо), аніони у яких електропозитивний елемент має

високий ступінь окиснення (NO_3^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MnO_4^- та ін.), вищі оксиди, а також пероксиди.

Реакції, в яких окислювачі і відновники є різними речовинами, називають *міжмолекулярними*.



Окисно-відновні реакції, внаслідок яких змінюють ступінь окиснення два різних елементи, що входять до складу однієї молекули, називають *внутрішньомолекулярними* реакціями.



Реакціями *самоокиснення-самовідновлення (дисмутації)* називають окисно - відновні реакції, внаслідок яких одночасно збільшується та зменшується ступінь окиснення одного елемента.



У окисно-відновних реакціях фактор еквівалентності та молярну масу еквівалента окисника та відновника визначають за формулами:

$$f_{\text{екв окисника}} = 1/(n_{\bar{e}}), f_{\text{екв відновника}} = 1/(n_{\bar{e}}), \\ M_{\text{Е окисника}} = M_{\text{окисника}} / (n_{\bar{e}}), M_{\text{Е відновника}} = M_{\text{відновника}} / (n_{\bar{e}}),$$

де:

$n_{\bar{e}}$ – число електронів, приєднаних однією молекулою окисника або відданою однією молекулою відновника.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Йодна вода; хлорна вода; бромна вода; сірководнева вода; натрій сульфід, кристалічний; калій бихромат, 0,5 н. розчин; сульфатна кислота, 2 н. розчин; нітратна кислота, концентрована та 2 н. розчин; хлоридна кислота, концентрована; калій перманганат, 0,5 н. розчин та кристалічний; натрій сульфід, кристалічний; натрій гідроксид, 2 н. розчин; калій йодид, 0,5 н. розчин; дистильована вода; купрум (II) нітрат тригідрат $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, кристалічний.

Посуд та прилади. Штатив з пробірками; скляний шпатель.

Дослід 1. Прості речовини і елементарні йони в реакціях окиснення - відновлення

В дві пробірки внести по 2 краплі йодної води. В одну пробірку додати 3 краплі хлорної води, в іншу - 3 краплі сірководневої води. Спостерігати в обох випадках знебарвлення йоду, а в другій пробірці одночасно випадання сірки.

Написати рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що в даних умовах в результаті реакції йоду з хлором утворюється йодатна кислота HIO_3 . Окисником або відновником є йод у цих реакціях?

В дві інші пробірки внести по 3 краплі розчину калій йодиду. В одну пробірку додати 3 краплі хлорної води, в іншу - 3 краплі сірководневої води. Описати явища, які спостерігалися. В якому випадку і чому реакція не

перебігала? Окисні або відновні властивості проявляє йон Γ ? Написати рівняння реакції. Пояснити відмінність окисно-відновних властивостей молекули йоду та йона Γ .

Дослід 2. Складні йони в реакціях окиснення-відновлення

а) В пробірку з 5-6 краплями розчину натрій сульфату додати такий же об'єм бромної води. Визначити обезбарвлення розчину, зумовлене переходом молекули броду у йон Br^- .

Скласти рівняння реакції. Яку функцію виконує йон SO_3^{2-} у даній реакції?

б) В пробірку внести 1-2 краплі розчину калій дихромату $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, додати 1-2 краплі розчину сульфатної кислоти і декілька крапель сірководневої води. Спостерігати зміну забарвлення розчину та його помутніння внаслідок утворення елементарної сірки.

Скласти рівняння реакції. Який складний йон в цій реакції є окисником?

Примітка. Хлорна, бромна і сірководнева вода є розчинами хлору, броду і сірководню у воді. Хімічно діючими компонентами є Cl_2 , Br_2 та H_2S . Воду в рівняння реакції не вводити!

Дослід 3. Значення середовища в окисно-відновних реакціях

У три пробірки внести по 3-4 краплі розчину калію перманганату. У першу пробірку додати 2-3 краплі розчину сульфатної кислоти, у другу 2-3 краплі води, у третю 5-6 крапель розчину лугу. У всі три пробірки внести по два мікрошпателі кристалічного натрій сульфату та перемішати розчини до повного розчинення кристалів. Через деякий час відзначити зміну забарвлення розчину у всіх трьох пробірках.

Скласти рівняння реакції взаємодії натрій сульфату та калій перманганату: в кислому, нейтральному та лужному середовищах, враховуючи, що забарвлення сполук мангану залежить від ступеню його окиснення: йон MnO_4^- має фіолетове забарвлення, йон MnO_4^{2-} - зелене, йон Mn^{2+} - слабо рожевий, а при малих концентраціях практично безбарвний, оксид марганцю IV і його гідроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ є важкорозчинними речовинами бурого кольору.

Дослід 4. Реакції, в яких окисник або відновник одночасно є середовищем

а) У пробірку помістити невеликий шматочок міді і додати 2-3 краплі концентрованої нітратної кислоти. Відзначити колір газу, що виділяється, та колір розчину, що утворюється

Скласти рівняння реакції. Скільки молекул нітратної кислоти виконували роль окисника? Яке призначення решти молекул нітратної кислоти, що брали участь в реакції?

б) У пробірку помістити 1-2 кристали калію перманганату і додати 2-3 краплі концентрованої хлоридної кислоти. Визначити, який газ виділяється ?

Скласти рівняння реакції. Скільки молекул хлоридної кислоти виконували роль відновника? Яке призначення решти молекул хлоридної кислоти, що брали участь в реакції?

Дослід 5. Реакція внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення

У циліндричну пробірку помістити декілька кристалів купрум (II) нітрату $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Закріпити пробірку у штативі та обережно нагрівати маленьким полум'ям пальника. Спостерігати зневоднення та зміну кольору узятої солі та виділення газів.

Скласти рівняння реакції термічного розкладу купрум (II) нітрату, враховуючи, що продуктами реакції є оксиди купруму, нітрогену (IV) та кисень. Вказати окисник і відновник в молекулі нітрату міді. Скласти схему переходу електронів.

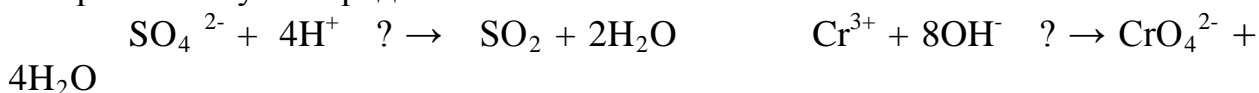
Дослід 6. Реакція самоокиснення-самовідновлення

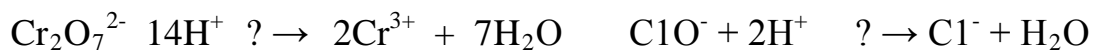
У пробірку помістіть 3-5 кристалів натрій сульфіту. Закріпити пробірку в штативі та нагрівати у продовж 5 хвилин. В пробірку, яка охолонула, додати 10 крапель дистильованої води та розчинити продукти реакції.

За допомогою розчину CuSO_4 знайти сульфід-іони, які утворилися. Порівняти дію розчину CuSO_4 на розчин початкової солі. Яка ще речовина, крім натрій сульфід, утворилася при термічному розкладанні натрій сульфіту? Як його знайти? Написати рівняння реакції самоокиснення-самовідновлення Na_2SO_3 .

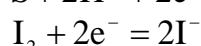
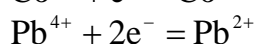
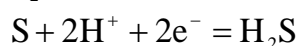
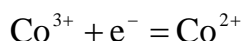
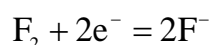
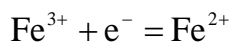
Контрольні питання та завдання

1. Що покладено в основу класифікації хімічних процесів на реакції обміну та окисно-відновні? Навести приклади.
2. Чому окиснення і відновлення - два взаємно пов'язаних процеси, які не можуть здійснюватися один без одного?
3. У яких випадках речовини проявляють тільки окисну, тільки відновну, ту та іншу функції? Наведіть відповідні приклади.
4. Який метод знаходження окисно-відновних коефіцієнтів потрібно використовувати для реакцій, які проходять в газовій та твердій фазах, в розплавах солей, в розчинах неводних та водних?
5. Які іони окислюють метали при розчиненні їх у розбавленій та концентрованій сульфатній кислоті? Навести приклади.
6. В наведених нижче електронно-йонних схемах підставте замість знака питання число прийнятих або відданих електронів, знайденому за правилом суми зарядів:

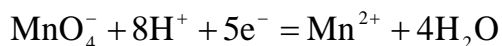




7. Напишіть електронно-йонні рівняння для наступних перетворень, що йдуть у водних розчинах: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$; $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$; $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+}$; $\text{PO}_3^{3-} \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$
8. При взаємодії H_2O_2 з $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ виділяється вільна ртуть. Напишіть рівняння реакції і покажіть, яку роль в ній відіграє гідроген пероксид.
9. Які з наступних речовин: Cl_2 , KMnO_4 , Na_2S , FeSO_4 , NaNO_2 , KI , PbO_2 , KBr , Na_2SO_4 , K_2CrO_4 - можуть проявляти тільки окисні властивості, які – тільки відновні властивості, які – як окисні, так і відновні властивості?
10. Які з наведених нижче систем



будуть відновником, якщо як окисник використовувати кислий розчин калій перманганату



Складіть рівняння реакцій.

11. Користуючись методом йонно-електронного балансу, закінчити рівняння напівреакцій:



12. Охарактеризувати гідроген пероксид як окисник і відновник. Скласти рівняння реакцій взаємодії гідроген пероксиду з: а) KI ; б) Ag_2O .

Лабораторна робота № 10

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

Мета роботи: Опанування методикою вимірювання ЕРС. Ознайомлення з процесами, які перебігають на електродах в гальванічному елементі та на розчинних та нерозчинних електродах при електролізі водних розчинів електролітів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Хімічні процеси, які супроводжуються виникненням електричного струму або які спричиняються ним називаються електрохімічними.

В електрохімії велике значення мають електродні процеси, що перебігають на поверхні зануреного у розчин електрода. Якщо металевий електрод занурений у розчин солі цього металу, то на межі розподілу металу і розчину можливий перебіг двох протилежних процесів:

а) перехід йонів у розчин під дією полярних молекул води;

б) осаджування йонів металу з розчину на поверхню електрода.

Між цими процесами встановлюється рухома рівновага. Чим менша енергія кристалічної ґратки металу і чим більша енергія гідратації йонів металу, тим активніше метал посилає свої йони у розчин. В залежності від

активності металу та концентрації його йонів у розчині метал по відношенню до розчину при досягненні стану рівноваги буде мати той чи інший позитивний чи негативний потенціал, який називається *електродним потенціалом металу* E . Потенціал металу в розчині його солі записують як $E_{Me^{n+}/Me}$ (в чисельнику – окиснена форма, у знаменнику – відновлена, риска – поверхня розподілу).

Величина електродного потенціалу залежить від природи металу, концентрації його йонів у розчині, температури та рН середовища. Цю залежність виражають рівнянням Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln [Me^{n+}],$$

де:

- E – електродний потенціал металу, В;
- E^0 – стандартний електродний потенціал металу, В;
- R – універсальна газова стала;
- T – температура, К;
- n – заряд йона металу;
- F – стала Фарадея, яка дорівнює 96500 Кл.;
- $[Me^{n+}]$ – концентрація йонів металу у розчині.

Прилади, які перетворюють енергію хімічної реакції на електричну, називають *гальванічними елементами*. Їх називають також хімічними джерелами електрики.

Гальванічний елемент складається з двох електродів, виготовлених з різних металів та занурених у розчини електролітів. На одному електроді відбувається окиснення (анод), на другому – відновлення (катод). Так, наприклад, мідно-цинковий гальванічний елемент (елемент Якобі-Даніеля) складається із мідного та цинкового електродів, занурених у розчини їх солей (рис.1).

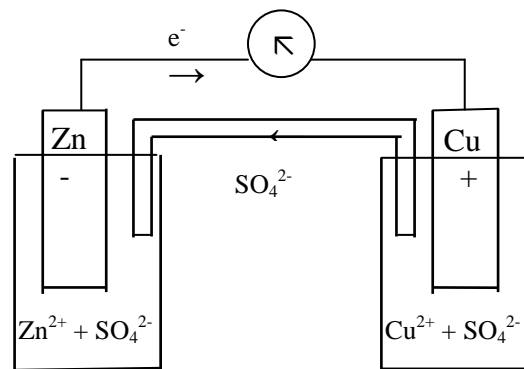
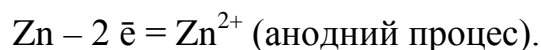
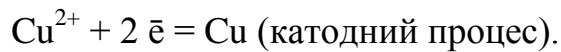


Рис 1. Схема гальванічного елемента

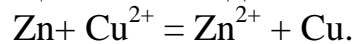
При роботі елемента, тобто при замкнутому ланцюгу, цинк окиснюється:



На мідному електроді відбувається відновлення йонів Купруму:



Сумарне рівняння реакції має вигляд:



Гальванічний елемент зображують відповідною електрохімічною схемою:



Причиною виникнення електричного струму у гальванічному елементі є різниця електродних потенціалів катода та анода, яку називають електрорушійною силою гальванічного елемента (ЕРС) та вимірюють у вольтах, В.

$$\text{ЕРС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}},$$

де:

$E_{\text{к}}$, $E_{\text{а}}$ – електродні потенціали катода та анода відповідно.

Для розглянутого елемента за стандартних умов ЕРС дорівнює:

$$\text{ЕРС} = E_{\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}} - E_{\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}} = +0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

Електролізом називаються окисно-відновні процеси, що перебігають на електродах під впливом постійного електричного струму, який подається від зовнішнього джерела. При електролізі відбувається перетворення електричної енергії у хімічну.

Електроліз проводиться в електролізерах, основними складовими частинами яких є два електрода та йонний провідник (електроліт) між ними.

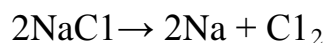
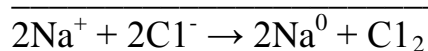
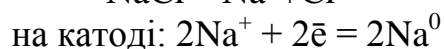
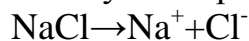
На негативному електроді електролізера - катоді відбувається процес відновлення катіонів. В першу чергу відбуваються процеси, що характеризуються найбільш позитивним потенціалом, тобто в першу чергу реагують сильні окисники.

На аноді в першу чергу відбуваються процеси, що характеризуються найбільш негативним потенціалом, тобто в першу чергу реагують сильні відновники.

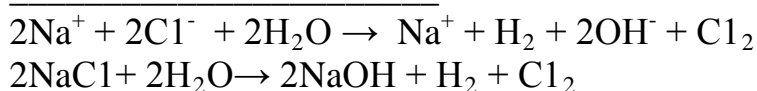
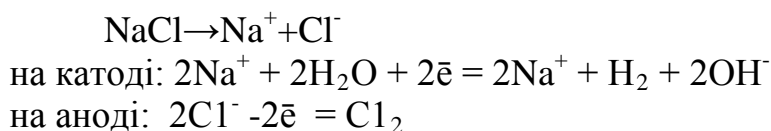
Деякі аноди при електролізі не розчиняються із-за позитивного значення їх рівноважного потенціалу або утворення на поверхні захисних плівок. Прикладами таких анодів можуть бути платинові метали, графіт, титан та тантал. В цьому випадку відбувається електроліз з нерозчиненим анодом.

Якщо потенціали двох або декількох електродних реакцій є рівними, то ці реакції перебігають на електроді одночасно. При цьому струм, який пройшов через електрод, витрачається на всі ці реакції.

Як приклад, розглянемо схему електролізу розплаву натрій хлориду:



При електролізі водного розчину натрій хлориду на електродах перебігають процеси:



Кількісно процеси електролізу описують у відповідності із законами Фарадея.

Перший закон Фарадея: маса речовини, яка виділяється при електролізі, прямо пропорційна кількості електрики, що пройшла крізь електроліт:

$$m = kQ = kIt,$$

де:

- Q – кількість електрики, Кл;
- k – електрохімічний еквівалент ($k = M_E/F$), г/А·с;
- I – сила струму, А;
- t – час, с;
- F – число Фарадея (1 Кл = 1 А·с).

Другий закон Фарадея: при пропусканні однакової кількості електрики крізь розчини або розплави різних електролітів маси речовин, які виділилися на електродах, пропорційні їх еквівалентним масам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E1}}{M_{E2}}.$$

Обидва закони поєднують загальною формулою :

$$m = \frac{M_E \cdot Q}{F} = \frac{M_E \cdot I \cdot t}{96500}.$$

Показником ефективності електролізу є вихід за струмом (ВС):

$$BC = (m_{\text{практ}} / m_{\text{теор}}) \cdot 100\%.$$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Хлоридна кислота, 2 н. розчин; сульфатна кислота, 2 н. розчин; нітратна кислота, концентрована; алюміній; цинк; залізо; мідь; мідний, залізний та алюмінієвий дроти; меркурій (II) нітрат, 0,5 н. розчин; купрум (II) сульфат, 1 М розчин; цинк сульфат, 1 М розчин; натрій хлорид, 1 М розчин; розчин фенолфталеїну; розчини уротропіну та формаліну.

Посуд та прилади. Акумулятор; електролізер; паперовий фільтр.

Дослід1. Ряд електрохімічних потенціалів металів

а) В три пробірки внести по 5-6 крапель 2 н. розчину хлоридної кислоти і опустити в них по шматочку наступних металів: цинку, заліза, міді.

Чи всі метали витісняють водень з кислоти? Які з досліджених металів розташовуються вище за водень в ряду електрохімічних потенціалів і які

нижче? Скласти рівняння реакцій, що спостерігаються (молекулярні та електронно-іонні).

б) В пробірку внести 5-6 крапель розчину гідраргірум (II) сульфату опустити в нього на 1-2 хв. шматочок металевої міді.

Що спостерігається? Скласти рівняння реакції.

в) В одну пробірку внести 5-6 крапель розчину купрум (II) сульфату, в іншу - такий же об'єм, цинк сульфату. В дві пробірки опустити по шматочку металевого заліза.

Описати явища, які спостерігали, та дати їм пояснення. Скласти рівняння реакції.

На підставі дослідів зробити висновок про відносне розташування у ряду електрохімічних потенціалів металів, які досліджували: міді, ртуті, заліза, цинку та положення водню в цьому ряді. Перевірити правильність отриманих результатів згідно табличних значень електродних потенціалів даних металів.

Дослід 2. Гальванічний елемент

а) Зібрати гальванічний елемент за схемою, яка зображена на рис. 1. Один з мікростаканчиків заповнити 1 н. розчином цинк сульфату, інший – 1 н. розчином купрум сульфату. Обидва стаканчики поставити в поглиблення підставки та з'єднати електролітним містком, заповненим насиченим розчином калій хлориду у суміші з желатином. Опустити в розчин цинк сульфату цинкову пластинку, а у розчин купрум (II) сульфату - мідну. З'єднати пластинки дротом з вольтметром, закріпленим на підставці.

Записати показання вольтметра. Користуючись табличними значеннями нормальних електродних потенціалів міді та цинку, обчислити теоретичне значення електрорушійної сили даного гальванічного елемента. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються при роботі гальванічного елемента, та сумарне рівняння хімічної реакції, в результаті якої виходить електричний струм.

б) Виконати дослід, аналогічно попередньому, змінивши концентрацію електроліту в два рази. Чи змінилася електрорушійна сила в системі? Пояснити.

Дослід 3. Вплив утворення гальванічних пар на перебіг хімічних процесів

а) Взаємодія цинку з сульфатною кислотою у відсутності і у присутності міді.

В пробірку внести 6-7 крапель 2 н. розчину сульфатної кислоти і шматочок чистого цинку. Чи спостерігається витіснення водню з сульфатної кислоти? Торкнутися мідним дротом шматочка цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню? Який напрям руху електронів в парі цинк-міді? Записати рівняння електродних процесів і пояснити явище, що спостерігається.

Цей же ефект можна спостерігати в наступному досліді: у дві пробірки внести по 6-7 крапель 2 н. розчину сульфатної кислоти. В одну з пробірок додати 1 краплю купрум (II) сульфату. В обидві пробірки опустити по шматочку цинку. Спостерігати різну інтенсивність виділення водню в пробірках. Пояснити цю відмінність.

б) Корозія оцинкованого та лудженого заліза.

У дві пробірки налити на 1/3 їх об'єму дистильованої води та додати по 3-4 краплі розчину 2 н. сульфатної кислоти і червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$, яка є характерним реактивом на йони Fe^{2+} , з яким дає інтенсивне синє забарвлення. Розчини перемішати скляною паличкою.

Дві залізні дротинки зачистити наждачним папером. Одним дротиком щільно обмотати шматочок цинку, іншим - шматочок олова. Опустити дротинку у приготівані розчини і спостерігати появу синього забарвлення розчину через деякий час.

Пояснити відсутність забарвлення розчину у іншій пробірці. Записати рівняння електродних процесів при корозії оцинкованого і лудженого заліза і вказати, яке покриття виконуватиме свою захисну роль при частковому руйнуванні.

Дослід 4. Уповільнення корозії заліза за допомогою негативних каталізаторів (інгібіторів)

У три пробірки налити по 10 крапель 2 н. розчину сульфатної кислоти. В одну пробірку додати 3-4 краплі розчину уротропіну, в другу - стільки ж формаліну. Третю залишити для порівняння.

Помістити в розчини по декілька шматочків заліза. Порівняйте (якісно) швидкість взаємодії заліза з кислотою у всіх трьох випадках.

Дослід 5. Електрозахист

Налити в склянку розчин натрій хлориду та червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. В розчин до половини занурити два шматки залізного дроту, приєднаних до клем акумулятора. Спостерігати за зміною забарвлення в розчині. Поява синього забарвлення вказує на захисну дію струму. Біля якого полюса метал піддається корозії? До якого полюса джерела постійного струму треба приєднати металевий виріб, щоб запобігти корозії? Описати процеси, які відбуваються при проходженні постійного струму через розчин електроліту у виконаному досліді.

Дослід 6. Виявлення мікрогальванічних елементів при корозії сталі

На сталеву пластинку покласти смужку фільтрувального паперу, зволожену реактивом наступного складу :

Вода	- 1л
$K_3[Fe(CN)_6]$	- 10 г
NaCl	- 20 г
Фенолфталеїн (в розчині)	- 1 мл

Через 5-7 хвилин папір зніміть. На папері повинні з'явитися кольорові крапки, що свідчать про виникнення мікрогальванічних елементів. Червона кров'яна сіль знаходить анодні ділянки (турнбулева синь), фенолфталеїн рожевіє на катодних ділянках, натрій хлорид збільшує швидкість корозії.

Дослід 7. Пасивація алюмінію

Випробувати дію хлоридної кислоти на алюміній, зануривши пластинку (або товстий дріт) алюмінію в розведену хлоридну кислоту. Коли почнеться реакція (яка?), вийняти алюміній з хлоридної кислоти, обмити водою та занурити на деякий час в концентровану нітратну кислоту. Вийнявши алюміній з нітратної кислоти, обмити його водою і знову опустити в хлоридну кислоту. Чи йде тепер реакція? Який склад плівки, що утворилася?

Дослід 8. Електроліз водних розчинів

Електроліз водних розчинів проводиться в електролізері, який зображено на рис. 2. Електролізер - це U - подібна скляна трубка, яка закріплена в штативі. Коліна трубки закриваються гумовими пробками, в які вставлені графітові електроди. Електроди приєднуються до полюсів джерела постійного електричного струму. Електролізер заповнюється розчином електроліту на 1/2 його об'єму. Пробки в електролізер вставляються нещільно, оскільки можливо виділення на електродах газоподібних продуктів. Перед кожним дослідом електролізер і електроди промивають дистильованою водою.

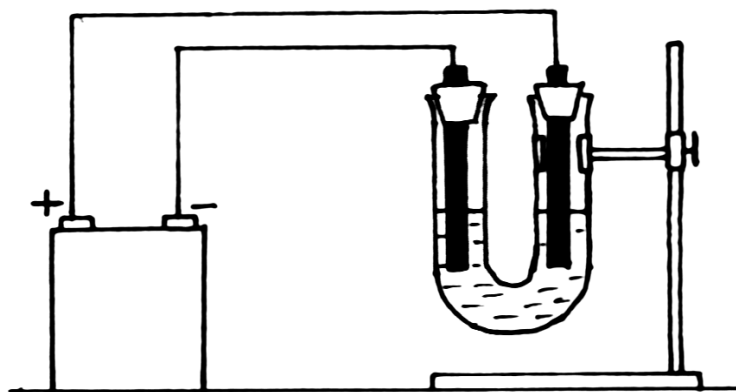


Рис. 2. Прилад для електролізу

а) Електроліз водного розчину калій йодиду

В конічну пробірку на 3/4 її об'єму налити розчин калій йодиду. До катодного простору додати 5-6 крапель розчину фенолфталеїну. Опустити в розчин електроди та приєднати їх до джерела постійного струму.

Відзначити зміну кольору розчину біля катоду та аноду і виділення газоподібного продукту на катоді. Написати рівняння електродних процесів та пояснити явища, які спостерігали

По закінченню досліду анод промити розчином натрій тіосульфату та дистильованою водою. Йодні залишки злити в спеціальну посудину.

б) Електроліз водного розчину купрум (II) сульфату з графітовим та мідним електродами

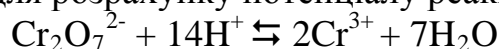
Налити в електролізер розчин купрум (II) сульфату. Опустити в нього графітові електроди і пропускати електричний струм впродовж 5-10 хвилин. Спостерігати виділення газу на аноді і та металевої міді на катоді. Написати рівняння електродних процесів.

Поміняти місцями електроди в електролізері (або полюси джерела струму) внаслідок чого анод виявиться покритим міддю. Знову пропустити електричний струм.

Чи виділяється газ на аноді? Що відбувається з міддю на аноді? Яка речовина виділяється на катоді? Написати рівняння електродних процесів при електролізі водного розчину купрум (II) сульфату.

Контрольні питання та завдання

1. Як влаштований гальванічний елемент?
2. Як впливає матеріал, з якого виготовлений анод на процес електролізу розчинів солей?
3. Які чинники впливають на потенціал металевого електроду?
4. Чим визначається напрям руху електронів у зовнішньому та йонів у внутрішньому ланцюзі гальванічного елемента? На якому електроді відбувається окиснення, відновлення? Який електрод є анодом, катодом?
5. Чим зумовлений напрям руху йонів електроліту в процесі електролізу? Які електроди називають катодом та анодом? Яку роль грає зовнішнє джерело струму?
6. Чим відрізняється електроліз водних розчинів від електролізу розплавів? Які йони та молекули, що знаходяться у водних розчинах солей, можуть відновлюватися на катоді та окислюватися на аноді? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
7. Дати формулювання законів Фарадея і їх математичні вирази. Що називають числом Фарадея? Чому дорівнює ця величина в кулонах і ампер-годинах?
8. Скласти схему двох гальванічних елементів, в одному з яких плюмбум був би позитивним, а в іншому – негативним електродом.
9. Знайти та порівняти електродні потенціали зв'язаних пар Cu^{2+}/Cu та Zn^{2+}/Zn при 25 °C і концентрації розчинів солей, що дорівнюють: 0,1; 0,001 моль/л.
10. Написати рівняння для розрахунку потенціалу реакції



Розрахувати значення потенціалу цієї системи при 298 К для випадків, коли концентрації йонів гідрогену дорівнюють (моль/л): 10^{-2} ; 10^{-6} моль/л.

11. При електролізі розплаву літій хлориду в продовж 2,5 годин на катоді виділилося 1,2 г літію. Визначити силу струму та об'єм хлору, що виділився на аноді (приведений до нормальних умов).
12. Записати електродні процеси, що перебігають у розчині купрум (II) сульфату з: а) мідним електродом; б) нерозчинним анодом.

Лабораторна робота № 11

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

Мета роботи: Вивчити явища комплексоутворення, поведінку комплексних сполук у реакціях обміну та окисно-відновних реакціях.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Комплексні сполуки характеризуються наявністю складних комплексних йонів, які можуть бути як катіонами, так і аніонами: $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_3)_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$.

Комплексний йон складає *внутрішню сферу* комплексної сполуки і записується в квадратні дужки. Всі йони, що не входять в комплексний йон, утворюють *зовнішню сферу*. Наприклад, в комплексній сполуці $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ комплексом (внутрішньою сферою) є йон $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ а зовнішньою сферою – йон SO_4^{2-} .

В комплексному йоні є *центральний йон*, званий *комплексоутворювачем* (у вказаних прикладах Co^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Pt^{4+}), навколо якого координуються йони протилежного знаку або нейтральні молекули (в наведених прикладах NO_3^- , NH_3 , Cl^-). Число, яке показує кількість груп, атомів, йонів або молекул, що входять у внутрішню сферу комплексної сполуки, називається *координаційним числом*. Йони або молекули, що входять у внутрішню сферу, називаються *лігандами*.

Комплекси бувають *катіонні* $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, *аніонні* $[\text{Co}(\text{NO}_3)_6]^{3-}$ і нейтральні $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$. Нейтральні комплекси є неелектролітами, вони практично не дисоціюють у розчинах.

Схильність до утворення комплексних сполук проявляють головним чином елементи, що розташовані в середині великих періодів системи Д.І. Менделєєва.

Заряд комплексного йона чисельно рівний сумарному заряду йонів зовнішньої сфери, але має протилежний знак.

Координаційний зв'язок, тобто зв'язок, що виникає між комплексоутворювачем, з одного боку, йонами і молекулами, що входять до складу внутрішньої сфери, - з іншого, є видом ковалентного зв'язку. Він виникає за рахунок пари електронів, які належать тільки одному з атомів, що з'єднуються. Прикладом може служити комплексоутворення, в якому беруть участь молекули амоніаку. Нітроген, що входить до складу амоніаку, має чотири пари електронів, з яких три утворюють ковалентний зв'язок з трьома атомами водню, а одна пара електронів залишається вільною. Наявність

вільної пари електронів створює можливість утворення комплексної сполуки, наприклад:



При класифікації комплексних сполук велике значення має природа лігандів. За природою лігандів комплексні сполуки діляться на групи:

а) *аквакомплекси* – сполуки, в яких лігандами є молекули води $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. У водних розчинах всі катіони *d*-елементів утворюють стійкі аквакомплекси;

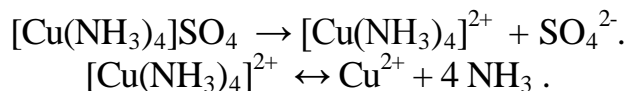
б) *амоніакати* і *амінати* містять комплексні йони, лігандами яких є молекули амоніаку або амінів: металаміну CH_3NH_2 , етиламіну $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, етилендіаміну $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{NH}_2$. Амоніакати і амінати $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2)_3](\text{OH})_3$ є сильними основами;

в) *ацидокомплекси* містять ліганди, які є кислотними залишками. Наприклад, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_3)_6]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$.

г) *гідросокомплекси* – сполуки, лігандами яких є гідроксид-йони. Наприклад, $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

д) *складні* комплекси з різними лігандами.

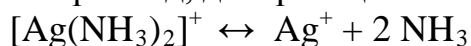
Комплексні сполуки в розчині дисоціюють на комплекс і зовнішню сферу:



Комплексні йони дисоціюють тільки частково і поведуться аналогічно слабким електролітам, це визначає можливість їх розчинення в розчинах.

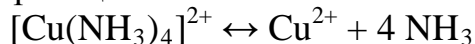
Константу дисоціації комплексного йона називають *константою нестійкості комплексу* ($K_{\text{н}}$), і чим менше його стійкість, тим більше значення цієї величини.

Наприклад, для реакції



$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8},$$

а для реакції

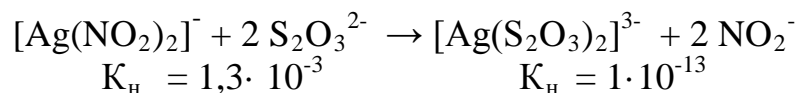


$$K_{\text{н}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}} = 2,14 \cdot 10^{-13},$$

що вказує на значно більшу міцність останнього.

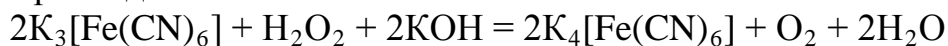
В розчинах комплексних сполук можливі реакції: 1) внутрішньосферного обміну, 2) обміну йонів зовнішньої сфери, при якому склад комплексного йона залишається постійним.

Реакції першого типу можливі в тих випадках, коли це приводить до утворення більш стійкого комплексу, тобто з меншим значенням $K_{\text{н}}$, наприклад:



Другий тип реакцій реалізується в тих випадках, коли це призводить до утворення важкорозчинних сполук. Прикладом може бути взаємодія $K_4[Fe(CN)_6]$ і $K_3[Fe(CN)_6]$ відповідно з катіонами Fe^{3+} і Fe^{2+} , яке дає осад берлінської блакиті $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ і турнбулевої сині $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$.

Для комплексних сполук можливі окисно-відновні реакції, що проходять без зміни атомного складу комплексного іона, але із зміною його заряду, наприклад :



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Реактиви. Меркурій (II) нітрат, 0,2 н. розчин; калій йодид, 0,5 н. розчин; цинк сульфат, 0,5 н. розчин; нікол сульфат, 0,2 н. розчин; купрум сульфат міді, 0,2 н. розчин; натрій гідроксид, 2 н. розчин; амоніак, 10 % і 25 % розчини; роданід амонію, насичений розчин; жовта кров'яна сіль, 1 н. розчин; червона кров'яна сіль, кристали; ферум (III) хлорид, 1 н. розчин; барій хлорид, 1 н. розчин; кобальт (III) хлорид, насичений розчин; аргентум нітрат, 0,1 н. розчин; натрій хлорид, 0,1 н. розчин; натрій тіосульфат, 0,1 н. розчин; нітратна кислота, 2 н. розчин; гідроген пероксид, 3 % -вий розчин; хлорна вода; сіль Мора, 2 н. розчин.

Посуд і прилади. Штатив з пробірками; воронка; паперовий фільтр; промивач; скіпка.

Дослід 1. Йони подвійної солі

В три пробірки внести по 5-6 крапель розчину залізоамонійних галунів $NH_4Fe(SO_4)_2$. В одну з них додати 2 краплі розчину калій роданіду, в іншу – барій хлориду, в третю – натрій гідроксиду і підігріти.

Скласти йонні рівняння усіх трьох реакцій. На присутність яких іонів в досліджуваних розчинах вказують ці реакції? Скласти рівняння електролітичної дисоціації залізо-амонійних галунів.

Дослід 2. Сполуки з комплексним аніоном

а) У дві пробірки внести по 3-4 краплі розчину меркурій (II) нітрату. Одну пробірку залишити як контрольну, в іншу додати по краплях розчин калій йодиду до повного розчинення червоного осаду меркурій (II) йодиду, що утворюється спочатку. Випробувати обидві розчини на присутність іонів Hg^{2+} , додати в кожен пробірку по 2 краплі розчину луку.

З якого розчину випадає жовтий осад меркурій (II) оксиду? Написати молекулярне і йонне рівняння реакції. Чому в другій пробірці осад меркурій (II) оксиду не випадає?

Написати молекулярне та йонне рівняння реакції утворення меркурій (II) йодиду і взаємодію меркурій (II) йодиду з надлишком калій йодиду, враховуючи що координаційне число іона Hg^{2+} дорівнює 4. Написати рівняння електролітичної дисоціації меркурій (II) нітрату і отриманої комплексної солі. Дати назву солі.

б) В пробірку внести 3-4 краплі розчину солі кобальту (II), стільки ж амоній роданіду NH_4SCN . Розчин забарвлюється в синій колір, властивий іонам $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$. Скласти рівняння реакції.

в) В пробірку внести 2-3 краплі розчину цинк сульфату та додавати по краплях розчин лугу, спостерігаючи випадання осаду цинк гідроксиду та подальше його розчинення.

Написати молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій, враховуючи що утворюється комплексна сполука цинку (координаційне число цинку дорівнює 4).

Дослід 3. Сполуки з комплексними катіонами

а) До 4 крапель розчину солі нікелю додавати по краплях розчин амоніаку, до розчинення основної солі, яка випала в осад. Відзначити колір розчину, який отримали. Записати рівняння реакцій. (Координаційне число нікелю дорівнює 6).

б) Аналогічним чином отримати амоніачний комплекс міді, додаючи розчин амоніаку до розчину купрум (II) сульфату. Написати рівняння проведених реакцій.

Дослід 4. Сполуки з комплексним катіоном і аніоном

В пробірку внести 4 краплі розчину жовтої кров'яної солі, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ та 8 крапель розчину нікель сульфату. До отриманого осаду гексацианоферату (II) нікелю додати 25 % - вий розчин амоніаку до повного його розчинення. Одночасно спостерігати утворення блідо-лілових кристалів комплексної солі $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2 \cdot [\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написати рівняння проведених реакцій.

Дослід 5. Комплексні сполуки в реакціях обміну

а) В пробірку внести 4 краплі розчину ферум (III) хлориду, додати 1 краплю 2 н розчину хлоридної кислоти, перемішати. До отриманого підкисленого розчину FeCl_3 додати 4 краплі жовтої кров'яної солі.

Що утворюється? Скласти рівняння реакції.

б) В пробірку внести 5 крапель розчину KSCN та додати 2 краплі розчину $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Утворюється жовтий кристалічний осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Скласти рівняння реакції.

Дослід 6. Міцність комплексних йонів і їх руйнування

а) Отримати осад амоніакату міді. Зруйнувати його, підливаючи по краплям кислоту. Пояснити явища, які спостерігали. Написати рівняння реакцій. Написати константу нестійкості для йона амоніакату міді.

б) В пробірку внести по 3-4 краплі насичених розчинів кобальт (II) хлориду і амоній роданіду. Утворюється комплексна сполука $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ синього кольору. Додати в пробірку воду, спостерігаючи за зміною забарвлення.

Про що свідчить зміна забарвлення розчину? Скласти рівняння реакції утворення комплексної сполуки і рівняння дисоціації комплексного іона. Як зміщується рівновага дисоціації при додаванні води? Чи є комплексний йон $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ міцним? Підтвердити цей висновок, навівши табличне значення константи нестійкості даного йона.

в) В дві пробірки внести 3-4 краплі розчину аргентум (I) нітрату та такий же об'єм розчину натрій хлориду. В першу пробірку додати розчин амоніаку, в іншу - розчин натрій тіосульфату до розчинення осаду аргентум (I) хлориду в обох пробірках.

Написати рівняння реакцій розчинення аргентум (I) хлориду, враховуючи, що в обох випадках утворюється комплексна сполука срібла, координаційне число якої дорівнює. Написати рівняння електродітичної дисоціації отриманих комплексних сполук.

В обидві пробірки додати по 3 краплі розчину калій йодиду. Що спостерігається? Як пояснити, чому тільки в одному випадку випадає осад (який)? Який комплексний йон більш нестійкий? В яких випадках один комплексний йон може переходити в інший?

Дослід 7. Комплексні сполуки в реакціях окиснення-відновлення

а) В пробірку внести 8-10 крапель розчину перекису водню і декілька крапель розчину лугу, додати 8 крапель розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Чи відбувається виділення кисню (випробувати тліючою скіпкою). Скласти рівняння реакції.

б) В пробірку внести 8-10 крапель розчину йодиду калію, 6-8 крапель 2н. розчину хлоридної кислоти і 5-6 крапель бензолу. Відзначити, що бензол залишається безбарвним. Додати один мікрошпатель кристалів червоної кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і перемішати розчин скляною паличкою. По змінюванню забарвлення бензолу переконатися у виділенні вільного йоду. Написати рівняння реакції, враховуючи що $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ переходить в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (хлоридну кислоту до рівняння реакції не вводити). Вказати окисник і відновник, скласти електронно-іонне рівняння.

Контрольні питання та завдання

1. Чи є різниця між подвійними і комплексними солями?
2. Що називають комплексною сполукою? Які види комплексних сполук існують?
3. Чому при додаванні лугу до концентрованого розчину солі $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ осад не утворюється, а при додаванні натрій сульфіді випадає чорний осад?
4. Яку геометричну конфігурацію має комплексний йон при значенні координаційного числа комплексоутворювача 2, 4, 6? Вказати відповідні типи гібридизації орбіталей.
5. Як на основі методу валентних зв'язків можна пояснити утворення координаційного зв'язку? Який атом виступає донором у комплексах : $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2+}$?

6. На комплексні сполуки $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ і $\text{CoCl}_2 \cdot 5\text{NH}_3$ подіяли розчином аргентум (I) нітрату. На 0,5 моль одної сполуки для осадження хлору пішло 1,5 моль, а на 0,5 моль іншої – 1 моль аргентум (I) нітрату. Написати координаційні формули цих сполук і визначити заряд комплексних йонів.
7. Скласти формули таких координаційних сполук;
- пентаамініціанатокобальт (III) нітрит;
 - натрій дитіосульфатоаргентат;
 - калій дигідроксотетрахлорплатинат (IV).
8. Дописати реакції комплексоутворення :
- $\text{AgCN} + \text{KCN} \rightarrow$
 - $\text{AlCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH}_{(\text{p-n})} \rightarrow$
 - $\text{HgI}_2 + \text{KI} (\text{надлишок}) \rightarrow$
9. Комплексні сполуки можуть бути представлені кислотами, основами та солями, а також речовинами, які не дисоціюють на йони (неелектроліти). Навести приклади кожної з перерахованих речовин. Дати назву.
10. Константа нестійкості йона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ складає $1 \cdot 10^{-21}$. Обчислити концентрацію йонів срібла у 0,05M розчині $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, що містить, крім того, 0,01 моль/л KCN .
11. Обчислити концентрацію йонів срібла в 0.1 M розчині солі $[\text{Ag}(\text{CN})_2]\text{Cl}$, якщо константа нестійкої комплексу дорівнює $7,2 \cdot 10^{-8}$.
12. Визначити температуру кипіння 0,1 M розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$? Ступінь електролітичної дисоціації солі прийняти 65 %.

Література

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов.-23-е изд., стереотипное./ Под ред. В.А. Рабиновича. – Л.: Химия, 1983. – 704 с.
2. Семишин В.И. Практикум по общей химии.–Изд. 2-е. Л.: Химия, 1964. –382 с.
3. Гольдбрайт З.Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. Пособие для хим.-технол. Вузов. – 4-изд., - М.: Высшая школа, 1984. – 224 с.
4. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студентів вищ, навч, закладів. – Київ; Ірпінь: ВТФ «Перун», 1998. – 480 с.
5. Левітін А.М., Бризицька А.М., Ключєва Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. Підручник.Вінниця: «Нова Книга», 2003. – 468 с.
6. Загальна та неорганічна хімія. Практикум. / Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самійленко В.М. – К.: Либідь, 2004. – 336 с.

Навчальне видання

«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання лабораторних робіт
частина 1
загальна хімія

Укладачі:

О.І.Захарова, к.х.н., доц..
В.О. Чумак, ст. викл.

Редактор
Комп'ютерна верстка

Р.Г. Заїка
О.І. Захарова

Підписано до друку _____
Формат 60x84 1/8. Папір типогр. Гарнітура Times
Друк офсетний. Умов.др.арк. _____. Уч.вид. _____
Тираж прим. Вид№ _____ Зам. _____ Ціна договірна

Видавництво СНУ ім. Володимира Даля
Адреса видавництва: 93400, м. Сєверодонецьк, Луганська обл..
Пр. Радянський, 59-а, головний корпус

Телефон: 8(06452) 4-03-42
E-mail: sti @sti.lg.ua