

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК

до лабораторних робіт
з дисципліни «Неорганічна хімія»

ХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

для студентів I – го курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

Одеса – 2013

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК
до лабораторних робіт
з дисципліни «Неорганічна хімія»

ХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

для студентів I – го курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

«Затверджено»
методичною комісією
природоохоронного факультету
протокол № 9 від «18» 04. 2013р.

Одеса – 2013

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисципліни «Неорганічна хімія». ХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ. Для студентів І-го курсу природоохоронного факультету, напрям підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура», рівень підготовки – бакалаври./ Васильєва М.Г. – Одеса, ОДЕКУ, 2013. – 76 с.

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	4
Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт.....	6
Загальні правила роботи в лабораторії.....	8
РОЗДІЛ 1. Розчини.....	10
Лабораторна робота №1 «Приготування розчинів заданої концентрації».....	10
Теоретична частина	10
Приклади розв'язання завдань.....	15
Експериментальна частина.....	20
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	26
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1	27
Лабораторна робота №2 «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (рН)».....	30
Теоретична частина	30
Експериментальна частина.....	42
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	45
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2.....	46
РОЗДІЛ 2. Колоїдні розчини.....	47
Лабораторна робота №3 «Отримання гідрозолу. Визначення порогу коагуляції».....	47
Теоретична частина	47
Експериментальна частина.....	55
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	57
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3.....	58
РОЗДІЛ 3. Електрохімічні процеси у водних розчинах.....	59
Лабораторна робота №4 «Окисно-відновні реакції».....	59
Теоретична частина	59
Експериментальна частина.....	65
Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів.....	69
Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4.....	70
Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.....	72
Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.....	72
Література	73
Додатки	74

ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Неорганічна хімія» належить до природничо-наукового циклу (Б) підготовки, є нормативною загальнонауковою дисципліною та служить базою для подальшого більш поглибленого вивчення фахових дисциплін у підготовці бакалаврів напрямку підготовки 6.090201 «Водні біоресурси і аквакультура».

Неорганічна хімія – це наука, що вивчає властивості неорганічних речовин та процеси їх перетворення, які супроводжуються зміною їхнього складу і структури. В житті людей хімія відіграє важливу роль – немає жодної галузі виробництва, де б не застосовувалась хімія чи її продукція. У зв'язку з цим сучасне людство висуває перед хімічною наукою дуже важливі питання, пов'язані з проблемою охорони довкілля. Тому так важливо для майбутніх фахівців отримати повне уявлення про хімічні властивості неорганічних речовин а також про хімічні процеси, що протікають між ними у навколишньому середовищі взагалі та зокрема – у водному середовищі.

Засвоєння розділів, які вивчають хімічні перетворення у водних розчинах дисципліни «Неорганічна хімія», повинне сприяти розвитку у майбутніх фахівців з водних біоресурсів широкого природно-наукового розуміння складних хімічних процесів, які виникають у гідросфері та біосфері під впливом природних та людських факторів, вмінню грамотно застосовувати знання про хімічний склад розчинів та використовувати закони перебігу хімічних реакцій, які відбуваються у гідросфері та біосфері.

Мета збірника методичних вказівок – формування у студентів уявлення про теоретичні основи неорганічної та загальної хімії; надання студентам цілісного світорозуміння на основі сучасних знань про властивості неорганічних сполук; формування сучасного світогляду – розглядати життя з урахуванням гідросфери та біосфери, як єдиної системи живої речовини та мінеральних сполук; навчити студентів використовувати теоретичні знання з неорганічної хімії для практичних потреб сучасних фахівців.

Виконання кожної лабораторної роботи проходить наступні стадії:

- теоретична підготовка – засвоєння основних теоретичних положень, базових знань та законів неорганічної хімії;
- вивчення принципу та хімізму даного методу виконання лабораторної роботи;
- ознайомлення з основними приладами та реактивами, які необхідні для виконання даної лабораторної роботи;
- проведення дослідження;

- написання хімічних формул неорганічних речовин та рівнянь хімічних реакцій;
- розрахунки, у результаті яких виходить фактичний матеріал;
- формулювання висновків.

Дані методичні вказівки допоможуть студенту оволодіти основними методами дослідження хімічних властивостей розчинів та неорганічних сполук, які можуть входити до їхнього складу. У цьому разі студент повинен знати:

- Основні поняття і закони неорганічної та загальної хімії.
- Основні класи, номенклатуру та фізико-хімічні властивості неорганічних сполук.
- Властивості водних розчинів неорганічних сполук.
- Гідроліз неорганічних солей та його вплив на кислотно-лужну реакцію середовища (рН).
- Основні властивості колоїдних розчинів.
- Електрохімічні процеси у водних розчинах електролітів.
- Властивості системи метал / водний розчин електроліту, як хімічне джерело електричної енергії.
- Основні методи вивчення структури та властивостей неорганічних речовин.
- Роль неорганічної хімії у вирішенні екологічних проблем.
- Основні положення техніки безпеки при роботі з неорганічними сполуками.

Основні вміння, які отримує студент:

- Безпомилково записувати хімічні формули неорганічних сполук.
- Класифікувати неорганічні сполуки, користуючись міжнародною номенклатурою.
- Складати рівняння типових хімічних реакцій та йонно-молекулярні рівняння реакцій гідролізу солей.
- Визначати властивості розчинів неорганічних речовин на основі їх елементного складу.
- Приготувати розчини та розрахувати їх концентрацію різними способами.
- Складати рівняння окисно-відновних реакцій, користуючись методом електронно-йонного балансу.
- Використовувати основні закони електрохімії.
- Отримати колоїдні розчини (зокрема гідрозолі) та визначати їх стійкість та поріг коагуляції.
- Користуватися лабораторними приладами та фізико-хімічною апаратурою.
- Застосувати теоретичні знання з неорганічної хімії для розуміння закономірностей розвитку навколишнього середовища.

Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт

При проведенні лабораторних робіт необхідно ретельно дотримуватися правил техніки безпеки.

Необхідно стежити за вентиляцією лабораторії і у витяжній шафі, не допускати роботи при поганій вентиляції.

В лабораторії у доступному місці встановлюють аптечку, в якій мають бути вата, бинти, розчин борної кислоти H_3BO_3 (2%), йодна настойка, розчин оцтової кислоти CH_3COOH (2%), лейкопластир, мазь від опіків, розчин двовуглекислої соди Na_2CO_3 (5%), нашатирний спирт NH_4OH , пінцет, ножиці, склянка для промивання очей тощо.

Робота зі скляним посудом.

- Хімічний посуд треба тримати обережно, не стискаючи його сильно руками для запобігання можливого поранення; мити хімічний посуд треба теж обережно йоршами, щоб не пробити дно або стінки.
- При невеликих порізах склом, треба обережно вилучити осколки, змити кров навколо ранки ватним тампоном, змазати йодом та зав'язати бинтом, або заклеїти лейкопластирем.
- При глибоких артеріальних порізах після вилучення скла треба міцно перев'язати руку вище порізу джгутом, витерти кров навколо рани, накласти кілька шарів стерильної марлі, потім товстий шар гігроскопічної вати та викликати лікаря.

Робота з хімічними реактивами. Випадки отруєння хімічними реактивами у лабораторії надзвичайно рідкісні, але не виключені, тому необхідно знати прийоми надання першої допомоги до прибуття лікаря.

- При роботі з рідкими кислотами треба пам'ятати, що вони можуть спричиняти важкі хімічні опіки, що погано гояться. Розбавляти кислоти потрібно лише певним чином – *лити кислоту у воду*, та ніколи не навпаки. При попаданні сильної кислоти на тіло слід обмити пошкоджене місце спочатку великою кількістю води під проточним струменем з крану, а потім – 5% розчином двовуглекислого натрію (соди).
- При опіці лугами також треба обмити вражене місце великою кількістю проточної води з крану, а вже потім – 2% розчином оцтової кислоти. Розбавляти концентрований розчин лугу треба таким же чином, що й кислоту – *лити луг у воду*, та ніколи не навпаки. При розчиненні лугів у воді спостерігається сильне розігрівання, тому луги треба розчиняти у фарфоровому товстостінному посуді – спочатку концентровані розчини, а після охолодження розбавити до потрібної концентрації.
- При попаданні у рот лужного розчину порожнину рота промивають спочатку водою, а потім 2% розчином борної кислоти до усунення мильного присмаку у роті і знову водою. Потім порожнину рота змазують харчовим жиром.

- Якщо у порожнину рота попав розчин азотнокислого срібла, необхідно промити порожнину рота великою кількістю розчину хлористого натрію.
- При отруєнні хімічними реактивами необхідно ввести потерпілому у шлунок відповідні речовини: при отруєнні кислотами – мильна вода, магнезія, сода, вапнякова вода, молоко, рідке мучне тісто, слизисті відвари; лугами – лимонна кислота або 5% оцтова. При отруєнні солями вводять у шлунок яєчний білок, велику кількість молока. При отруєнні йодом – крохмаль з водою, в'яжучі настойки, міцний чай або кофе.
- Треба завжди пам'ятати, що при наповненні піпетки будь-яким розчином, необхідно користуватись гумовою грушею.
- Роботу зі шкідливими, отруйними та легко летючими речовинами слід проводити у витяжній шафі.

Робота з нагрівальними приладами.

- Нагрівальні прилади не можна оставляти без нагляду, їх необхідно встановлювати на спеціальні ізоляційні підкладки.
- Нагрітий посуд або інші предмети треба брати спеціальними щипцями (канцер), колботримачем або просто рушником.
- У приміщенні лабораторії завжди повинні знаходитись протипожежні засоби: азбест, пісок, вогнегасник, кошма. Водою можна гасити тільки такі речовини, що розчиняються у воді або важчі за неї. Масло, бензин, керосин гасити водою неприпустимо.
- При опіках 1-го ступеня (почервоніння шкіри) користуються спеціальними мазями від опіків. При опіках 2-го ступеня (пухирі на шкірі) вражене місце треба обробити розчином марганцевокислого калію або розчином таніну. При опіках 3-го ступеня (руйнування тканини шкіри) треба покрити вражене місце стерильною пов'язкою та викликати лікаря.

Робота з електроприладами.

- В хімічній лабораторії краще використовувати електричну плитку із закритою спіраллю; під плитку треба підкладати азбестову ковдру чи керамічну або мармурову підставку.
- При роботі з електроплиткою, освітлювальними або іншими електричними приладами слід ретельно ізолювати проводи, не допускати потрапляння на них води, іскріння; усі несправності слід усувати при вимкненій електричній мережі.
- Студентам забороняється усувати несправності самостійно – слід тільки вказати на несправність викладачу або працівнику лабораторії.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

Для успішного виконання лабораторних робіт кожен студент, який працює в лабораторії, зобов'язаний тримати своє робоче місце в чистоті й порядку. Приступаючи до роботи, необхідно ознайомитись з методичними вказівками, з лабораторним устаткуванням та його принципом дії, знати властивості хімічних речовин і методи безпечної роботи з ними. Користуватися можна тільки реактивами, які мають етикетки та розміщуються на полиці робочого стола.

ПОРЯДОК РОБОТИ

1. Всі роботи в лабораторії повинні проходити тільки у присутності викладача.
2. В лабораторії кожний студент повинен працювати самостійно, користуючись методичними вказівками та звертаючись, якщо потрібно, за консультацією до викладача.
3. Кожний студент повинен вести журнал лабораторних робіт, у якому коротко, але точно відзначаються всі спостереження, зроблені при виконанні експерименту.
4. Не приступати до проведення наступного досліду, не записавши в журналі результати попереднього.
5. Не починати досліду, поки не перевірена наявність всього необхідного для нього (посуд, прилади, реактиви).
6. При роботі точно виконувати порядок та послідовність операцій, зазначених у методичних вказівках. Уважно стежити за ходом досліду.
7. Ніколи не оставляти діючий лабораторний прилад без нагляду.
8. Без дозволу викладача не проводити дослідів, не зазначених у методичних вказівках.
9. Після виконання роботи помити лабораторний посуд та упорядкувати робоче місце.

Питання для самостійної перевірки студентів

виконання правил техніки безпеки при роботі у хімічній лабораторії

1. Як правильно визначити запах хімічної речовини?
2. Як правильно наповняти піпетки рідкими небезпечними речовинами?
3. Чи можна на лабораторному столі випарювати органічні розчинники?
4. Яку небезпеку для працюючого становлять розчини концентрованих кислот та луг, а також тверді луки та пари кислот?
5. Як розбавляють розчини концентрованих сірчаної та азотної кислот? Чи можна воду додавати до концентрованого розчину кислоти? Чому?

6. Як правильно приготувати розчин лугу? З яким тепловим ефектом протікає реакція розчинення лугу?
7. Що треба зробити, якщо на руки чи на одяг попав розчин кислоти або лугу?
8. З якими нагрівальними приборами можна працювати, якщо маєш справу з вогнєнебезпечними чи легкогорючими речовинами?
9. Що треба зробити перш, ніж починати працювати з електричними приборами?
10. Як правильно нагрівати тверді та рідкі речовини у хімічному посуді?
11. Чому небезпечно нагрівати нижню частину пробірки з рідиною над відкритим вогнем?
12. Як правильно тримати пробірку з рідиною при нагріванні?
13. Які міри першої допомоги при термічних обпаленнях шкіри?
14. Які міри приймають при пораненнях або порізах склом?
15. Які міри першої необхідності приймають при виникненні пожегу?
16. Що необхідно зробити при отруєнні парами небезпечних речовин?
17. Як призводять виділення отрути з організму при шлункових отруєннях?
18. Чи можна студентам самостійно виправляти несправності електричних та інших приладів у лабораторії?
19. Чи можна оставляти без нагляду працюючий лабораторний прилад?
20. Що необхідно зробити по закінченні лабораторної роботи?
21. Які правила миття скляного хімічного посуду?

РОЗДІЛ 1. Розчини

Лабораторна робота №1

Тема: «Приготування розчинів заданої концентрації»

Теоретична частина

Системи, в яких одна речовина рівномірно розподілена у середовищі іншої (або інших), називають розчинами. Цей термін можна відносити до будь якого агрегатного стану системи. Якщо характеризують рідкі розчини (як, наприклад, водні розчини), то користуються поняттями розчинника та розчинної речовини. Якщо мають на увазі розчин газів або твердих речовин у рідині (воді), розчинником вважають рідину (воду), а розчинною речовиною – газ або тверду речовину, незалежно від їх кількісного вмісту.

Істинні розчини – це однорідні (гомогенні), термодинамічностійкі системи, що складаються з двох або більше компонентів і продуктів їх взаємодії, відносні кількості яких можуть перебувати у широких межах. Розчин складається з розчинника та розчиненої речовини – тобто середовища, в якому рівномірно розподілені молекули або іони розчиненої речовини.

Однорідність розчинів робить їх дуже схожими з хімічними сполуками. Виділення теплоти при розчиненні деяких речовин також вказує на хімічну взаємодію між розчинником та розчиненою речовиною. Відмінність розчинів від хімічних сполук полягає в тому, що склад розчину може змінюватися в широких межах. Крім того, у властивостях розчину можна спостерігати властивості його окремих компонентів, що не спостерігають у разі хімічних сполук. Непостійність складу розчинів наближує їх до механічних сумішей, але від них розчини відрізняються своєю однорідністю. Таким чином, розчини займають проміжне положення між механічними сумішами та хімічними сполуками.

Розчинення кристалічної речовини в рідині відбувається з відривом з поверхні кристала окремих молекул або іонів цієї речовини. У процесі дифузії вони рівномірно розподіляються по всьому об'єму розчинника. Відділення молекул або іонів від поверхні твердого тіла визивається, по-перше, їх власним коливальним рухом а, по-друге, притяганням з боку молекул розчинника. Цей процес міг би продовжуватися до повного розчинення будь-якої кількості кристалічної речовини, але одночасно відбувається й обернений процес – кристалізація. Молекули, що вже перейшли у розчин, ударяються о поверхню кристала та знову притягаються до нього (входять у його склад). Зрозуміло, що виділення молекул із розчину буде йти тим швидше, чим вище їх концентрація у розчині. Нарешті, наступить такий момент, коли швидкість розчинення

стане рівною швидкості кристалізації. Тоді установиться динамічна рівновага, при якій за одиницю часу розчиняється стільки молекул, скільки їх виділяється з розчину. Розчин, який знаходиться в рівновазі з речовиною, що розчиняється, називають насиченим розчином.

В лабораторній практиці частіше користуються ненасиченими розчинами, які містять меншу кількість розчиненої речовини, ніж її є при даній температурі у насиченому розчині. При цьому, розчини з низьким вмістом розчиненої речовини називають розбавленими, а з високим вмістом – концентрованими.

Вміст розчиненої речовини у розчині може бути виражено або безрозмірними одиницями – частками чи відсотками, або величинами розмірними – концентраціями. Концентрація речовини – це фізична величина, що визначає кількісний вміст розчину. Концентрація розчиненої речовини визначається його кількістю в певній масі або об'ємі розчину або розчинника. Тому концентрації поділяють на масові та об'ємні.

Масові концентрації.

- **Масова частка** розчиненої речовини ω – відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{реч}} + m_{\text{р-ка}}}; \quad \omega = \frac{m_{\text{реч}}}{\rho \cdot V_{\text{р-ну}}}$$

де: ω – масова частка розчиненої речовини;

$m_{\text{реч}}$ – маса розчиненої речовини, (г);

$m_{\text{р-ну}}$ – загальна маса розчину, (г);

$m_{\text{р-ка}}$ – маса розчинника, (г);

ρ – густина розчину, (г/см³);

V – об'єм розчину, (см³).

Масова частка розчиненої речовини ω – це безрозмірна фізична величина, зазвичай виражається в долях одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – солі KCl у воді дорівнює 0,05 (або 5%). Це означає:

$m_{\text{р-ну}} = 100\text{г}$; $m_{\text{реч.}}(\text{KCl}) = 5\text{г}$; $m_{\text{р-ка}}(\text{H}_2\text{O}) = 95\text{г}$.

- **Процентна концентрація C%** – маса (г) розчиненої речовини в 100г розчину

$$C\% = \omega \cdot 100\% \quad \text{або} \quad C\% = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%.$$

- **Молярна частка (N_i)** – відношення кількості речовини ($n_{\text{реч}}$) до сумарної кількості всіх речовин, що входять до складу розчину, включаючи розчинник.

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}; \quad N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

де n_1 і n_2 – число моль розчинника і розчиненої речовини, N_i – молярна частка – безрозмірна фізична величина.

- **Моляльна концентрація** – (моляльність, C_m) – відношення кількості (числа моль) розчиненої речовини до маси розчинника. Вказує скільки моль розчиненої речовини міститься в 1кг розчинника.

$$C_m = \frac{n_{\text{реч}}}{m_{\text{р-ка}}}; \quad C_m = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}, \text{ (моль/кг)},$$

де: $m_{\text{реч.}}$ – маса розчиненої речовини, (г);

$m_{\text{р-ка}}$ – маса розчинника, (г);

$n_{\text{реч.}}$ – кількість речовини, (моль);

M – молярна маса розчиненої речовини, (г/моль).

Позначення одиниці моляльності – моль/кг, 1кг = 1000г.

Об'ємні концентрації.

- **Об'ємна частка** розчиненої речовини $\phi_{\text{реч.}}$ – відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину

$$\phi_{\text{реч}} = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad \phi_{\text{реч}} = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{реч}} + V_{\text{р-ка}}},$$

де: $\phi_{\text{реч.}}$ – об'ємна частка розчиненої речовини;

$V_{\text{реч.}}$ – об'єм розчиненої речовини, (см³);

$V_{\text{р-ну}}$ – загальний об'єм розчину, (см³);

$V_{\text{р-ка}}$ – об'єм розчинника, (см³).

Об'ємна частка – безрозмірна величина, її виражають в долях від одиниці або у відсотках

$$C(\% \text{ об.}) = \phi \cdot 100\%$$

- **Молярна концентрація** (молярність, C_M або M) – відношення кількості розчиненої речовини $n_{\text{реч}}$ до об'єму розчину $V_{\text{р-ну}}$. Показує скільки моль розчиненої речовини вміщується в 1дм³ розчину (1 дм³ = 1л).

$$C_M = \frac{n_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad C_M = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{р-ну}}}, \text{ (моль/л; моль/дм}^3\text{)}.$$

Одиницею молярної концентрації є моль/дм³ або моль/л. Приклад запису молярної концентрації: $C_M(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$. Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації (моль/дм³) є **М**.

Якщо в 1л розчину міститься 0,1 моль речовини, то він називається децимолярним; 0,01 моль – сантімолярним 0,001 моль – мілімолярним. Молярність розчину позначається буквою **М**. Наприклад, 0,01М NaOH – сантімолярний розчин гідроксиду натрію, тобто 1л розчину містить 0,01 моль NaOH, або:

$$0,01 \text{ моль} \cdot M_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г NaOH}.$$

- **Молярна концентрація еквіваленту речовини** (еквівалентна концентрація або **нормальність**, C_H або **н**) – відношення кількості еквіваленту розчиненої речовини до об'єму розчину. Показує скільки моль еквіваленту розчиненої речовини вміщується в 1дм³ розчину

$$C_H = \frac{n_{\text{екв}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad C_H = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{екв(реч)}} \cdot V_{\text{р-ну}}}.$$

Одиницею молярної концентрації еквіваленту є г-екв/дм³ або г-екв/л. Приклади запису молярної концентрації еквіваленту речовини:

$$C_H(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ г-екв/дм}^3; \quad C_H(\text{Ca(OH)}_2) = 0,5 \text{ г-екв/дм}^3.$$

Скорочене позначення одиниці молярної концентрації еквівалентів речовини (г-екв/дм³) є **Н**, або **N**.

Якщо в 1л розчину міститься 1моль еквіваленту речовини, то він називається нормальним; 0,1Н – децинормальним; 0,01Н – сантінормальним; 0,001Н - мілінормальним. Наприклад: 0,1Н H₂SO₄ – децинормальний розчин сірчаної кислоти, тобто 1л такого розчину містить 0,1моль еквіваленту речовини або

$$0,1 \text{ моль} \cdot M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль} \cdot 49 \text{ г/моль} = 4,9 \text{ г H}_2\text{SO}_4.$$

Добуток молярної концентрації еквіваленту речовини **M_{екв}** на об'єм розчину **V_{р-ну}** дорівнює кількості еквівалентів цієї речовини. Тому для реакції, в якій беруть участь рівні кількості еквівалентів речовин **A** і **B**

$$C_H(A) \cdot V_{\text{р-ну}}(A) = C_H(B) \cdot V_{\text{р-ну}}(B).$$

Оскільки речовини взаємодіють в еквівалентних кількостях, то закон еквівалентів для розчинів приймає вигляд:

$$C_H(A) \cdot V_{\text{р-ну}}(A) = C_H(B) \cdot V_{\text{р-ну}}(B),$$

де: $C_H(A)$ і $C_H(B)$ – молярні концентрації еквівалентів (нормальності) розчинених речовин A і B , (г-екв/дм³);

$V(A)$ і $V(B)$ – відповідні об'єми розчинів, (дм³).

- **Титр (Т)** – концентрація стандартного розчину. Показує, яка маса речовини (г) міститься в 1 см³ розчину (1 см³ = 1 мл).

$$T = \frac{m_{\text{реч}}}{V_{\text{р-ну}}}; \quad T = \frac{C_H \cdot M_{\text{екв}}}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}, \quad (\text{г/мл}; \text{г/см}^3).$$

Оскільки кількість моль розчиненої речовини

$$n(v) = m/M, \text{ то } T \cdot V = m,$$

$$\text{далі: } T \cdot V / M_{\text{екв}} = m / M_{\text{екв}} = n(v),$$

тобто отримаємо число моль еквівалентів в даному об'ємі, або кількість речовини еквівалента (*КРЕ*).

Звідси:

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{екв}}}; \quad C_H = \frac{m \cdot 1000}{M_{\text{екв}} \cdot V}.$$
$$C_M = \frac{T \cdot 1000}{M}; \quad C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}.$$

Зв'язок між масовою часткою, молярною концентрацією та молярною концентрацією еквівалента речовини.

Оскільки масова частка (відсоток) і молярна концентрації відносяться до масових кількостей розчину, а молярна концентрація еквівалента та титр – до об'ємних, то для переходу від одного способу виразу концентрації до іншого потрібно знати відносну густину розчину (ρ , г/см³). Відносна густина розчину дорівнює відношенню маси розчину (г) до його об'єму (см³).

Формули перерахунку концентрацій досить прості і мають вигляд:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M} \quad \text{моль/дм}^3$$

де: ρ – густина розчину в г/см³.

$$C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot C\%}{M_{\text{екв}} \cdot 100\%} \quad \text{або} \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}} \quad \text{моль/дм}^3.$$

Приклади розв'язання завдань

Приклад №1 Визначити молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквівалента (C_H), моляльну концентрацію (C_m) та титр (T) 25%-го розчину солі сульфат натрію Na_2SO_4 , густина якого $1,2 \text{ г/см}^3$.

Розв'язання.

Знаючи густину розчину, можна скористатися формулами перерахунку концентрацій:

$$C_M = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}, \quad C_H = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M_{\text{екв}}}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}} \cdot M = 1/2 \cdot 142 = 71 \text{ г/моль}$$

Визначаємо молярну концентрацію розчину (молярність):

$$C_M = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{142} = 2,1 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо молярну концентрацію еквівалента розчину (нормальність):

$$C_H = \frac{1,2 \cdot 1000 \cdot 0,25}{71} = 4,2 \text{ моль/дм}^3$$

Визначаємо моляльну концентрацію розчину (моляльність) за формулою:

$$C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot m_{\text{р-ка}}}$$

де m , $m_{\text{р-ка}}$ – маси речовини та розчинника

$$m_{\text{р-ка}} = m_{\text{розч-ну}} - m_{\text{реч.}} = 100 - 25 = 75 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{25 \cdot 1000}{142 \cdot 75} = 2,35 \text{ моль/кг.}$$

Титр розчину визначаємо за формулою:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{екв}}}{1000}; \quad \text{або} \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

$$T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{4,2 \cdot 71}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3 \quad \text{або} \quad T = \frac{2,1 \cdot 142}{1000} = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

Відповідь: $C_M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2,1 \text{ моль/дм}^3$, $C_H(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 4,2 \text{ моль/дм}^3$;

$$C_m = 2,35 \text{ моль/кг}; \quad T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,2982 \text{ г/см}^3.$$

Приклад №2

Яка маса речовини KCl та який об'єм води міститься в 120г водного розчину KCl з масовою часткою 0,04 (4%)?

Розв'язання.

Розрахуємо масу хлориду калію і води за формулою:

$$\begin{aligned}\omega_{\text{реч}} &= m_{\text{реч}}/m_{\text{р-ну}} \\ m_{\text{реч}} (\text{KCl}) &= m_{\text{р-ну}} \cdot \omega(\text{KCl}) = 120 \cdot 0,04 = 4,8\text{г} \\ m_{\text{р-ка}} (\text{H}_2\text{O}) &= m_{\text{р-ну}} - m(\text{KCl}) = 120 - 4,8 = 115,2\text{г}.\end{aligned}$$

Щільність води $\rho(\text{H}_2\text{O})=1\text{г/см}^3$. Тому об'єм води дорівнює:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{115,2\text{г}}{1\text{г/мл}} = 115,2\text{мл}$$

Відповідь: $m_{\text{реч}} (\text{KCl}) = 4,8\text{г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 115,2 \text{ мл}$.

Приклад №3

Яку масу речовини CuSO_4 та який об'єм води треба взяти для приготування 50г водного розчину CuSO_4 з масовою часткою 0,03 із кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Розв'язання.

Для приготування розчину необхідно розрахувати масу безводної солі CuSO_4 .

$$m(\text{CuSO}_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega (\text{CuSO}_4) = 50 \cdot 0,03 = 1,5\text{г}$$

Знайдемо масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, відповідну масі безводної солі CuSO_4 .

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & \text{містить} & 1 \text{ моль } \text{CuSO}_4 \\ 249,5\text{г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 159,5\text{г } \text{CuSO}_4 \\ m \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & - & 1,5\text{г } \text{CuSO}_4 \\ m (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) & = & (249,5 \cdot 1,5)/159,5 = 2,34\text{г} \end{array}$$

Маса кристалогідрату $m_{\text{К}} = m (\text{CuSO}_4) + m_{\text{ақ}}$
де $m_{\text{ақ}}$ – маса води, що входить до складу кристалогідрату

$$m_{\text{ақ}} = m_{\text{К}} - m (\text{CuSO}_4) = 2,34 - 1,50 = 0,84\text{г}.$$

Маса розчину $m_{\text{р-ну}} = m_{\text{К}} + m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{В}} + m_{\text{ақ}} + m(\text{H}_2\text{O})$,

де $m(\text{H}_2\text{O})$ – маса води, використаної на приготування розчину із заданим значенням ω

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{К}} = 50,00 - 2,34 = 47,66\text{г.}$$

або

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{CuSO}_4) - m_{\text{ақ}} = 50,00 - 1,50 - 0,84 = 47,66\text{г.}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{\rho} = \frac{47,66\text{г}}{1\text{г/мл}} = 47,66\text{ мл}$$

Відповідь: для приготування розчину CuSO_4 з масовою часткою 0,03 треба взяти навішення кристалогідрату мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ масою 2,34г та розчинити у воді об'ємом 47,66мл.

Приклад №4

Розрахуйте, скільки грамів речовини $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ міститься в 300 мл 0,2М розчину дихромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Розв'язання.

Маса $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, яка міститься в 300 мл 0,2М розчину, розраховується за формулою:

$$C_{\text{М}} = \frac{m \cdot 1000}{V \cdot V} \text{ (моль/л)}$$

Об'єм розчину: $V_{\text{р-ну}} = 300\text{мл} = 0,3\text{л.}$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot C_{\text{М}} \cdot V = 294 \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 17,6\text{г.}$$

Відповідь: $m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 17,6\text{г.}$

Приклад №5

Розрахуйте, яка маса речовини CaCl_2 міститься в 250 мл 0,2 н розчину CaCl_2 .

Розв'язання.

Маса CaCl_2 , яка міститься в 250мл 0,2н розчину, розраховується за формулою:

$$C_{\text{Н}} = \frac{m}{M_{\text{екв}} \cdot V}$$

$$m(\text{CaCl}_2) = M_{\text{екв}}(\text{CaCl}_2) \cdot C_{\text{Н}} \cdot V = (M(\text{CaCl}_2)/2) \cdot C_{\text{Н}} \cdot V;$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 111/2 \cdot 0,2 \cdot 0,25 = 2,78\text{г.}$$

Відповідь: $m(\text{CaCl}_2) = 2,78\text{г.}$

Приклад №6

Зл 48%-го розчину H_2SO_4 відносної густини 1,38 г/см³ змішали з 2,5л 20%-го розчину H_2SO_4 відносної густини 1,14 г/см³. Визначити відсоткову концентрацію одержаного розчину і його молярність.

Розв'язання.

Якщо при змішуванні розчинів враховуються їх об'єми, то користуючись відносною густиною, визначаємо їх маси, а потім проводимо розрахунок за формулою:

$$m_1A + m_2B = (m_1 + m_2)x,$$

де $m = \rho \cdot V$

Отже:

$$\begin{aligned} m_1 &= 3 \cdot 1,38 = 4,14 \text{ кг}, & m_2 &= 2,5 \cdot 1,14 = 2,85 \text{ кг} \\ (3 \cdot 1,38 \cdot 48 + 2,5 \cdot 1,14 \cdot 20) &= (4,14 + 2,85) \cdot x \\ 255,72 &= 6,99x \\ x &= 36,58 \end{aligned}$$

Відсоткова концентрація H_2SO_4 у суміші 36,58%.

Молярність розчину – число молей розчиненої речовини в 1 л розчину:

$$\begin{array}{rcl} 5,5 \text{ л } \text{H}_2\text{SO}_4 & \text{містять} & 255,72/98 \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 1 \text{ л } \text{H}_2\text{SO}_4 & - & x \text{ моль } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ x &= & 0,474 \text{ моль} \end{array}$$

Відповідь: молярна концентрація отриманого розчину сульфатної кислоти $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,474 \text{ моль/л}$; $C\%(\text{H}_2\text{SO}_4) = 36,58\%$.

Правило змішування або «правило хреста»

Часто в лабораторній практиці виникає потреба готувати розчини з заданою концентрацією шляхом змішування готових розчинів з іншими концентраціями (з числа тих, що є у наявності), або шляхом розведення розчину з більшою концентрацією водою до меншої концентрації. При цьому для визначення необхідних кількостей наявних розчинів рекомендується використовувати правило змішування, яке ще називають «правило хреста». Нижче наведені приклади по застосуванню цього правила.

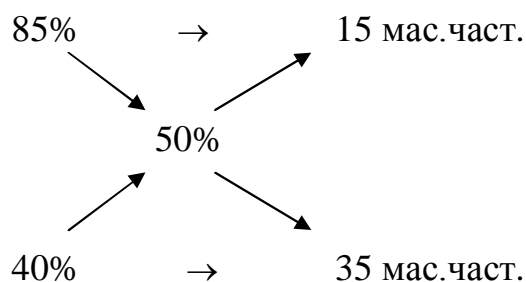
- Отримання розчину заданої концентрації з двох наявних розчинів інших концентрацій

Необхідна концентрація в розчині пишеться в місці перетинання двох ліній (тобто у центрі хреста), а концентрації у наявних розчинах інших концентрацій — наприкінці обох ліній ліворуч (більша — вгорі, менша — внизу). Потім на кожній лінії роблять розрахунок (від більшого числа віднімають менше число) і різниця записується у вільного кінця тієї ж лінії. Отримані числа (розташовані праворуч — вгорі і внизу) указують,

яку кількість кожного розчину треба взяти, щоб одержати розчин з необхідною концентрацією.

Приклад №7

Для отримання 50%-ого розчину з 85%-ого та 40%-ого розчинів (які є у наявності) треба взяти 15 масових частин 85%-ого розчину та 35 масових частин 40%-ого розчину:



Якщо 50%-ого розчину треба отримати точно задану кількість, наприклад 250 мл, то масові частини можна перерахувати в мл. Для цього 1мл позначають X. Тоді:

$$\begin{aligned}15 \cdot X + 35 \cdot X &= 250 \\50 \cdot X &= 250 \\X &= 250/50 \\X &= 5.\end{aligned}$$

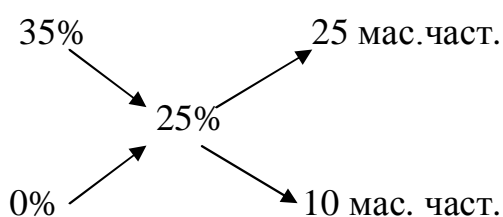
Тобто, щоб отримати 250мл 50%-ого розчину, 85%-ого розчину треба взяти 75мл ($15 \cdot X = 15 \cdot 5 = 75$), а 40%-ого розчину – 175 мл ($35 \cdot X = 35 \cdot 5 = 175$).

- Отримання розчину меншої концентрації методом розведення водою розчину з більшою концентрацією.

Як і в попередньому випадку ставлять хрестом значення концентрацій: в центрі – ту, що мають отримати; ліворуч зверху – ту, що мають розвести; ліворуч знизу – нуль (чиста дистильована вода, яка не містить розчиненої речовини). Отримані числа (розташовані праворуч — вгорі та внизу) указують, яку кількість треба взяти розчину та скільки розчинника (дистильованої води).

Приклад №8

Щоб розбавити 35%-ий водний розчин до 25%-ого, потрібно взяти 25 масових частин розчину та 10 масових частин води.



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- отримання навичок приготування розчинів різної концентрації;
- оволодіння методикою розрахунку навішувань речовин, необхідних для приготування розчинів заданої концентрації та перерахунку концентрації різними способами;
- оволодіння навичками визначення концентрації розчинів за допомогою ареометра.

Прилади та реактиви: колби ємністю 200-250 мл, мірні колби на 100, 200, 250 мл, циліндри на 100 та 250 мл, ареометр та маленький циліндр без поділок; безводні солі: хлорид натрію NaCl , хлорид калію KCl , хлорид амонію NH_4Cl , біхромат калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; солі кристалогідрати: сульфат міді $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, сульфат магнію $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, сульфат натрію $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, карбонат натрію $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Дослід 1. Приготування розчину із заданою масовою часткою солі

Отримати у викладача індивідуальне завдання. Приготувати методом зважування розчин заданої концентрації:

1. 180г 9% -го розчину NaCl ;
2. 125г 15% -го розчину CuSO_4 з кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
3. 150г 5% -го розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
4. 110г 6% -го розчину MgSO_4 з кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$;
5. 205г 3% -го розчину KCl ;
6. 190г 8% -го розчину Na_2CO_3 з кристалогідрату $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
7. 145г 7% -го розчину NH_4Cl .

Хід виконання

Для приготування розчинів заданої концентрації необхідно розрахувати навішення речовини, як це наведено у прикладах теоретичної частини, та зважити її на технохімічних терезах з точністю до 0,01г.

- Відповідно до завдання розрахуйте масу солі (у перерахунку на суху речовину), потрібної для приготування розчину заданої концентрації. При необхідності розрахуйте масу кристалогідрату, який містить масу безводної солі. Розрахунки перевірте у викладача.
- Зважіть на технохімічних терезах розраховану масу солі та перенесіть її в конічну колбу на 200 або 250 мл.
- Розрахуйте необхідну кількість дистильованої води для приготування розчину заданої концентрації. Враховуючи, що густина води $\rho(\text{H}_2\text{O})=1 \text{ г/см}^3$, відміряйте циліндром необхідний об'єм води та розчинить сіль у приблизно половинному об'ємі води. Після

розчинення солі додайте воду, що залишилася, та ретельно перемішайте розчин.

- Визначіть відносну густину приготованого розчину таким чином: розчин із колби слід перелити у вузький циліндр невеликого об'єму та заміряти ареометром його густину.
- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ($\rho_{\text{експ}}$) з табличним значенням ($\rho_{\text{табл}}$), яке наведено у таблиці 1.1.
- Розрахуйте похибку досліду за формулою:

$$\begin{aligned} \Pi &= [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%, \\ \text{або } \Pi &= [(\omega_{\text{табл}} - \omega_{\text{експ}}) / \omega_{\text{табл}}] \cdot 100\%. \end{aligned}$$

- Зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготували розчин.
- Розрахуйте молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквіваленту (C_N), молярну концентрацію (C_m) і титр (T) приготованого розчину.

Правила користування ареометром

Ареометр – це пустотілий скляний поплавець, у верхній частині якого знаходиться шкала відносної густини, а в нижній – вантаж, який підтримує ареометр у вертикальному положенні при зануренні його в рідину.

Ареометр калібрується при певній температурі. Ареометри, що вживають для визначення відносної густини рідин важче за воду, мають нуль вгорі шкали, а для рідин легше за воду – внизу шкали.

Користуючись набором ареометрів, можна швидко визначити густину рідини. Для цього в сухий вузький циліндр місткістю 50-100 мл наливають досліджуваній розчин і занурюють сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра. Занурювати ареометр у рідину треба обережно, не випускаючи його з рук доти, поки не стане очевидним, що він плаває. Тоді руку обережно відпускають і ареометр приймає потрібне положення. Ареометр повинний знаходитись в центрі циліндра та ні в якому випадку не торкатися стінок циліндра, тому що положення ареометра в циліндрі відбивається на точності показань (внаслідок утворення меніска). Потім відзначають розподіл шкали, який співпадає з рівнем рідини в циліндрі по верхньому меніску.

Правильне положення ареометра показане на рис. 1.

За спеціальними таблицями, дослідивши густину розчину, визначають масову частку розчиненої речовини (%). Якщо в таблиці немає цифри, точно співпадаючої з відліком за шкалою ареометра, а є близькі значення, то масовою частку розчиненої речовини обчислюють методом

інтерполяції (визначення проміжної величини по двом відомим крайніх значень).

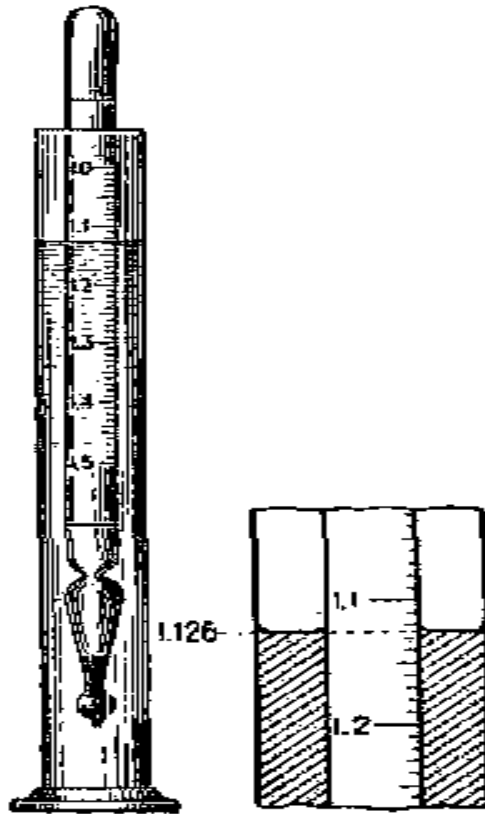


Рис. 1. Правильне положення ареометра в циліндрі для визначення густини розчину.

Після визначення густини розчину ареометр обмивають водою (якщо визначалася густина водних розчинів або розчинних у воді речовин), витирають та складають у спеціальний футляр.

Робота з ареометром вимагає обережності, як й з тонкостінним скляним посудом, бо його можна легко розбити – це потрібно завжди пам'ятати.

Для деяких інших рідин існують спеціальні ареометри, що відразу дають потрібну характеристику. Так, для спирту є спеціальні спиртометри, які відразу показують міцність або відсотковий вміст спирту; для молока застосовують лактометри, які показують вміст жиру в молоці, й т.д.

Таблиця 1.1. – Відносна густина і концентрації розчинів деяких солей

Масова частка, %	Густина розчину ρ (г/см ³)							
	NaCl	KCl	Na ₂ SO ₄	K ₂ SO ₄	K ₂ Cr ₂ O ₇	CuSO ₄	MgSO ₄	NH ₄ Cl
1	1,007	1,005	1,007	1,006	1,005	1,009	-	1,001
2	1,014	1,011	1,016	1,015	1,012	1,019	1,018	1,004
3	1,022	1,017	1,026	1,023	1,019	-	-	1,008
4	1,029	1,024	1,035	1,031	1,026	1,040	1,039	1,011
5	1,036	1,030	1,044	1,039	1,034	-	-	1,014
6	1,044	1,037	1,053	1,048	1,041	1,062	1,060	1,017
7	1,051	1,043	1,063	1,053	1,049	-	-	1,020
8	1,058	1,050	1,072	1,065	1,056	1,084	1,082	1,023
9	1,065	1,056	1,082	1,073	-	-	-	1,026
10	1,073	1,063	1,091	1,082*	-	1,107	1,104	1,029
12	1,089	1,077	1,111	-	-	1,131	1,126	1,034
14	1,104	1,090	1,131	-	-	1,155	1,148	1,040
16	1,119	1,104	1,141	-	-	1,180	1,172	1,046
18	1,135	1,113	-	-	-	1,206	1,196	1,051
20	1,151	1,133	-	-	-	-	1,220	1,057

* Насичений розчин

- Результати дослідів внести в таблицю 1.2.

Таблиця 1.2. – Результати дослідів та розрахунків

ω , %	Маса безводної солі, г	Маса кристало-гідрату, г	Маса води, г	$\rho_{\text{р-ну}}$, г/см ³		Концентрація приготовленого розчину			
				табл.	експ.	C_M	C_H	C_m	T

Дослід 2. Приготування розчину солі із заданою масовою часткою(%) з більш концентрованого розчину

Одержати у викладача індивідуальне завдання. Використовуючи одержаний в досліді 1 розчин, приготувати методом розведення менш концентрований розчин:

1. 250 мл 5%-го розчину NaCl;
2. 200 мл 4%-го розчину CuSO₄;
3. 250 мл 3%-го розчину K₂Cr₂O₇;
4. 200 мл 4%-го розчину MgSO₄;
5. 250 мл 1%-го розчину KCl;
6. 200 мл 5%-го розчину Na₂CO₃;
7. 250 мл 3%-го розчину NH₄Cl.

Хід виконання

- Зробіть розрахунок за «правилом хреста», як це наведено у прикладах 7, 8 теоретичної частини. Розрахунок перевірити у викладача.
- Відміряйте циліндром розрахований об'єм більш концентрованого розчину (отриманого у досліді 1), перенесіть його в мірну колбу на 200 або 250 мл і долийте дистильованою водою до мітки.
- Приготований розчин ретельно перемішайте, перелийте у маленький циліндр і поміряйте ареометром його густину – $\rho_{\text{експ.}}$.
- Табличне значення густини приготованого розчину знайдіть у таблиці 1. – $\rho_{\text{табл.}}$.
- Результати дослідів занесіть в таблицю 1.3.

Таблиця 1.3. – Результати дослідів та розрахунків

$V_{\text{конц. р-ну, см}^3}$	$\rho_{\text{експ, г/см}^3}$	$\rho_{\text{табл, г/см}^3}$	Концентрація приготовленого розчину			
			C_M	C_N	C_m	T

- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ($\rho_{\text{експ.}}$) з табличним значенням ($\rho_{\text{табл.}}$) та розрахуйте **похибку дослідів** за формулою:

$$\Pi = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

- Розрахуйте молярну концентрацію (C_M), молярну концентрацію еквіваленту (C_N), молярну концентрацію (C_m) і титр (T) приготованого розчину. Результати розрахунків занесіть у таблицю 1.3.
- Зробіть **висновок** про те, з якою точністю приготували розчин.

Дослід 3. Приготування розчину молярної концентрації або молярної концентрації еквівалентів

Одержати у викладача індивідуальне завдання. **Приготувати методом зважування** розчин заданої концентрації:

1. 250 мл 0,05M розчину $K_2Cr_2O_7$;
2. 200 мл 0,1N розчину Na_2SO_4 з кристалогідрату $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$;
3. 100 мл 0,1M розчину $MgSO_4$ з кристалогідрату $MgSO_4 \cdot 7H_2O$;
4. 200 мл 0,2M розчину $NaCl$;

5. 250 мл 0,05М розчину CuSO_4 з кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$;
6. 100 мл 0,05 Н розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
7. 250 мл 0,15 Н розчину KCl .

Хід виконання

- Розрахувати масу солі, необхідної для приготування заданого розчину, враховуючи при цьому і кристалізаційну воду, якщо розчин готується із кристалогідрату. Розрахунок перевірити у викладача.
- Зважити розраховану масу солі на технічних терезах, використовуючи у якості тари хімічний стакан.
- Перенести сіль із стакана в мірну колбу відповідного об'єму та розчинити її при перемішуванні в невеликій кількості води. Обполоснути кілька разів невеликими кількостями води стакан, в якому розчиняли сіль, злити цю воду також в мірну колбу і вміст колби довести до мітки дистильованою водою по нижньому меніску. Розчин в колбі ретельно перемішати.
- Відносну густину приготованого розчину визначити за допомогою ареометра.
- Порівняйте відносну густину одержаного розчину ($\rho_{\text{експ}}$) з табличним значенням ($\rho_{\text{табл}}$) та розрахуйте похибку досліду за формулою:

$$\Pi = [(\rho_{\text{табл}} - \rho_{\text{експ}}) / \rho_{\text{табл}}] \cdot 100\%.$$

- Перерахувати молярну концентрацію в C_H , T , ω (%), а нормальну концентрацію - в C_M , T , ω (%).
- Результати досліду внести в таблицю 1.4.

Таблиця 1.4. – Результати досліду та розрахунків

Спосіб вираження концентрації	Маса солі для приготування розчину, г		Маса води, г	$V_{\text{р-ну}}, \text{см}^3$	$\rho_{\text{експ}}, \text{г/см}^3$	Концентрація приготованого розчину		
	безвод.	кристалогідр.				T	$C_M, (C_H)$	$\omega(\%)$

- Зробити **висновок** про точність приготування розчинів, вказавши похибку дослідів.

Питання та завдання для самостійної перевірки знань студентів

1. Дайте визначення розчину.
2. Дайте характеристику насиченим та ненасиченим розчинам.
3. Що таке концентрація розчину?
4. Які розчини називають концентрованими та які – розбавленими?
5. Охарактеризуйте способи визначення концентрації розчинів та їх математичні вирази.
6. На які дві групи поділяють способи виразу концентрації розчинів і для якої з них вони оцінюються безрозмірними величинами? Наведіть приклади.
7. Як розраховують концентрації при змішуванні розчинів?
8. Яка концентрація називається молярною концентрацією, одиниця її вимірювання?
9. Яка концентрація називається молярною концентрацією еквівалентів, одиниця її вимірювання?
10. У якому співвідношенні мас потрібно взяти 28 %-й і 1 %-й розчини, щоб одержати 7 %-й розчин?
11. Розрахуйте молярну концентрацію 20 %-го розчину хлоридної кислоти, відносна густина якого 1,1 г/см³?
12. У скільки разів потрібно розбавити 2 М розчин, щоб одержати 0,4 М розчин?
13. Яка молярна концентрація еквівалента розчину, в 300 мл якого міститься 10,5 г гідроксида калію?
14. У якому співвідношенні треба змішати розчини з масовою часткою розчиненої речовини 10 і 50 %, щоб одержати розчин масою 800 г, для якого $\omega = 25\%$?
15. Що називають масовою часткою розчиненої речовини? За якою формулою її обчислюють?
16. У чому сутність правила змішування (правило «хреста») при приготуванні розчину проміжної концентрації з більш розведених та більш концентрованих розчинів?
17. Яка концентрація називається моляльною? В яких одиницях її визначають та за якою формулою її можна обчислити?
18. В чому полягає особливість розрахунку концентрації компонентів розчину при приготуванні його з кристалогідрату та води?
19. Які фізичні та хімічні процеси відбуваються під час розчинення?
20. Які дані необхідно застосувати для перерахунку масової концентрації розчину в об'ємні та навпаки?
21. Які існують способи приготування розчинів?
22. Як визначити густину розчину за допомогою ареометра?
23. Які правила поводження з ареометром?

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №1

Таблиця 1.5.

Варіант №	Завдання 1	Завдання 2 Обчислити C_M , C_N , C_m , T .
1	2	3
1	Яку масу фосфату калію і води треба взяти для приготування 8%-го розчину K_3PO_4 масою 250 г?	8%-го розчину K_2SO_4 густина якого $1,065 \text{ г/см}^3$
2	Яку масу солі і води треба взяти для приготування розчину з масовою часткою сульфату натрію 0,12 та масою 40 кг?	30%-го розчину HNO_3 , густина якого $1,184 \text{ г/см}^3$
3	У воді об'ємом 200 мл розчинили сіль масою 40г. Визначте масову частку солі в одержаному розчині, прийнявши густину води рівної 1 г/мл.	12%-го розчину HCl , густина якого $1,059 \text{ г/см}^3$
4	У бензолі об'ємом 170 мл розчинили сірку масою 1,8г. Густина бензолу дорівнює 0,88 г/мл. Визначте масову частку сірки в розчині.	16%-го розчину $NaOH$, густина якого $1,180 \text{ г/см}^3$
5	Яка маса хлориду калію буде потрібна для приготування розчину цієї солі об'ємом 300 мл і з концентрацією 0,15M KCl ?	21%-го розчину H_2SO_4 , густина якого $1,151 \text{ г/см}^3$
6	Яку масу мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і води треба взяти для приготування розчину сульфату міді масою 40кг з масовою часткою $CuSO_4$ 2%?	30%-го розчину $Pb(NO_3)_2$ густина якого $1,326 \text{ г/см}^3$
7	У воді масою 40г розчинили залізний купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ масою 3,5г. Визначте масову частку сульфату заліза (II) в одержаному розчині.	9%-го розчину HNO_3 , густина якого $1,05 \text{ г/см}^3$
8	Визначте масову частку хлориду кальцію в 1,4M розчині $CaCl_2$ густина якого дорівнює 1,12 г/мл.	35%-го розчину $NaOH$, густина якого $1,383 \text{ г/см}^3$
9	До розчину сульфатної кислоти об'ємом 400мл, густина якого дорівнює 1,1 г/мл а масова частка – 0,15, додали воду масою 60г. Визначте масову частку H_2SO_4 в одержаному розчині.	6%-го розчину $KMnO_4$, густина якого $1,041 \text{ г/см}^3$

Продовження таблиці 1.5.

1	2	3
10	До води масою 200г додали 2М розчин KCl об'ємом 40 мл і густиною 1,09 г/мл. Визначте молярну концентрацію і масову частку KCl в одержаному розчині.	80%-го розчину H_2SO_4 , густина якого 1,732 г/см ³
11	До розчину масою 250г, масова частка солі в якому складає 10%, додали воду об'ємом 150мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	19%-го розчину HCl, густина якого 1,094 г/см ³
12	У воді об'ємом 200 мл розчинили зразок солі, одержавши розчин з масовою часткою розчиненої речовини 20 %. До цього розчину ще додали воду об'ємом 150 мл. Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10%-го розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, густина якого 1,070 г/см ³
13	У воді масою 600г розчинили аміак об'ємом 560мл (нормальні умови). Визначте масову частку амоніаку в одержаному розчині.	13%-го розчину KOH, густина якого 1,109 г/см ³
14	Водний розчин з масовою часткою амоніаку 10% називають нашатирним спиртом. Який об'єм газу буде потрібно за нормальних умов для отримання нашатирного спирту об'ємом 200 мл і густиною 0,96 г/мл?	10%-го розчину FeCl_3 , густина якого 1,085 г/см ³
15	Який об'єм 3М розчину NaCl густиною 1,12 г/мл треба додати до води масою 200г, щоб одержати розчин з масовою часткою NaCl 10%?	55%-го розчину H_2SO_4 , густина якого 1,447 г/см ³
16	До розчину 3,5М NH_4Cl об'ємом 80 мл і густиною 1,05г/мл додали воду об'ємом 40 мл (густину води прийняти рівною 1 г/мл). Визначте масову частку солі в одержаному розчині.	10%-го розчину Na_2CO_3 , густина якого 1,102 г/см ³
17	Яку масу розчину з масовою часткою карбонату калію 40% треба додати до води масою 500г для отримання розчину з масовою часткою K_2CO_3 15%?	17%-го розчину H_2SO_4 , густина якого 1,120 г/см ³
18	Яку масу розчину з масовою часткою хлориду натрію 20 % необхідно додати до води об'ємом 40 мл для отримання розчину з масовою часткою солі 6 %?	20%-го розчину CaCl_2 , густина якого 1,178 г/см ³

Продовження таблиці 1.5.

1	2	3
19	Які об'єми 2М і 6М розчину HCl потрібно змішати для приготування 500 мл 3М розчину?	21,75%-го розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, густина якого $0,920 \text{ г/см}^3$
20	Для нейтралізації 20мл 0,1н розчину кислоти було потрібно 8мл розчину NaOH. Скільки грамів NaOH містить 1л цього розчину?	65,3 %-го розчину HNO_3 , густина якого $1,400 \text{ г/см}^3$
21	У лабораторії є розчини з масовою часткою хлориду натрію 10% і 20%. Яку масу кожного розчину треба взяти для отримання 300г розчину з масовою часткою солі 12%?	49,4 %-го розчину KOH, густина якого $1,530 \text{ г/см}^3$
22	Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл 0,25 н розчину?	39%-го розчину HCl, густина якого $1,200 \text{ г/см}^3$
23	У якому об'ємі 0,1 н розчину міститься 8г CuSO_4 ?	6%-го розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, густина якого $1,061 \text{ г/см}^3$
24	Для нейтралізації 30 мл 0,1н розчину луку було потрібно 12мл кислоти. Визначте нормальність кислоти.	26%-го розчину KOH, густина якого $1,241 \text{ г/см}^3$
25	Визначте масу розчину з масовою часткою CuSO_4 10% і масу води, які будуть потрібно для приготування розчину масою 500г з масовою часткою CuSO_4 2%	86%-го розчину HNO_3 , густина якого $1,480 \text{ г/см}^3$
26	Яка маса води і розчину з масовою часткою хлориду магнію 0,2 буде потрібно для приготування розчину з масовою часткою MgCl_2 0,04 та масою 300г?	31,75%-го розчину NH_3 , густина якого $0,890 \text{ г/см}^3$
27	Визначте масову частку гідроксиду барію в розчині, одержаному при змішанні води масою 50г і гідроксиду барію масою 1,2г.	48%-го розчину H_2SO_4 , густина якого $1,380 \text{ г/см}^3$
28	Який об'єм 2М розчину Na_2CO_3 треба взяти для приготування 1л 0,25н розчину?	4%-го розчину BaCl_2 , густина якого $1,034 \text{ г/см}^3$
29	Який об'єм 6М розчину HCl потрібно взяти для приготування 25 мл 2,5М розчину HCl	28%-го розчину KOH, густина якого $1,263 \text{ г/см}^3$
30	Який об'єм 0,05н розчину можна одержати з 100 мл 1н розчину?	94%-го розчину HNO_3 , густина якого $1,500 \text{ г/см}^3$

Лабораторна робота №2

Тема: «Гідроліз солей та визначення кислотно-лужної реакції середовища водного розчину солі (рН)»

Теоретична частина

Властивості розчинів електролітів

Речовини, водні розчини яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації їх молекул на іони, називаються електролітами. Розчини електролітів називають іонними провідниками, тому що перенос струму відбувається іонами. Такими речовинами є неорганічні солі, кислоти та основи.

При розчиненні у воді, яка є полярним розчинником, електроліти піддаються електролітичній дисоціації, тобто у більшій чи меншій степені розкладаються на позитивно та негативно заряджені іони – катіони та аніони.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса (1883 р.):

- всі електроліти дисоціюють (розкладаються) у розчинах на позитивно (катіони) та негативно (аніони) заряджені іони;
- під впливом електричного струму позитивно заряджені іони рухаються до катода та називаються катіонами, а негативно заряджені іони – до анода та називаються аніонами;
- дисоціація молекул речовин з іонним або ковалентним полярним зв'язком відбувається під дією полярних молекул розчинника;
- електролітична дисоціація відбувається самовільно ($\Delta G < 0$), тобто енергія взаємодії молекул розчинника з розчиненою речовиною (енергія сольватації) достатня, щоб зруйнувати хімічні зв'язки в молекулах чи іонних кристалах електроліта (розчиненої речовини);
- електропровідність розчинів чи розплавів електролітів зумовлена наявністю в них заряджених часток – іонів;
- процес дисоціації зворотний: встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпалися на іони, та числом іонних асоціатів, що утворилися.

Для кількісної характеристики електролітичної дисоціації С. Арреніус вводить поняття ступень електролітичної дисоціації (α) – це відношення числа молекул, дисоційованих на іони, до загальної кількості молекул електроліта в розчині:

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{N}.$$

Ступень дисоціації (α) електроліту величина безрозмірна, її виражають у частках одиниці або у відсотках. Ступень дисоціації залежить від типу зв'язку, від концентрації електроліту, від температури.

Електроліти за ступенем дисоціації поділяються на сильні і слабкі.

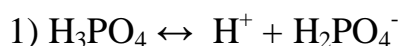
Сильні електроліти в розчинах практично повністю дисоціюють на іони, навіть в концентрованих розчинах α понад 30 %. До сильних електролітів належить більшість солей, сильні кислоти – HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI ; луки (розчинні основи) – LiOH , NaOH , KOH , RbOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 .

Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють лише частково ($\alpha \leq 3\%$). В розчині встановлюється динамічна рівновага між недисоційованими частками та іонами. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні – HClO , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , нерозчинні гідроксиди металів, вода, гідроксид амонію NH_4OH .

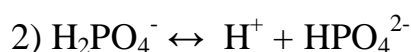
Електроліти середньої сили, ступень дисоціації яких дещо більше 3% - H_3PO_4 , HNO_2 , Mg(OH)_2 – частіше відносять до слабких електролітів.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це електроліти, які в розчинах утворюють катіони гідрогена (H^+) та аніони кислотних залишків. Катіони гідрогена у розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді іонів гідроксонію – H_3O^+ , але для спрощення їх записують як H^+ .

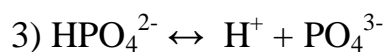
Слабкі багатоосновні кислоти дисоціюють по ступенях, наприклад:



$$K_{d1} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,5 \times 10^{-5};$$

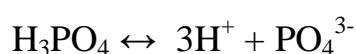


$$K_{d2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 6,3 \times 10^{-8};$$



$$K_{d3} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = 1,3 \times 10^{-12}.$$

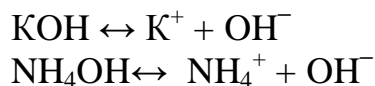
Сумарне рівняння дисоціації:



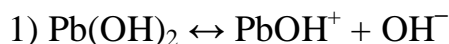
$$K_d = \frac{[\text{H}^+]^3 \times [\text{PO}_4^{3-}]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}.$$

Константа дисоціації (K_d) – це константа рівноваги, яка відповідає дисоціації слабкого електроліта.

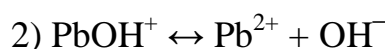
Основи – це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-аніони (OH^-), наприклад:



Багатокислотні слабкі основи дисоціюють по ступеням:

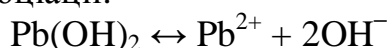


$$K_{d1} = \frac{[\text{PbOH}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]} = 9,55 \cdot 10^{-4};$$



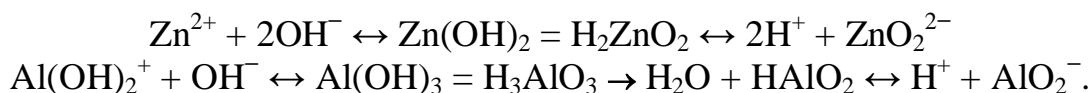
$$K_{d2} = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{Pb}(\text{OH})^+]} = 3,0 \cdot 10^{-8}.$$

Сумарне рівняння дисоціації:



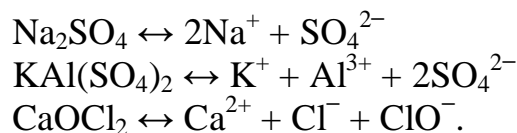
$$K_d = \frac{[\text{Pb}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2}{[\text{Pb}(\text{OH})_2]}$$

Амфоліти – це гідроксиди металів, які виявляють амфотерні властивості, дисоціюють залежно від умов дисоціації за основним чи кислотним типом, наприклад:

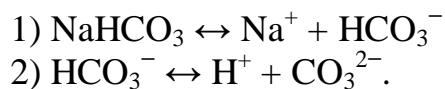


До них належать: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$. Вода також відноситься до амфолітів: $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

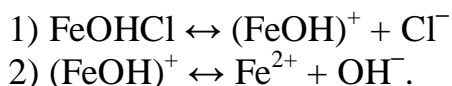
Середні солі (сполуки з іонним зв'язком) – це сильні електроліти. Вони повністю дисоціюють на іони за одним ступенем, наприклад:



Кислі та основні солі дисоціюють по ступеням. Наприклад, дисоціація кислої солі гідрокарбонат натрію відбувається за двома ступенями:



Основна сіль гідроксохлорид феруму(II) дисоціює за двома ступеннями:



Тому розчини кислих солей містять незначну кількість іонів гідрогену H^+ та мають слабкі кислотні властивості. Розчини основних солей мають слабкі основні властивості.

Константа дисоціації характеризує даний електроліт. В одному й тому ж самому розчиннику при постійній температурі константа дисоціації є сталою величиною.

Константи дисоціації деяких сильних та слабких електролітів при температурі 298K наведені в таблицях 1.6. та 1.7.

Таблиця 1.6. Константи дисоціації деяких сильних електролітів
(для $T = 298 \text{ K}$)

Назва	Формула	Константа дисоціації
Нітратна кислота	HNO_3	$K_d = 43,6$
Бромидна кислота	HBr	$K_d = 10^9$
Йодидна кислота	HI	$K_d = 10^{11}$
Хлоридна кислота	HCl	$K_d = 10^7$
Сульфатна кислота	H_2SO_4	$K_{d1} = 10^3;$ $K_{d2} = 10^{-2}$
Перманганатна кислота	HMnO_4	$K_d = 10^7$

Таблиця 1.7. Константи дисоціації деяких слабких електролітів (Т = 298)

Назва		Формула	K_d	$pK = -\lg K_d$
Нітритна кислота		HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Боратна кислота		H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Германієва кислота	K_1 K_2	H_4GeO_4	$7,9 \cdot 10^{-10}$ $2,0 \cdot 10^{-13}$	9,10 12,7
Селенідна кислота	K_1 K_2	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$ $1,0 \cdot 10^{-11}$	3,89 11,0
Сульфитна кислота	K_1 K_2	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$	1,85 7,20
Сульфідна кислота	K_1 K_2	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$ $2,5 \cdot 10^{-13}$	6,99 12,60
Карбонатна кислота	K_1 K_2	$H_2CO_3 \leftrightarrow$ $CO_2 (p) + H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$ $4,8 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,32
Оцтова кислота		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Метафосфатна кислота	K_1 K_2	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$ $1,6 \cdot 10^{-7}$	1,51 6,79
Ортофосфатна кислота	K_1 K_2 K_3	H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$ $6,3 \cdot 10^{-8}$ $1,3 \cdot 10^{-12}$	2,12 7,20 11,89
Силікатна кислота	K_1 K_2	H_2SiO_3	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$	9,66 11,80
Гіпохлоритна кислота		$HClO$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Ціанідна кислота		HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Фторидна кислота		HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Алюмінію гідроксид	K_3	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Амоніаку розчин (амонію гідроксид)		$H_3N + H_2O$ NH_4OH	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Феруму (II) гідроксид	K_2	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Феруму (III) гідроксид	K_2 K_3	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$ $1,35 \cdot 10^{-12}$	10,74 11,87
Магнію гідроксид	K_2	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,6
Мангану (II) гідроксид	K_2	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Плюмбуму (II) гідроксид	K_1 K_2	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$ $3,0 \cdot 10^{-8}$	3,02 7,52
Аргентуму гідроксид		$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Цинку гідроксид	K_2	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

На відміну від K_d ступень дисоціації (α) визначає стан електроліту в розчині з певною концентрацією. Тобто α слабких електролітів залежить від їх концентрації в розчині: з розведенням розчинів (зменшенням концентрації) ступень дисоціації збільшується, наближуючись до 1, та навпаки – при збільшенні концентрації розчину слабого електроліту α зменшується, тому що імовірність зустрічі іонів у розчині з утворенням недисоційованих молекул підвищується.

Константа та ступень дисоціації зв'язані співвідношенням – закон розбавлення Оствальда:

$$K_d = \frac{\alpha^2 \times C_M}{1 - \alpha},$$

де C_M – молярна концентрація електроліта (моль/л).

Якщо ступень дисоціації значно менше 1, то при наближених розрахунках можна прийняти $(1 - \alpha) \approx 1$. Тоді вираження закону розбавлення Оствальда спрощується:

$$K_d = \alpha^2 \times C_M, \quad \text{або:} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_M}}$$

Іонний добуток води та водневий показник (pH)

Чиста вода слабо дисоціює на іони. Вода, як речовина, має незначну електропровідність, тобто вона – слабкий електроліт. Дисоціація води відбувається за схемою:



Константа дисоціації води:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

Концентрація молекул води при 22°C є сталою величиною і дорівнює 55,55 моль/л, тому її можна включити в константу:

$$K_{\text{дис}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 1 \cdot 10^{-14} \text{ моль/л}$$

Активності іонів приблизно дорівнюють їх концентраціям, а активність води близька до одиниці, тому використовують вираз:

$$K_b = [\text{H}^+][\text{OH}^-].$$

Добуток концентрації іонів водню (H^+) та гідроксид-іонів (OH^-) є величиною сталою при постійній температурі.

Цю величину називають іонним добутком води. Його чисельне значення при 22°C дорівнює:

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

При дисоціації чистої води утворюється однакова кількість іонів водню та гідроксид-іонів, тобто в чистій воді $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}}$ моль/л.

Тому в нейтральному середовищі водного розчину, яке характеризується рівністю концентрацій іонів водню (H^+) та гідроксид-іонів (OH^-):

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

В кислому середовищі водного розчину концентрація іонів водню перебільшує концентрацію гідроксид-іонів $[H^+] > [OH^-]$, тому:

$$[H^+] > 10^{-7} \text{ моль/л}; \quad [OH^-] < 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

В лужному середовищі водного розчину концентрація іонів водню менше концентрації гідроксид-іонів $[H^+] < [OH^-]$, тому:

$$[H^+] < 10^{-7} \text{ моль/л}; \quad [OH^-] > 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

Концентрації іонів водню та гідроксид-іонів у водних розчинах надто малі, тому їх виражають у вигляді логарифмів з негативним знаком та називають ці величини водневим показником (pH) та показником гідроксид-іонів (pOH):

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg[H^+]; \\ \text{pOH} &= -\lg[OH^-]. \end{aligned}$$

Показник константи води ($\text{p}K_b$) є негативним логарифмом константи води:

$$\text{p}K_b = -\lg K_b = -\lg 10^{-14} = 14.$$

Якщо взяти негативний логарифм відношення $K_b = [H^+][OH^-]$, то отримаємо:

$$\text{p}K_b = \text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

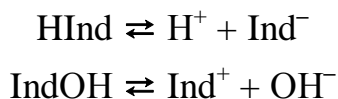
При нейтральній реакції водного розчину, тобто при рівності іонів водню та гідроксид-іонів, $\text{pH} = \text{pOH} = 7$.

При кислій реакції водного розчину: $\text{pH} < 7$, $\text{pOH} > 7$.

При лужній реакції водного розчину: $\text{pH} > 7$, $\text{pOH} < 7$.

Приблизно визначити pH середовища можна за допомогою кислотно-основних індикаторів – речовин, які в певному інтервалі значень pH розчину змінюють свій колір.

Індикаторами можуть бути слабкі органічні кислоти HInd та основи IndOH, молекули та іони яких мають різний колір.



Наприклад, індикатори – слабкі органічні кислоти – це лакмус та фенолфталеїн; індикатори – слабкі основи – це метиловий помаранчевий, метиловий червоний.

Забарвлення деяких рН-індикаторів наведені у таблиці 1.8.

Таблиця 1.8. Визначення рН за допомогою деяких індикаторів

Назва індикатора	Забарвлення індикатора в різних середовищах		
	Кисле середовище	Нейтральне середовище	Лужне середовище
Метиловий-помаранчевий	Червоний ($\text{pH} < 3,1$)	Помаранчевий ($3,1 < \text{pH} < 4,4$)	Жовтий ($\text{pH} > 4,4$)
Метиловий-червоний	Червоний ($\text{pH} < 4,2$)	Помаранчевий ($4,2 < \text{pH} < 6,3$)	Жовтий ($\text{pH} > 6,3$)
Фенолфталеїн	Безбарвний ($\text{pH} < 8,0$)	Блідо-рожевий ($8,0 < \text{pH} < 9,8$)	Рожевий ($\text{pH} > 9,8$)
Лакмус	Червоний ($\text{pH} < 5,0$)	Пурпурний ($5,0 < \text{pH} < 8,0$)	Синій ($\text{pH} > 8,0$)

Гідроліз солей.

Вплив гідролізу на водневий показник (рН) розчинів

Реакцію обміну між речовиною та водою називають гідролізом. Гідролізу підлягають солі, вуглеводи, білки, етери, жири тощо.

Гідроліз солей – це хімічна взаємодія іонів солі з іонами води, в результаті якої утворюється слабкий електроліт або слаборозчинний електроліт та відбувається зміна концентрації іонів водню, тобто рН середовища.

Гідроліз є наслідком поляризаційної взаємодії іонів солі з їх гідратною оболонкою.

Розглянемо 4 типа солей.

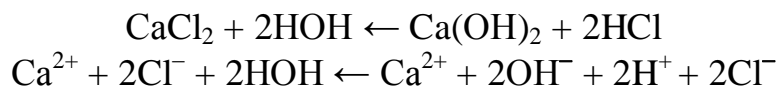
1) Солі, що утворені сильною основою та сильною кислотою гідролізу не підлягають.

До сильних основ належать луги – розчинні гідроксиди лужних металів (1-ї групи головної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва) – LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH та гідроксиди лужно-земельних металів

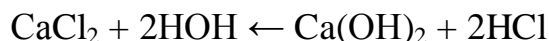
(2-ї групи головної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва) – $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Сильні кислоти – HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 .

При взаємодії солі CaCl_2 , утвореної сильною основою $\text{Ca}(\text{OH})_2$ та сильною кислотою HCl , з водою не утворюється слабкий електроліт, який би зв'язав іони води (H^+ чи OH^-):



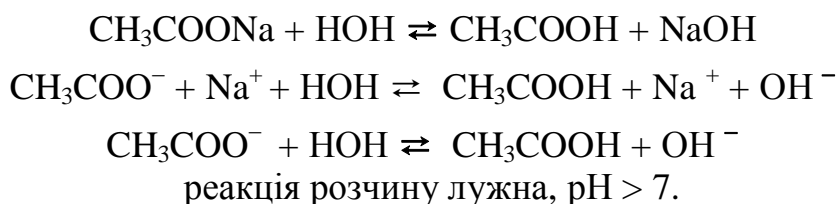
Внаслідок цього рівновага зміщується вліво, в бік малодисоційованої речовини H_2O :



Тобто **солі, утворені лугами та сильними кислотами не гідролізують**. Розчини таких солей нейтральні: $\text{pH} = 7$.

2) Солі, що утворені сильними основами та слабкими кислотами гідролізують за аніоном, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка кислота), а розчин має лужну реакцію: $\text{pH} > 7$. Відбувається гідроліз за аніоном (іоном слабого електроліту) – H_2S , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , CN^- , CNS^- , CH_3COO^- та інш.

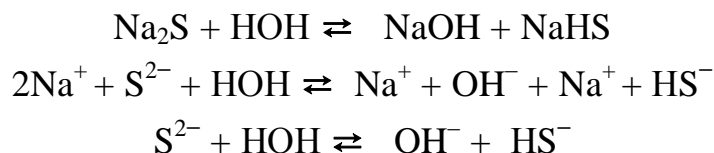
Наприклад, гідроліз солі ацетат натрію CH_3COONa :



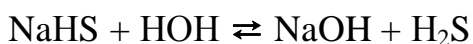
Внаслідок гідролізу солі іони гідрогену води (H^+) зв'язуються в слабкий електроліт – оцтову кислоту та залишається надлишок OH^- -іонів. Тому розчини солей, що утворені сильною основою та слабкою кислотою, мають лужну реакцію: $\text{pH} > 7$.

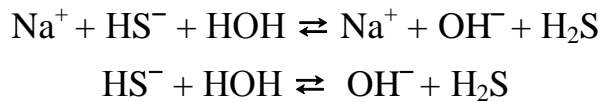
Солі багатоосновних кислот гідролізують по ступеням.

I. Перший ступінь:

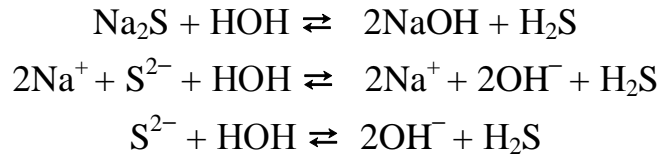


II. Другий ступінь:





Сумарна реакція:



реакція розчину лужна, $\text{pH} > 7$

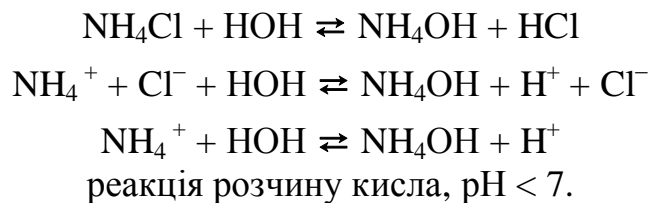
Солі, що утворені з багатоосновних кислот та лугів, гідролізують з утворенням кислих солей. Розчин таких солей має лужну реакцію – $\text{pH} > 7$.

Індикатор – фенолфталеїн набуває рожевого кольору. Гідроліз такої солі відбувається за аніоном.

Гідроліз тим інтенсивніше, чим слабше кислота.

3) Солі, які утворені слабкими основами та сильними кислотами гідролізують за катіоном, внаслідок чого утворюється слабкий електроліт (слабка основа), а розчин має кислу реакцію – $\text{pH} < 7$. Відбувається гідроліз за катіоном (іоном слабого електроліту) – Al^{3+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , NH_4^+ та інш.

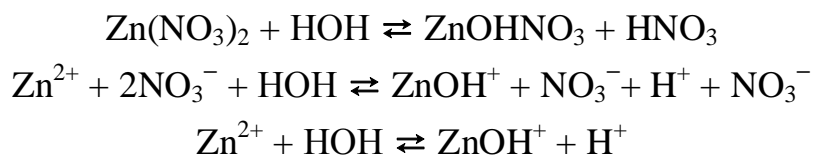
Наприклад:



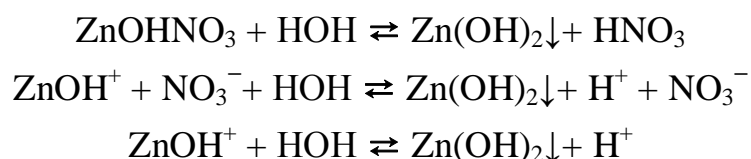
Рівновага електролітичної дисоціації води зміщується в бік утворення слабкої основи NH_4OH , а в розчині накопичується надлишок водневих іонів H^+ , тому реакція розчину кисла – $\text{pH} < 7$.

Солі багатокислотних основ гідролізують по ступеням:

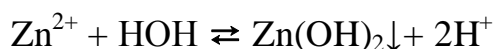
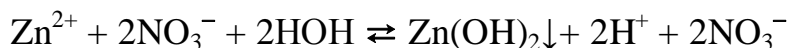
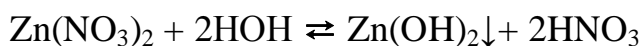
I. Перший ступінь:



II. Другий ступінь:



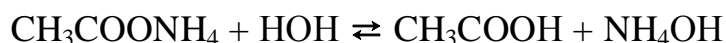
Сумарна реакція:



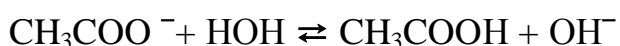
Накопичується надлишок іонів водню – реакція розчину кисла, $\text{pH} < 7$.

Індикатор – лакмус набуває червоного кольору. Чим слабше основа, тим повніше йде гідроліз.

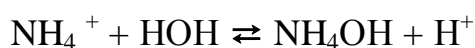
4) Солі, які утворені слабкою основою та слабкою кислотою гідролізуються за катіоном та аніоном. Наприклад:



Одночасно йдуть обидва процеси:



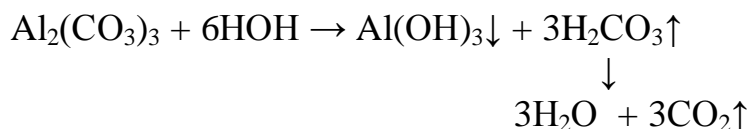
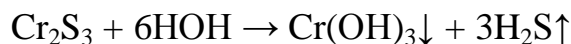
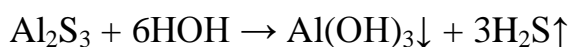
$$K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$



$$K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Реакція розчину залежить від співвідношення констант іонізації речовин, що утворюються, - слабкої основи та слабкої кислоти. Вона може бути або слабо кислою, або слабо основною, тобто $\text{pH} \approx 7$. В наведеному прикладі константи дисоціації кислоти та основи співпали, то реакція розчину – нейтральна ($\text{pH} = 7$).

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію, хрому, карбонату алюмінію з водою:



Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.

Кількісно гідроліз характеризується ступенем гідролізу (h_r) та константою гідролізу (K_r).

Ступінь гідролізу – відношення числа молекул, які гідролізуються, до загального числа молекул:

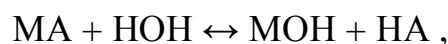
$$h_{\Gamma} = \frac{C_{\Gamma}}{C},$$

де C_{Γ} – концентрація гідролізованої частини речовини,

C – загальна концентрація розчиненої речовини.

Ступінь гідролізу залежить від збільшення концентрації або розбавлення солі, температури і хімічної природи кислоти та основи, які складають сіль.

Якщо рівняння реакції гідролізу солі **МА** записати в загальному вигляді:



то вираження для константи рівноваги цієї реакції

$$K_p = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA] \cdot [HON]}.$$

Але концентрація води $[H_2O]$ в розведених розчинах стала та дорівнює 55,5 моль/л. Тоді: $K_p \cdot [H_2O] = \text{const}$ та називається константою гідролізу

$$K_z = \frac{[MOH] \cdot [HA]}{[MA]}$$

Константа гідролізу за аніоном:

$$K_{\Gamma} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)}},$$

де: K_{H_2O} - іонний добуток води; $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14}$.

Константа гідролізу за катионом:

$$K_{\Gamma} = \frac{[MOH] \cdot [H^+]}{[M^+]} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(основи)}}$$

Константа гідролізу за катионом та аніоном:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{Д(кислоти)} \cdot K_{Д(основи)}}$$

Ці рівняння – кількісні підтвердження зробленого раніше висновку: чим слабша кислота (основа), сіль якої підлягає гідролізу, тим повільніше йде гідроліз.

Зв'язок ступеня гідролізу (α_r) з константою гідролізу (K_r) описується законом розведення Оствальда:

$$K_r = \frac{h_r^2 \cdot C_m}{1 - h_r}.$$

Якщо $h_r \ll 1$, $K_r = h_r^2 \cdot C_m$; $h_r = \sqrt{\frac{K_r}{C_m}}.$

При розведенні розчину солі, яка підверглась гідролізу, ступінь її гідролізу зростає.

Тому розчини солей треба зберігати концентрованими та додавати лугу (для солей, утворених сильною основою та слабкою кислотою) або кислоту (для солей, утворених сильною кислотою та слабкою основою).

Ступінь гідролізу (h_r) – зростає зі збільшенням температури. Це витікає з принципу Ле-Шательє. Реакції гідролізу є ендотермічними (на відміну від реакцій нейтралізації, які є екзотермічними). Тому із зростанням температури збільшується ступінь гідролізу. Для послаблення гідролізу розчини солей треба зберігати при низькій температурі.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- дослідити реакцію розчинів різних солей;
- дослідити утворення основних та кислих солей при ступінчастому гідролізі; випадки повного гідролізу;
- дослідити фактори, які прискорюють та гальмують гідроліз.

Прилади та реактиви:

- розчини солей: ацетат натрію CH_3COONa , сульфат алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, карбонат натрію Na_2CO_3 , хлорид натрію NaCl , хлорид феруму(III) FeCl_3 , ортофосфат натрію Na_3PO_4 , хлорид стибію SbCl_2 ;
- кристалічна сіль хлорид стануму (II) SnCl_2 , концентрований розчин хлорводневої кислоти HCl (1:1), дистильована вода;
- індикатори: нейтральний розчин лакмусу, спиртовий розчин фенолфталеїну;
- штатив з пробірками, мікрошпатель, стакан на 200мл, електрична плитка.

Хід виконання

Дослід 1. Дослідження реакції розчинів солей, що гідролізують.

А) Гідроліз карбонату натрію Na_2CO_3 .

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,1 н розчину Na_2CO_3 . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїну та

спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 1.9.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу карбонату натрію – за ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, як йде гідроліз – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали у першій стадії; яке значення рН (< чи >7); який індикатор слід застосовувати.

Б) Гідроліз ортофосфату натрію Na_3PO_4 .

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 1 н розчину Na_3PO_4 . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн та спостерігати зміну забарвлення розчину. У другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 1.9.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу Na_3PO_4 – за 3-ма ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, як йде гідроліз – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали у першій стадії; яке значення рН (< чи >7) та який індикатор у цьому разі слід застосовувати.

В) Гідроліз сульфату алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,5 н розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн; у другу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати зміну забарвлення у розчинах. Результати дослідження занести у таблицю 1.9.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – за ступенями та сумарне. Написати вираження константи гідролізу. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, як йде гідроліз – за катіоном чи за аніоном; який проміжний продукт отримали у першій стадії та яка речовина є кінцевим продуктом; яке значення рН (< чи >7); поясніть, який індикатор слід застосовувати.

Г) Гідроліз хлориду натрію NaCl .

В 2 пробірки налити по 2-3 мл 0,5 н розчину NaCl . В першу пробірку додати декілька крапель розчину індикатора фенолфталеїн, а в іншу – декілька крапель розчину індикатора лакмус та спостерігати, чи відбудеться зміна забарвлення. Результати дослідження занести у таблицю 1.9.

Записати молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння. Визначити реакцію середовища (рН).

Зробити **висновок** про те, чи йде гідроліз; яке значення рН (< чи > або =7); поясніть, чому індикатори не змінюють забарвлення.

Таблиця 1.9. – Результати спостережень у досліді 1(А-Г).

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Забарвлення індикатору	Реакція розчину	рН розчину
1					
2...					

Дослід 2. Вплив температури на гідроліз.

У дві пробірки налити по 2-3 мл розчину хлориду феруму(III) FeCl_3 та додати у кожную пробірку 4-5 мл дистильованої води. Потім одну пробірку залишити у штативі, а другу поставити нагрівати у стакан з киплячою водою на електричній плитці. Через приблизно 5 хвилин спостерігайте, як буде відмінюватись колір розчину в цих пробірках. Поясніть, чому при нагріванні забарвлення розчину стає інтенсивніше.

Запишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу FeCl_3 (за ступенями та сумарне). Напишіть вираження константи гідролізу. Визначить реакцію середовища (рН < чи >7); який індикатор у цьому разі слід застосовувати.

Зробити **висновок** про те, як впливає збільшення температури на швидкість реакції гідролізу та поясніть це явище спираючись на принцип Ле-Шательє.

Дослід 3. Вплив розбавлення розчину солі на гідроліз.

Налийте у пробірку 2-3 мл розчину солі хлориду стибію SbCl_3 та додайте 4-5 мл дистильованої води. Спостерігайте, що відбувається.

Напишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу SbCl_3 (за ступенями та сумарне). Напишіть вираження константи гідролізу. Визначить реакцію середовища (рН < чи >7) та який індикатор слід застосовувати.

Зробити **висновок** про те, як впливає розбавлення розчину солі на гідроліз.

Дослід 4. Подавлення гідролізу.

Положіть у пробірку 2-3 кристалика солі хлорид стануму SnCl_2 (не більше) та додайте приблизно 2 мл дистильованої води. Спостерігайте появлення рясного білого осаду основної солі гідроксохлориду стануму(II).

Напишіть молекулярне, повне та скорочене молекулярно-іонне рівняння гідролізу SnCl_2 . Напишіть вираження константи гідролізу. Визначить реакцію середовища (pH) та який індикатор слід застосовувати.

Потім до отриманого осаду додайте 2-3 краплі концентрованого розчину хлоридної кислоти HCl (1:1) та спостерігайте розчинення осаду. Поясніть це явище. Напишіть рівняння реакції. Зробити **висновок** про те, як впливає додавання сильної кислоти на гідроліз SnCl_2 .

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Назвіть основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса.
2. Які речовини називають електролітами?
3. За яким принципом електроліти поділяють на сильні, середньої сили та слабкі?
4. Що таке ступень дисоціації та константа дисоціації електроліта?
5. Вода, як речовина, є сильним чи слабким електролітом?
6. Які неорганічні речовини є електролітами?
7. Як відбувається ступінчаста дисоціація слабких електролітів?
8. Що таке іонний добуток води?
9. Дайте визначення водневого показника (pH).
10. Яке значення pH у різних середовищах водних розчинів?
11. Які речовини називають кислотно-лужними індикаторами?
12. Яку реакцію називають гідроліз?
13. Які типи солей гідролізують? Який тип солей не підлягає реакції гідролізу?
14. За яким показником визначають силу та слабкість кислот та основ?
15. Які значення приймає pH у розчинах різних типів солей?
16. В якому разі відбувається ступінчастий гідроліз?
17. Охарактеризуйте ступінь гідролізу та константу гідролізу. Укажіть, як вони зв'язані між собою.
18. Які фактори впливають на прискорення реакції гідролізу? Поясніть, чому.
19. Як подавити гідроліз?
20. Опишіть зв'язок ступеня гідролізу з константою гідролізу за законом розведення Оствальда.

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №2

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені іонно-молекулярні рівняння гідролізу солей (по ступеням та сумарне) – варіанти наведені у таблиці 1.10.
2. Написати вираження константи гідролізу для кожного ступеню та для сумарного рівняння. Зробіть висновок про характер гідролізу.
3. Вказати реакцію середовища (рН) та індикатор, який найбільше підійде для визначення середовища розчинів солі, вказати колір індикатора.

Табл.1.10.– Варіанти індивідуального завдання до лабораторної роботи №2.

№ варіанта	Формули солей
1	$\text{SnCl}_2, \text{Na}_2\text{S}$
2	$\text{AlCl}_3, \text{CH}_3\text{COOK}$
3	$\text{Li}_2\text{CO}_3, \text{MgSO}_4$
4	$\text{RbCl}, \text{CuSO}_4$
5	$\text{NiSO}_4, \text{K}_3\text{PO}_4$
6	$\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{TiCl}_3$
7	$\text{K}_2\text{SnO}_3, \text{FeCl}_3$
8	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2, \text{NiCl}_2$
9	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2, \text{CrCl}_3$
10	$\text{CoCl}_2, \text{K}_2\text{S}$
11	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3, \text{KCl}$
12	$\text{FeSO}_4, \text{Na}_2\text{SO}_3$
13	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2, \text{NH}_4\text{NO}_3$
14	$\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{NiCl}_3$
15	$\text{ZnCl}_2, \text{CaS}$
16	$\text{NaNO}_3, \text{FeCl}_2$
17	$\text{NH}_4\text{Br}, \text{CuCl}_2$
18	$\text{CaCl}_2, \text{NaNO}_2$
19	$\text{Na}_3\text{PO}_4, \text{CrCl}_2$
20	$\text{MgSO}_4, \text{Na}_2\text{S}$
21	$\text{NaNO}_2, \text{KCNS}$
22	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2, \text{CaCO}_3$
23	$\text{NaCN}, \text{NH}_4\text{NO}_2$
24	$\text{K}_2\text{CO}_3, \text{Cr}(\text{NO}_3)_2$
25	$\text{NH}_4\text{Cl}, \text{NaF}$
26	$\text{Na}_2\text{HPO}_4, \text{ZnBr}_2$
27	$\text{CuCl}_2, \text{CH}_3\text{COOK}$
28	$\text{CH}_3\text{COONH}_4, \text{CoCl}_2$
29	MnSO_4, KI
30	$\text{Sn}(\text{NO}_3)_2, \text{Na}_2\text{SO}_4$

Розділ 2. Колоїдні розчини.

Лабораторна робота №3

Тема: «Отримання гідрозолю. Визначення порогу коагуляції»

Теоретична частина

Гетерогенну систему, утворену з часточок подрібненої речовини і середовища, в якому вони містяться, називають дисперсною системою. Дисперсні системи вивчає колоїдна хімія. До них відносять золі та гелі, суспензії та емульсії, пасти, фарби, порошки, полікристалічні та пористі тіла, плівки, піни, аерозолі; а також природні дисперсні системи (нафта, вугілля, торф, ґрунти, гірські породи, хмари, тумани, клітини живих організмів, тощо).

Часточки подрібненої (диспергованої) речовини в таких системах називають дисперсною фазою, а середовище, в якому вони містяться – дисперсійним середовищем.

Для об'єктів колоїдної хімії характерні дві спільні ознаки: гетерогенність та дисперсність, які були виділені одним з основоположників вітчизняної колоїдної хімії Н.П. Пісковим ще на початку тридцятих років минулого сторіччя, що повністю відповідає сучасному уявленню про об'єкти колоїдної хімії.

Гетерогенність (неоднорідність або багатофазність) вказує на наявність у дисперсних систем поверхні розділу фаз, поверхневого шару. Колоїдна хімія вивчає, в першу чергу, процеси та явища, що відбуваються на межі поділу фаз.

Дисперсність (подрібненість) – друга ознака об'єктів колоїдної хімії. Вона визначається розмірами частинок дисперсної фази. З ростом дисперсності, тобто зі зменшенням розміру частинок, збільшується роль поверхневих явищ у гетеродисперсній системі.

Однак, якщо гетерогенність є універсальною ознакою, тому що будь-яка багатофазна система в принципі може бути об'єктом колоїдної хімії (наприклад, її поверхня розділу фаз), то одна тільки дисперсність без гетерогенності не може визначати приналежність конкретного об'єкта до колоїдної хімії. Наприклад, істинні розчини представляють дисперсію розчиненої речовини в розчиннику, але вони не є колоїдною системою.

Дисперсії речовин можуть мати всіляку форму: сферичну, циліндричну, прямокутну, а найчастіше - неправильну.

Залежно від розмірів часточок дисперсної фази дисперсні системи класифікують: 1) істинні розчини; 2) колоїдні розчини; 3) грубодисперсні системи.

Мірою подрібненості речовини прийнятий ступінь дисперсності (\bar{d}) – величина, обернена до розміру частинки (a):

$$\bar{d} = \frac{1}{a}, \text{ м}^{-1}$$

Наприклад, для частинок розміром 1 нм, тобто для $a = 1 \text{ нм}$,

$$\bar{d} = 1 : 10^{-9} = 10^9 \text{ м}^{-1}.$$

Грубо-дисперсними системами називаються такі системи, де розмір часточок дисперсної фази $a > 1 \cdot 10^{-7} \text{ м}$. До них відносяться суспензії, емульсії, пил, порошки, частинки яких не проходять крізь паперовий фільтр. Їх можна побачити під мікроскопом, вони осідають в рідкому чи газоподібному середовищі.

В молекулярно-дисперсних системах або істинних розчинах розмір часточок дисперсної фази $a < 1 \cdot 10^{-9} \text{ м}$. Істинні розчини абсолютно прозорі, повністю зберігаються при тривалому стоянні. В істинних розчинах молекули або іони розчиненої речовини рівномірно розподілені серед молекул розчинника. Розчинена речовина і розчинник утворюють єдину однорідну фазу, в якій немає поверхні поділу між дисперсною фазою та дисперсійним середовищем. Однією з характерних особливостей істинних розчинів є те, що механічним способом неможливо розділити розчинник і розчинену в ньому речовину.

Колоїднодисперсні системи або колоїдні розчини мають розмір часточок дисперсної фази:

$$1 \cdot 10^{-9} \text{ м} < a < 1 \cdot 10^{-7} \text{ м}, \quad \text{або - від 1 до 100 нм.}$$

Такі системи називають золями.

Колоїдно-дисперсні системи не мають ознак грубо-дисперсних та молекулярно-дисперсних систем і характеризуються проміжними властивостями. Так, колоїдні частинки не проникають крізь напівпроникні плівки, але вільно фільтруються крізь паперовий фільтр. Вони опалесцирують, але можуть здаватися прозорими при розгляді в мінливому світлі, при боковому ж освітленні мутність легко установлюється. Колоїдні частинки не видні під звичайним мікроскопом, але їх можна виявити при боковому освітленні в ультрамікроскопі.

Колоїдні часточки перебувають у безперервному колоїдному русі, що забезпечує рівномірність їх розподілу в об'ємі колоїдного розчину.

Розміром частинок визначається ще одна дуже важлива характеристика дисперсної системи – питома поверхня розділу фаз S_{num} , тобто, сумарна поверхня 1 м^3 дисперсної фази:

$$S_{\text{num}} = \frac{S}{V} = \frac{s}{v}, \text{ м}^{-1},$$

де: S і V – сумарні площа поверхні та об'єм дисперсної фази;

s і v – поверхня та об'єм однієї часточки.

Однакова розмірність питомої поверхні розділу фаз та ступеня дисперсності вказує на тісний зв'язок між цими величинами.

Залежно від агрегатного стану речовини дисперсійного середовища розрізняють ліозолі (ліос- рідина з грецької), гідрозолі (дисперсійне середовище – вода), аерозолі (дисперсійне середовище – повітря або інша газоподібна речовина), органозолі (дисперсійне середовище – органічна рідина). В.Оствальд запропонував поділити колоїдні системи на три основних типи з підрозділом кожного типу на класи за трьома агрегатними станами дисперсної фази. Для цього він позначив фази: **Т** – тверда, **Р** – рідка та **Г** – газоподібна, а дисперсні системи – як дріб, де чисельник – дисперсна фаза, а знаменник – дисперсійне середовище.

Тип за дисперсійним середовищем	Клас за дисперсною фазою		Найменування системи
	дисперсна фаза	символ	
Аерозолі (Г)	Рідка	Р / Г	Туман Дим
	Тверда	Т / Г	
Ліозолі (Р)	Газова	Г / Р	Піна
	Рідка	P_1 / P_2	Емульсія
	Тверда	Т / Р	Суспензія
Тверді золі (Т)	Газова	Г / Т	Ксерогелі
	Рідка	Р / Т	Капілярні системи
	Тверда	Т / Т	Сплави

Класифікація дисперсних систем за взаємодією фаз застосовна тільки до дисперсних систем з рідким дисперсійним середовищем. Розрізняють колоїдні розчини (мікрогетерогеннодисперсні системи) зі слабкою взаємодією між часточками дисперсної фази та дисперсійним середовищем на межі розділу фаз — ліофобні; із сильною взаємодією — ліофільні. Якщо середовищем є вода, ліофільні системи називають гідрофільними, а ліофобні – гідрофобними. До ліофобних колоїдних систем відносять водні золі (гідрозолі) металів, сульфідів металів, AgI; до ліофільних – золі білкових речовин, клеї, крохмаль, каучук, золі гідроксидів металів, кремнієвої кислоти та інші.

Гідрофільні золі можуть бути отримані в набагато більш високих концентраціях, ніж гідрофобні, вони більш стійки до дії електролітів, а осади, які отримують після їхнього руйнування (коагуляції) - дуже пухкі, об'ємні.

Класифікація за взаємодією між частинками дисперсної фази. Дисперсні системи при досить високому вмісті дисперсної фази утворюють усередині дисперсійного середовища просторову структурну

сітку, а деякі інші, наприклад деревне вугілля, являють собою високо пористі тіла. В обох випадках дисперсійне середовище та дисперсна фаза безперервні, тому такі системи названі зв'язнодисперсними на відміну від звичайних золів, які із цих позицій віднесені до вільнодисперсних. До них належать піни та гранично концентровані емульсії. До зв'язнодисперсних систем відносять всі тканини організмів, оскільки вміст кліток у них розділено клітинними мембранами; розподіл на середовище та фазу тут умовний і завжди обумовлюється окремо.

Сукупність класифікацій дозволяє досить повно охарактеризувати дисперсну систему; жодна окремо взята класифікація не дає такої можливості. Проте, найчастіше використовують окремі класифікації, коли для конкретної мети є визначальною яка-небудь одна властивість дисперсної системи.

Методи утворення колоїдних систем (золів).

Колоїдні системи займають проміжне положення між істинними розчинами та грубо-дисперсними системами, що обумовлює можливість їхнього одержання диспергуванням великих частинок або конденсацією молекул. Відповідно методи одержання колоїдних систем поділяють на диспергаційні та конденсаційні.

При диспергуванні затрачається робота на утворення нової поверхні, що супроводжується збільшенням вільної поверхневої енергії системи. Залежно від виду енергії, яка затрачається, ці методи підрозділяються на механічні, електричні та акустичні.

Процеси механічного диспергування дуже поширені в природі. Під впливом прибою й хвиль стирається величезна кількість мінералів прибережної смуги. Механічному роздрібнюванню гірських порід при вивітрюванні сприяють дія вологи, різкі зміни температури, життєдіяльність організмів. Все це привело до утворення осадових порід – лесів, глин, кварцових дисперсій, що послужили основою культурного шару ґрунту.

Електричні методи диспергування засновані на тому, що матеріал електродів, занурених у рідке середовище, випаровують при іскровому розряді або під дією вольтової дуги. При конденсації пари речовини біля електродів утворюється колоїдна система. Для одержання стабільних золів благородних металів у воду вводять добавки полімерів або ПАР (поверхнево-активні речовини), які виступають як стабілізатори.

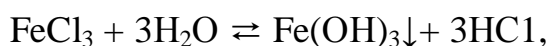
Акустичні методи засновані на використанні направленого ультразвукового поля. Диспергування відбувається в результаті кавітаційного руйнування, що ефективно для не дуже міцних частинок. Цим способом вдається диспергувати азбест до первинних, дуже тонких волокон діаметром $2 \cdot 10^{-10}$ м. Метод широко застосовується при одержанні емульсій високого ступеня дисперсності.

Конденсаційні методи засновані на одержанні пересичених розчинів речовини дисперсної фази в дисперсійному середовищі з наступним виділенням його у вигляді частинок колоїдних розмірів. Ці методи включають стадії утворення зародків у пересиченому розчині та їхній ріст до кристалів колоїдного розміру. Залежно від шляху досягнення стану пересичення конденсаційні методи підрозділяються на фізичні та хімічні.

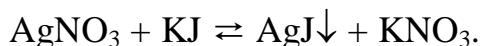
Фізична конденсація здійснюється при фазовому переході розчиненої речовини в нерозчинний стан при зміні зовнішніх умов. При конденсації пари в газоподібному середовищі утвориться туман; при спільній конденсації пари речовин, що становлять дисперсну фазу та дисперсійне середовище, або при пропущенні пари через іншу рідину одержують лізолі. За методом заміни розчинника істинний розчин речовини, призначений для утворення дисперсної фази, змішують з речовиною, в якій дисперсна фаза нерозчинна (нерозчинником). Суміш розчинника з нерозчинником (чисті речовини повинні змішуватися необмежено) стає дисперсійним середовищем для нерозчинної в ній речовини дисперсної фази. У таких умовах одержують пересичений розчин, з якого утворюються агрегати молекул – колоїдні частинки.

Методи хімічної конденсації засновані на проведенні хімічних реакцій у середовищі розчинника, при яких утворюються нерозчинні речовини (дисперсна фаза).

Для забезпечення стійкості колоїдної системи необхідна наявність стабілізаторів (продуктів реакції, електролітів, ПАР – поверхнево-активних речовин, ВМС – високомолекулярних сполук). Практично всі типи хімічних реакцій можуть бути використані для одержання колоїдних систем, наприклад, реакція гідролізу при вливанні розчину солі в киплячу воду:



або реакція подвійного обміну між розчинними солями:



Дисперсні системи з рідкими дисперсійними середовищами можуть коагулювати або утворювати гелі. Як правило, процеси коагуляції та утворення гелів оборотні. Зворотній процес переходу гелю в золь називається пептизацією. Наприклад: осад, який отримали дією електроліту на золь, знову переводять у стан золь шляхом видалення надлишку електроліту промиванням чистим дисперсійним середовищем або при додаванні малих кількостей речовини-стабілізатора. Зовні це нагадує процес розчинення денатурованих білків під дією пепсину (звідси – термін «пептизація»). Пептизація іноді приводить до небажаних та навіть катастрофічних наслідків. Так, русла каналів, які проклали по засолених ґрунтах, незабаром після заповнення водою здуваються, і на місці каналів

утворюються опуклості, що повторюють їхній рельєф. Це результат пептизації та різкого підвищення здатності глин набухати у воді.

Електрокінетичні явища в колоїдних системах.

Однією з найважливіших властивостей колоїдних розчинів є те, що їхні часточки несуть електричні заряди. У будь-якому стійкому колоїдному розчині заряди часточок мають однаковий знак. Завдяки цьому часточки не злипаються і не осаджуються. Виникнення заряду на частинці можна пояснити адсорбцією поверхнею часточки іонів з розчину. Знак заряду та його величина залежать від способу одержання колоїдного розчину, концентрації іонів, температури, природи розчинника та інших факторів.

При додаванні до надлишку розчину AgNO_3 повільно по краплях недостатньої кількості розчину NaCl утворюються ультрамікрокристали – ядра – AgCl , які (при надлишку AgNO_3) припиняють свій ріст не досягши розмірів, достатніх для осадження. Це пов'язане з тим, що на поверхні таких малих ядер адсорбуються ті іони, що:

- 1) входять до складу ядра;
- 2) є в розчині у надлишку.

У цьому випадку на поверхні ультрамікрокристалів ядра адсорбуються іони срібла (Ag^+). Ядра AgCl з адсорбованими на них катіонами срібла Ag^+ утворюють агрегати, які набувають позитивного заряду. Наявність однойменних зарядів на агрегатах перешкоджає їхньому об'єднанню, росту та осадженню. Адсорбовані ядром іони Ag^+ називають потенціал визначальними іонами адсорбційного шару.

Агрегати притягають з навколишнього розчину іони протилежного заряду (ті, які є в розчині в значній кількості (у надлишку), в нашому випадку – це іони NO_3^-) – правило Панета-Фаянса. Таким чином виникає адсорбційний шар протиіонів.

Кількість протиіонів в адсорбційному шарі недостатня для нейтралізації зарядів іонів, адсорбованих ядром, тому утворений із ядра з іонами та протиіонами адсорбційний шар буде нести деякий заряд, однойменний із зарядом іонів, адсорбованих ядром. Така система, що складається із агрегату з адсорбційним шаром протиіонів, називається колоїдною часточкою або гранулою.

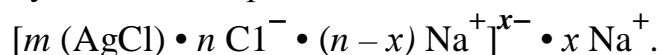
Навколо гранули розташовується дифузійний шар протиіонів, концентрація іонів у якому убиває в міру віддалення від гранули. Утворення, що складається із гранули з протиіонами дифузійного шару, називається міцелою.

Необхідно відзначити, що протиіонами можуть служити іони, які беруть участь у реакції утворення колоїдного розчину, так і просто присутні в розчині.

Будову міцели AgCl, що знаходиться в розчині AgNO₃, можна представити формулою:

$\{ m[\text{AgCl}] \cdot n \text{Ag}^+ \cdot (n - x) \text{NO}_3^- \}^{x+} \cdot x \text{NO}_3^-$			
ядро	Потенціал- визначальні іони	протиіони	
		протиіони адсорбційного шару	протиіони дифузійного шару
агрегат		адсорбційний шар Гельмгольца	дифузійний шар
гранула або колоїдна частинка			
міцела			

При додаванні до надлишку розчину NaCl невелик розчину AgNO₃ будова міцели AgCl, буде визначатися тим, що в надлишку є іони хлору та натрію, тому формула міцели отриманого золю має інший вигляд:



За формулою міцели видно, що вона нейтральна, а її гранула несе електричний заряд, знак якого залежить від умов одержання розчину. Знак заряду гранули визначається зарядом потенціал-визначальних іонів, адсорбованих ядром.

Заряд колоїдних частинок можна встановити експериментально дією постійного електричного поля, при цьому позитивно-заряджені частинки пересуваються до катода (-), а негативно-заряджені – до анода (+). Процес переміщення частинок колоїдного розчину (гранул) в електричному полі називається електрофорезом.

Якщо заряд колоїдної частинки (гранули) зменшити до деякого мінімуму, то стійкість колоїдного розчину порушиться, відбудеться злипання та з'єднання частинок у більші агрегати. Цей процес називається коагуляцією. А подальше осадження крупних агрегатів - седиментація.

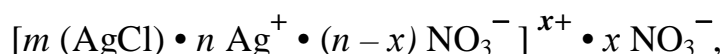
Коагуляція колоїдного розчину може відбуватися під дією таких факторів:

- додавання до нього розчину електроліту;
- додаванням іншого колоїдного розчину із частинками протилежного заряду;
- зміна температури;
- зміна концентрації дисперсної фази;

- старіння колоїдного розчину;
- дія на золь електричних та магнітних полів;
- механічна дія та ін.

Коагуляція при додаванні електроліту викликана тим, що при збільшенні концентрації аніонів і катіонів у розчині вони проникають в оболонку протиіонів адсорбційного шару та знижують (або навіть нейтралізують) заряд гранул, вірніше їх електрокінетичний потенціал (ξ – дзета потенціал).

Якщо в золь AgCl , що містить міцели, формула яких:



додати електроліт KNO_3 , то через збільшення в розчині концентрації протиіонів NO_3^- починається процес входження їх в адсорбційний шар, що викликає зменшення заряду колоїдної частинки аж до нуля. Цей стан називається ізоелектричний стан міцели:



Це послаблює стійкість колоїдного розчину, що, у свою чергу, приводить до його коагуляції та седиментації.

Коагуляція золів електролітами підкоряється певним закономірностям, які можна об'єднати в наступні загальні правила.

1. Всі електроліти при збільшенні їхньої концентрації в золі до деякого значення викликають коагуляцію колоїдних систем. Мінімальна концентрація електроліту, що викликає швидку коагуляцію золя за певний час, називається порогом коагуляції (γ).
 2. Коагулюючу дію спричиняє не весь електроліт, а тільки його іон, що має заряд, однойменний із зарядом дифузійного шару притионів міцели. Колоїдні розчини, які містять позитивно заряджені частинки, коагулюють під дією аніонів; а ті, що містять негативно заряджені частинки – під дією катіонів.
 3. Коагулююча здатність іона залежить від його заряду. Багатозарядні іони викликають коагуляцію при набагато менших концентраціях (нижчих порогах коагуляції), чим іони з меншим зарядом – правило Шульце-Гарді або правило значності. Якщо прийняти коагулюючу здатність однозарядного іона за одиницю, то коагулююча здатність двозарядного іона буде більше в кілька десятків разів, а тризарядного – у кілька сотень раз.
- Співвідношення порогів коагуляції різних іонів зворотно-пропорційно ступені валентності коагулюючого іона:

$$\gamma \sim \frac{1}{z^6}, \quad \text{моль/л.}$$

Правило Шульце-Гарді має приблизний характер, тому що коагулююча дія електроліта залежить не лише від валентності іонів, а й від хімічної природи речовин та умов проведення досліду.

4. Коагулююча здатність іонів однакової зарядності зростає зі збільшенням радіуса іона. Іони органічних сполук завжди мають вищу коагулюючу здатність, ніж іони неорганічних речовин.
5. При збільшенні концентрації електроліту в розчині зменшується електрокінетичний потенціал колоїдних частинок і коагуляція настає при його певному значенні — критичному потенціалі. Для більшості систем критичний потенціал дорівнює 0,03В .

При взаємодії колоїдних розчинів, що складаються із частинок протилежного заряду, заряди гранул нейтралізуються та відбувається взаємна коагуляція розчинів. Нагрівання зменшує адсорбцію іонів колоїдними частинками, що також приводить до коагуляції.

Процес, зворотний коагуляції, називається пептизацією. Пептизація може відбуватися при промиванні осадів водою. При цьому іони електроліту-коагулятора вимиваються, частинки осаду знову здобувають заряд і переходять у колоїдний розчин.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- отримати золь методом хімічної конденсації;
- дослідити процес коагуляції отриманого золю під впливом різних електролітів;
- експериментально дослідити виконання правила Шульце-Гарді (правила значності).

Прилади та реактиви:

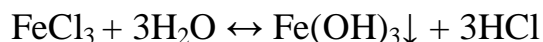
- 2%-ий розчин FeCl_3 , дистильована вода; розчини електролітів: хлорид натрію NaCl (1 моль/л), сульфат натрію Na_2SO_4 (0,01 моль/л), гексацианоферат(III) калію $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,001 моль/л);
- електрична плитка, колба на 200мл, піпетка на 10мл, гумова груша, 4 бюретки для розчинів електролітів та дистильованої води, штатив з 12 пробірками.

Хід виконання

Дослід 1. Отримання золю гідроксиду феруму(III).

За допомогою циліндра відміряти 100 мл дистильованої води та перелити її у конічну колбу на 200 мл. Дистильовану воду нагріти на електричній плитці до киплячого стану. Набрати піпеткою 10 мл 2%-го розчину FeCl_3 та повільно (по краплях) додати у киплячу воду, не

знімаючи колби з плитки. Спостерігають інтенсивне забарвлення розчину – відбувається гідроліз хлориду феруму(III):



Підвищення температури зрушує рівновагу у бік утворення гідроксиду феруму(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Проведення реакції у киплячій воді та повільне додавання значно меншої кількості розчину FeCl_3 сприяють утворенню колоїдного розчину $\text{Fe}(\text{OH})_3$, замість випадіння осаду.

Написати за ступеннями реакцію гідролізу FeCl_3 в молекулярному, повному та скороченому іонно-молекулярному виді. Враховуючи останню стадію гідролізу, записати формулу міцели золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та позначити всі її складові частини.

Дослід 2. Визначення порогу коагуляції.

У 12 пробірок піпеткою набирають по 5 мл золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$, який отримали у досліді 1. Кожні 4 пробірки призначені для додавання одного з 3-х електролітів: NaCl (1 моль/л), Na_2SO_4 (0,01 моль/л), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,001 моль/л). У пробірки із золем додають розчини електролітів та дистильовану воду за схемою:

№ пробірки:	1	2	3	4
Об'єм води, мл	4,5	4,0	3,0	1,0
Об'єм електроліту, мл	0,5	1,0	2,0	4,0

Вміст пробірок ретельно перемішують струшуванням і залишають приблизно на 30 хв. Потім візуально спостерігають, в яких пробірках пройшла коагуляція золю. При візуальному методі дослідження поріг коагуляції визначають по помутнінню золю за даний проміжок часу.

Результати спостереження зводять у таблицю 2.1, де відзначають наявність коагуляції знаком (+), а відсутність коагуляції знаком (-).

Поріг коагуляції (γ) розраховують для всіх 3-х електролітів за правилом значності Шульце-Гарді та роблять висновок про те, який з коагулюючих іонів 3-х електролітів має найменший поріг коагуляції.

Таблиця 2.1 – Результати візуального дослідження коагуляції золю.

Формула електроліту:	№ пробірки:			
	1	2	3	4
NaCl				
Na_2SO_4				
$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$				

Розрахунок порогу коагуляції (γ), із врахуванням умов проведення експерименту проводять за рівнянням

$$\gamma = \frac{C_{\text{ел}} \cdot V_{\text{ел}}}{V_3}, \text{ моль/л;}$$

де: $C_{\text{ел}}$ – концентрація електроліту, моль/л;

$V_{\text{ел}}$ – пороговий об'єм електроліту (перша з пробірок, позначена знаком +), додавання якого до певного об'єму золя (V_3) викликає помутніння розчину, мл;

$V_3 = 5\text{мл}$ – об'єм золя у кожній з пробірок.

Обчисливши відношення порогів коагуляції трьох електролітів, визначить коагулюючу здатність кожного іону в порівнянні з іншими.

Порівняйте результати розрахунків за правилом Шульце-Гарді та за експериментальними даними, що враховують умови проведення досліду і зробіть **висновок**.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Дайте визначення колоїдної системи.
2. Назвіть ознаки колоїдного стану.
3. Що називається дисперсною фазою, дисперсійним середовищем?
4. Які особливості системи характеризують її гетерогенність та дисперсність?
5. Назвіть ознаки грубо-дисперсних і молекулярно-дисперсних систем.
6. Як зв'язати ступінь дисперсності системи та розмір часточок дисперсної фази?
7. Який розмір часточок дисперсної фази колоїдних розчинів?
8. Поясніть, як класифікують дисперсні системи за агрегатним станом дисперсної фази та дисперсійного середовища.
9. Що таке агрегативна стійкість дисперсних систем?
10. Чим відрізняються ліюфобні системи від ліюфільних?
11. Наведіть приклади природних дисперсних систем.
12. Поясніть будову міцели та вкажіть всі її складові частини.
13. Яку будову має подвійний електричний шар міцели?
14. Який процес називають електрофорезом?
15. Які частини міцели рухаються до електродів при електрофорезі?
16. Яка основна причина агрегативної стійкості гідрофобних золів?
17. Що таке коагуляція та які фактори її викликають?
18. Який іон електроліту має коагулюючу дію та як коагулююча здатність пов'язана із зарядом іонів?
19. Що таке поріг коагуляції і від яких факторів залежить його величина? Чому правило Шульце-Гарді називають правилом значності?
20. Який стан золю називається ізоелектричним?

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №3

1. Напишіть у молекулярному, повному та скороченому іонно-молекулярному видах рівняння реакції обміну між розчином речовини (А) та розчином речовини (Б) – варіанти завдань надані у таблиці 2.2.
2. Складіть формулу міцели отриманого золю, якщо до надлишку розчину речовини (А) повільно по краплях додали недостатню кількість розчину речовини (Б). Укажіть всі складові частини міцели та їх заряди: ядро, агрегат, гранула, адсорбційний шар потенціал-визначальних іонів та протиіонів, дифузійний шар протиіонів, шар Гельмгольца.
3. Серед іонів: Na^+ , Fe^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} виберіть ті, що викликають коагуляцію утвореного золю. За правилом Шульце-Гарді розрахуйте, який серед коагулюючих іонів має найменший поріг коагуляції.
4. Складіть формулу міцели золю, якщо до надлишку розчину речовини (Б) повільно по краплях додали недостатню кількість розчину речовини (А). Укажіть всі складові частини міцели та їх заряди.
5. Серед іонів: Na^+ , Fe^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} виберіть ті, що викликають коагуляцію золю, утвореного в п.4. За правилом Шульце-Гарді розрахуйте, який серед коагулюючих іонів має найменший поріг коагуляції.

Таблиця 2.2.–Варіанти індивідуальних завдань до лабораторної роботи №3.

№ варіанту	Речовина А	Речовина Б	№ варіанту	Речовина А	Речовина Б
1	CuSO_4	NaOH	16	K_2SO_3	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
2	Na_2SO_4	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	17	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	FeCl_3
3	Na_2CO_3	MgCl_2	18	SnCl_2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
4	AgNO_3	Na_2CO_3	19	ZnSO_4	PbCl_2
5	Li_2CO_3	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	20	NH_4OH	MgCl_2
6	MnI_2	K_2CO_3	21	Na_3PO_4	CuSO_4
7	K_3PO_4	AlCl_3	22	CaCl_2	K_2CO_3
8	NiBr_2	K_2S	23	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	K_3PO_4
9	K_2SiO_3	ZnI_2	24	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Na_3PO_4
10	ZnCl_2	KOH	25	Na_2S	FeSO_4
11	CoCl_2	Na_3PO_4	26	CrCl_3	K_2S
12	HCl	K_2SiO_3	27	Li_3PO_4	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
13	Na_3PO_4	HgCl_2	28	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Li_2CO_3
14	Na_2S	NiCl_2	29	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Zn}$	Na_2S
15	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Na_2SO_4	30	KI	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$

Розділ 3. Основи електрохімії.

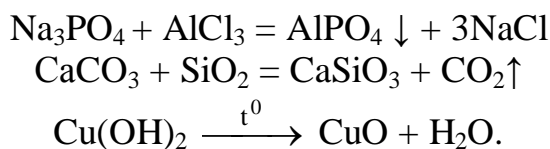
Лабораторна робота №4

Тема: «Окисно-відновні реакції»

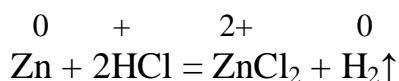
Теоретична частина

За зміною ступеня окиснення елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції, хімічні реакції можна поділити на 2 групи.

До першої групи належать реакції, що відбуваються без зміни ступенів окиснення елементів. Це реакції подвійного обміну, витиснення, комплексоутворення, деякі реакції розкладу, ізомеризації, полімеризації й т. ін. Наприклад:



До другої групи належать реакції, що відбуваються зі зміною ступеня окиснення елементів реагуючих речовин та продуктів реакції. Такі реакції називаються окисно-відновними. Наприклад:



У процесі цієї реакції ступінь окиснення цинку збільшується від 0 до +2, а гідрогену – зменшується від +1 до 0.

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій необхідно визначити кількість електронів (e^-), які віддає одна речовина та приєднує інша. Прийнято вважати, що речовина (молекула, атом або іон), яка умовно приєднує електрони називається окисник; а сам процес приєднання електронів називається відновленням, тобто окисник – відновлюється. Речовина (молекула, атом або іон), що умовно віддає електрони називається відновником, а сам процес віддачі електронів – окиснення, тобто відновник – окиснюється. У рівняннях ОВР ці обидва процеси відбуваються одночасно: одні часточки окиснюються, інші – відновлюються.

В процесі приєднання електронів (відновлення) у окисника ступінь окиснення знижується. У відновника в процесі окиснення – збільшується.

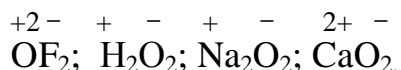
У ковалентних полярних сполуках в реакціях ОВР не відбувається повна віддача електронів відновником, а спостерігається відтягування електронів до атома більш електронегативного елемента від елемента

менш електронегативного. Тому поняття віддачі та приєднання електронів є умовним.

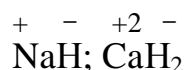
Для характеристики процесів переносу електронів введено поняття ступеню окислення. Ступень окислення характеризується кількістю електронів (e^-), умовно відданих (+) або прийнятих (-) атомом елемента.

Для визначення ступенів окислення елементів у хімічних сполуках слід використовувати наступні правила:

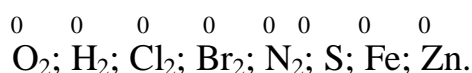
- Деякі елементи у хімічних сполуках мають постійні ступені окислення.
 - Оксиген (O^{2-}), як елемент з великою електронегативністю, у більшості сполук має ступень окислення = -2. Але є декілька виключень з цього правила - у сполуці фторид оксигену (O^{+2}) та в пероксидах гідрогену і металів (O^-):



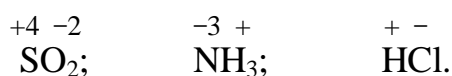
- Гідроген (H^+) у хімічних сполуках майже завжди має ступень окислення = +1. Але й з цього правила є виключення – у гідридах металів ступень окиснення гідрогену = -1, наприклад:



- Флуор (F^-) у хімічних сполуках має ступень окислення = -1.
 - Лужні метали (метали 1-ї групи головної підгрупи) у хімічних сполуках мають ступень окислення = +1.
 - Лужно-земельні метали (метали 2-ї групи головної підгрупи) у хімічних сполуках мають ступень окислення = +2.
 - Ще деякі метали у хімічних сполуках мають постійну ступень окислення: Zn^{+2} ; Cd^{+2} ; Al^{+3} .
- Для молекул простих речовин, які складаються з атомів елементів одного виду, ступень окислення = 0. Наприклад:



- Ступень окислення елементів у бінарних іонних сполуках розраховується за знаком та величиною його електричного заряду. Наприклад, у сполуці йодід калію KI ступень окиснення калію = +1, а йоду – відповідно = -1.
- У бінарних сполуках, що складаються з елементів, для яких характерний ковалентний полярний зв'язок, ступень окислення приймає негативне значення для більш електронегативного елемента та позитивне значення для менш електронегативного елемента. Наприклад:



Сума зарядів у молекулі повинна бути = 0.

5. У складних сполуках, наприклад AlPO_4 , розрахунок перемінного ступеня окислення елементу (Р) ведеться таким чином: для Al ступень окиснення постійний = +3, кисень теж має постійний ступень окиснення = -2; далі можемо скласти рівняння, виходячи зі ствердження, що сума зарядів у молекулі повинна бути =0.

$$\begin{array}{c} +3 \times -2 \\ \text{AlPO}_4 \\ +3+x+(-2) \cdot 4=0; \quad x=+8-3=+5. \end{array}$$

Тобто у сполуці AlPO_4 ступень окислення фосфору = +5.

6. У більшості органічних сполук хімічні зв'язки мають слабо виражений полярний характер. Приєднання до атомів карбону (вони складають скелет органічних сполук) атомів флуору, кисню, хлору, нітрогену приводить до збільшення полярності зв'язку між ними. Ступень окислення елементів у таких сполуках розраховують таким же чином, як і для ковалентних полярних сполук.

Окисно-відновні реакції мають величезне значення, особливо для підтримання життєдіяльності біологічних систем. Процеси фотосинтезу, дихання, травлення – все це ланцюги ОВР.

Найпоширеніші 2 метода складання рівнянь ОВР:

- метод електронного балансу, заснований на визначенні загальної кількості електронів, які переміщуються від відновника до окисника;
- та метод електронно-йонного балансу, який передбачає окреме складання йонних рівнянь для процесів окислення та відновлення з подальшим підсумовуванням їх у загальне іонне рівняння.

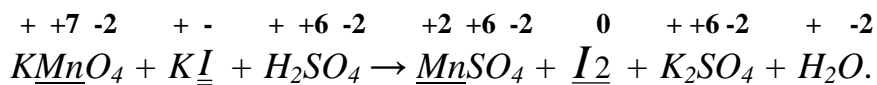
Метою даної лабораторної роботи є вивчення методу електронно-йонного балансу.

Складання рівнянь ОВР методом електронно-йонного балансу ведеться за основними правилами:

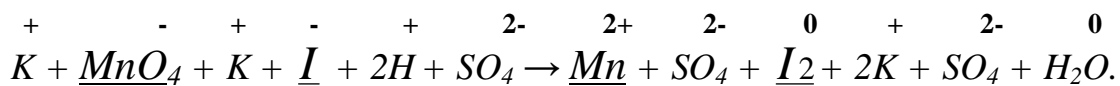
1. Скласти схему рівняння реакції і визначити вихідні речовини та продукти реакції:



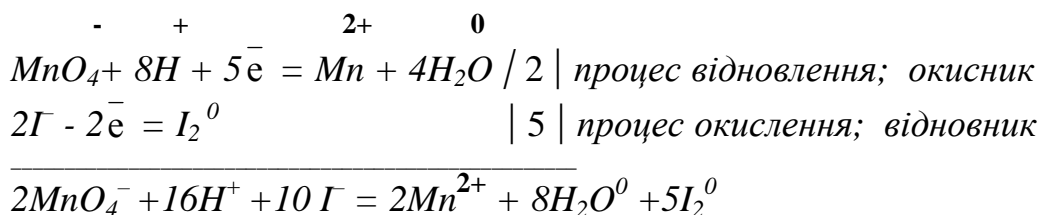
2. Визначити ступені окислення всіх елементів, що входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції; виділити однією рисою перший елемент, що змінив ступень окислення та двома рисками інший елемент, який змінив ступень окислення:



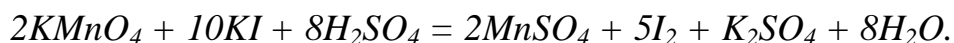
3. Скласти йонно-молекулярне рівняння ОВР та позначити однією та двома рисками іони, до складу яких входять елементи, зі ступенями окислення, які змінюються:



4. Скласти йонно-електронні рівняння напівреакцій окислення та відновлення, вказавши речовину-відновник та речовину-окисник; підібрати коефіцієнти для обох реакцій; зрівняти кількості відданих та приєднаних електронів (e^-), знайшовши спільний множник для цих двох напівреакцій; додати рівняння процесів окислення і відновлення з урахуванням коефіцієнтів:



5. Отримані коефіцієнти проставити у молекулярне рівняння ОВР та провести перевірку коефіцієнтів таким чином, щоб зрівнялись кількості всіх елементів, які входять до складу вихідних речовин та продуктів реакції:



На процес окислення-відновлення значною мірою впливають концентрації окисника та відновника. Із збільшенням концентрації окисника або зменшенням концентрації відновника окислювальна здатність окисника зростає.

Можливість і характер перебігу окисно-відновного процесу залежить й від реакції середовища розчину. Дослідити цю залежність можна, виконавши дослід №5 експериментальної частини лабораторної роботи.

У стехіометричних розрахунках окисно-відновних реакцій користуються молярними масами еквівалентів окисника та відновника.

Молярна маса еквівалента окисника або відновника ($M_{екв}$) дорівнює відношенню їх молярної маси (M) до кількості електронів ($n e^-$), приєднаних окисником або відданих відновником:

$$M_{екв} = \frac{M}{ne}.$$

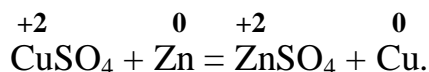
Наприклад, у вище розглянутій реакції молярна маса еквіваленту окисника перманганату калію: $M_{екв}(KMnO_4) = \frac{M(KMnO_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г-екв/моль.}$

А молярна маса еквіваленту відновника йодиду калію:

$$M_{екв}(KI) = \frac{M(KI)}{2} = \frac{166}{2} = 83 \text{ г-екв/моль.}$$

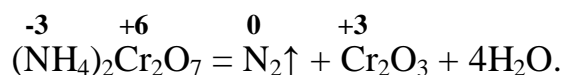
Розрізняють 3 типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні та реакції самоокислення-самовідновлення (диспропорціювання).

Міжмолекулярні реакції відбуваються зі зміною ступеня окислення атомів у різних молекулах, вони становлять найбільшу групу окисно-відновних реакцій, наприклад:

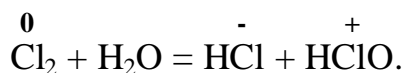


Під час перебігу міжмолекулярних реакцій обмін електронами відбувається між атомами, що входять до складу різних молекул.

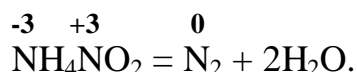
Під час перебігу внутрішньомолекулярних окисно-відновних реакцій відбувається зміна ступеня окислення атомів різних елементів, що входять до складу однієї й тієї ж самої молекули. До цих реакцій належать реакції термічного окисно-відновного розкладання, наприклад:



Реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання) відбуваються з одночасним збільшенням і зменшенням ступеня окиснення атомів одного й того ж самого елемента. Такі реакції можуть відбуватися лише між такими сполуками, в молекулах яких є атоми з проміжним ступенем окиснення, тобто такі сполуки можуть бути як окисником, так і відновником, наприклад:



Також існують такі складні речовини, що за певних умов зазнають внутрішньо молекулярного окиснення-відновлення, у цьому разі одна складова частина речовини є окисником, а інша – відновником. Під час перебігу таких реакцій відбувається вирівнювання ступеня окиснення атомів одного й того ж самого елемента, тобто ці процеси називаються контрдиспропорціюванням. Такі процеси відбуваються значно рідше, ніж реакції диспропорціювання. Наприклад:



Окисно-відновні реакції мають величезне значення, особливо для підтримання життєдіяльності гідробіологічних систем. Процеси фотосинтезу, дихання, травлення – все це ланцюги ОВР.

Визначення можливості самовільного перебігу окисно-відновних реакцій.

В окисно-відновних реакціях система з більш високим значенням електродного потенціала виступає в якості окисника, а з нижчим – в якості відновника. Самовільний перебіг окисно-відновної реакції (як й перебіг кожного самовільного процесу) супроводжується зменшенням енергії Гіббса (ΔG), тобто ізобарно-ізотермічного потенціала системи. Це означає, що при безпосередній взаємодії реагуючих речовин реакція також буде перебігати у напрямку зменшення ΔG . Таким чином, якщо зіставити електродні потенціали відповідних (реагуючих) систем, можна визначити заздалегідь напрям перебігу окисно-відновного процесу. Стандартна електрорушійна сила (E^0) окисно-відновного процесу зв'язана зі стандартною енергією Гіббса (ΔG) співвідношенням:

$$n \cdot F \cdot E^0 = - \Delta G,$$

де: n – кількість електронів, що приймають участь в окисно-відновному процесі;

F – стала Фарадея, $F = 96500 \text{ Кл/моль}$ (кількість електрики, необхідної для електрохімічного перетворення одного еквівалента речовини);

E^0 – стандартна електрорушійна сила окисно-відновного процесу (В).

Стандартну електрорушійну силу (E^0) окисно-відновного процесу розраховують за рівнянням:

$$E^0 = \varphi^0(\text{ок.}) - \varphi^0(\text{відн.}),$$

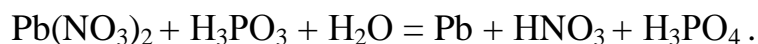
де: $\varphi^0(\text{ок.})$ – стандартний електродний потенціал окисника (В);

$\varphi^0(\text{відн.})$ – стандартний електродний потенціал відновника (В).

Значення стандартних електродних потенціалів окислених та відновлених форм деяких систем у водних розчинах (при 25°C) наведені у таблиці додатку 1.

Самовільний перебіг кожного (в тому числі окисно-відновного процесу) супроводжується зменшенням енергії Гіббса. Тобто, якщо зміна енергії Гіббса має від'ємне значення ($\Delta G < 0$), то окисно-відновна реакція перебігає в напрямку самовільного утворення продуктів реакції (пряма реакція). Якщо $\Delta G > 0$, то перебіг реакції відбувається у зворотньому напрямку, тобто самовільне утворення продуктів реакції (пряма реакція) неможливе. Якщо $\Delta G = 0$, то система знаходиться у стані рівноваги.

Наприклад, визначимо, чи можливе самовільне утворення свинцю із водного розчину його солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ за стандартних умов, якщо схема окисно-відновної системи:

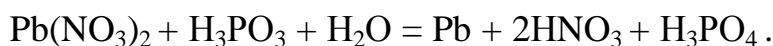
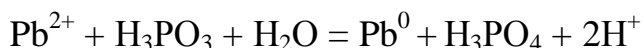
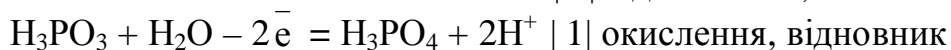
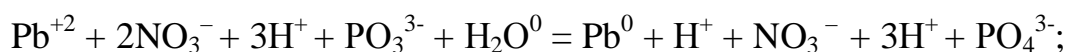
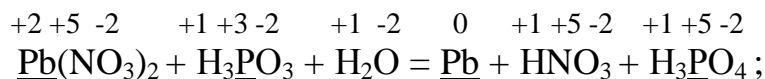


Доведемо це, користаючись значенням стандартних окисно-відновних потенціалів:

$$\varphi^0(\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}^0) = -0,13 \text{ В};$$

$$\varphi^0(\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}) = -0,28 \text{ В}.$$

Розв'язання: Використовуючи правила, які наведені вище, запишемо рівняння ОВР зі стехіометричними коефіцієнтами та напівреакціями окислення та відновлення, що дасть нам змогу виявити окисник та відновник:



Розрахуємо електрорушійну силу окисно-відновного процесу:

$$E^0 = \varphi^0(\text{ок.}) - \varphi^0(\text{відн.}); \quad E^0 = -0,13 - (-0,28) = -0,13 + 0,28 = 0,15 \text{ В};$$

Розрахуємо зміну енергії Гіббса:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E^0; \quad \Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,15 = -28950 \text{ кДж/моль};$$

$\Delta G < 0 \Rightarrow$ самовільний перебіг окисно-відновного процесу можливий.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи:

- оволодіти методом розрахунку ступенів окислення елементів у складних сполуках;
- оволодіти методом визначення окисника та відновника; процесів окислення та відновлення;
- оволодіти методом електронно-йонного балансу для складання рівнянь ОВР.

Прилади та реактиви:

- розчини: соляної кислоти HCl (2 н), сірчаної кислоти H₂SO₄ (2 н), гідроксиду калію KOH, хлориду феруму (III) FeCl₃, йодиду калію KI, перманганату калію KMnO₄, роданіду амонію NH₄SCN або калію KSCN, біхромату калію K₂Cr₂O₇;

- дистильована вода; розчин крохмалю; гранули Al;
- кристалічні солі: залізний купорос FeSO_4 , сульфід натрію Na_2SO_3 ;
- штатив з пробірками, мікрошпателі.

Хід виконання

Дослід 1. Окислення металу іонами гідрогену (H^+).

У пробірку наберіть 2-3 мл розчину соляної кислоти HCl (2 н) та опустить в неї гранулу алюмінію. Спостерігайте реакцію окиснення алюмінію. Який газ виділяється?

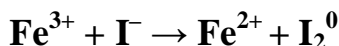
Напишіть рівняння ОВР, визначте речовини окисник та відновник, підберіть коефіцієнти методом електронно-йонного балансу. Розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

У **висновку** надайте порівняльну характеристику окисно-відновних властивостей атомів та іонів алюмінію та гідрогену.

Дослід 2. Окислення йодід- іонів іонами феруму (III).

У пробірку внесіть 2-3мл розчину солі феруму (III) та додайте 1-2 краплі розчину солі KI – спостерігайте зміну забарвлення розчину. Вміст пробірки розбавте дистильованою водою до слабо-жовтого кольору та додайте 1-2 краплі розчину крохмалю. Появлення синього кольору свідчить про наявність у розчині вільного йоду.

Реакція виражається схемою:



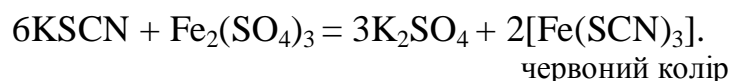
Складіть електронно-іонні рівняння процесів окислення та відновлення. Виявіть речовини окисник та відновник. Складіть рівняння ОВР та підберіть коефіцієнти методом електронно-йонного балансу. Розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості атомів та іонів йоду та катіонів феруму (II) і (III).

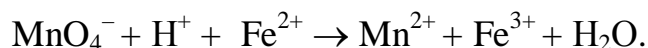
Дослід 3. Окислення катіонів феруму(II) перманганат – іонами.

У пробірку внесіть приблизно 2 мл розчину солі перманганату калію KMnO_4 та додайте приблизно стільки ж розчину сірчаної кислоти H_2SO_4 (2 н). Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі залізного купоросу FeSO_4 та додайте у пробірку. Спостерігайте повне обезбарвлення розчину – це свідчить про відновлення іонів MnO_4^- у катіони Mn^{2+} .

В обезбарвлений розчин додайте декілька крапель розчину роданіду амонію NH_4SCN або калію KSCN та за зміною кольору розчину переконайтесь, що катіони феруму(II) Fe^{2+} окиснюються в катіони феруму(III) Fe^{3+} :



Окисно-відновна реакція взаємодії катіонів феруму(II) з перманганат-іонами виражається схемою:



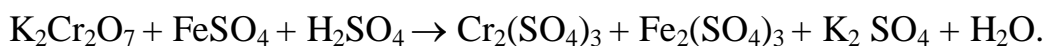
За схемою:

- складіть електронно-іонні рівняння окислення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості перманганат-іонів MnO_4^- та катіонів феруму (II) і (III).

Дослід 4. Окисні властивості біхромату калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

У пробірку внесіть 2-3 мл розчину солі біхромат калію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (зверніть увагу на колір розчину), додайте приблизно таку ж кількість розчину сірчаної кислоти H_2SO_4 (2 н). Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі залізного купоросу FeSO_4 та додайте у пробірку. Спостерігайте зміну забарвлення розчину. Схема окисно-відновної реакції:



За методом електронно-іонного балансу:

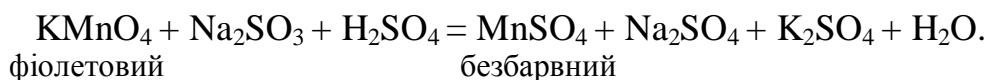
- складіть електронно-іонні рівняння окислення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості аніонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ та катіонів Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} .

Дослід 5. Окисні властивості перманганат-іонів у різних середовищах.

А) Кисле середовище: $\text{pH} < 7$.

У пробірку наберіть 2-3 мл розчину перманганату калію KMnO_4 та додайте декілька крапель розчину сірчаної кислоти H_2SO_4 (2н). Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі сульфиту натрію Na_2SO_3 та додайте у пробірку. Спостерігайте зникнення фіолетового кольору розчину до повного обезбарвлення, що свідчить про відновлення іонів MnO_4^- у катіони Mn^{2+} . Схема реакції ОВР:



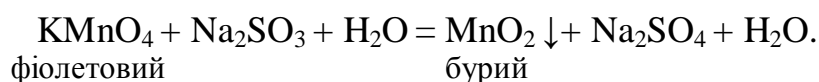
За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окислення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисні властивості перманганат-іонів MnO_4^- у кислому середовищі.

Б) Нейтральне середовище: pH=7.

У пробірку наберіть 2-3мл розчину перманганату калію KMnO_4 , розбавте дистильованою водою та додайте невелику кількість кристалічної солі сульфату натрію Na_2SO_3 на кінці мікрошпателя. Спостерігайте випадіння бурого осаду, що свідчить про відновлення іонів MnO_4^- у нерозчинний оксид мангану(IV) MnO_2 . Схема реакції ОВР:



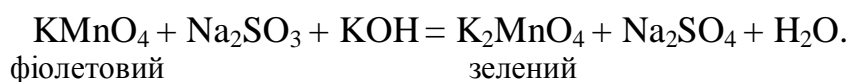
За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окислення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисні властивості перманганат-іонів MnO_4^- у нейтральному середовищі.

В) Лужне середовище: pH>7.

У пробірку наберіть 2-3мл розчину перманганату калію KMnO_4 та додайте декілька крапель розчину гідроксиду калію KOH . Потім наберіть на кінці мікрошпателя невелику кількість кристалічної солі сульфату натрію Na_2SO_3 та додайте у пробірку. Спостерігайте появу зеленого кольору розчину, що свідчить про відновлення перманганат-іонів MnO_4^- у манганат-іони MnO_4^{2-} . Схема реакції ОВР:



За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окислення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисні властивості перманганат-іонів MnO_4^- у лужному середовищі.

Через деякий час зелене забарвлення розчину зникає та появляється бурий осад. Цей процес відбувається в результаті реакції **окисно-відновного диспропорціювання**, схема якого:



За методом електронно-іонного балансу:

- складіть електронно-іонні рівняння окислення та відновлення;
- визначіть окисник та відновник;
- складіть сумарне окисно-відновне рівняння;
- підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР та зробіть перевірку;
- розрахуйте молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

Зробіть **висновок** про окисно-відновні властивості манганат-іонів MnO_4^{2-} у реакції диспропорціювання.

Питання для самостійної перевірки знань студентів

1. Чим відрізняються окисно-відновні реакції від інших хімічних реакцій?
2. Які процеси називаються окисненням та відновленням?
3. Що відбувається з окисником та відновником під час протікання ОВР?
4. Чим характеризується ступінь окиснення?
5. Які речовини є типовими окисниками, типовими відновниками, та які проявляють окисно-відновну подвійність?
6. Як залежить перебіг окисно-відновного процесу від реакції середовища? Наведіть приклади.
7. У чому сутність реакції окисно-відновного диспропорціонування?
8. Як розрахувати молярну масу еквівалента окисника та відновника?
9. Які існують типи окисно-відновних реакцій?
10. Які методи використовують для складання рівнянь ОВР?
11. Яка послідовність складання окисно-відновних реакцій методом електронного балансу? Наведіть приклади.
12. Яка послідовність складання окисно-відновних реакцій методом електронно-іонного балансу? Наведіть приклади.
13. Як визначають напрям перебігу окисно-відновних реакцій?
14. Дайте визначення стандартного окисно-відновного електродного потенціалу.
15. Назвіть окисники, що мають велике значення у техніці та лабораторній практиці.

Індивідуальні завдання до лабораторної роботи №4

1. У рівнянні ОВР визначить ступінь окислення кожному елементу у кожній сполуці.
2. Напишіть рівняння ОВР в іонно-молекулярному виді.
3. Напишіть напівреакції окислення та відновлення методом електронно-іонного балансу. Укажіть речовину – окисник та речовину – відновник.
4. Підберіть коефіцієнти у рівнянні ОВР методом електронно-іонного балансу. Зробіть перевірку.
5. Розрахуйте молярну масу еквіваленту окисника та відновника.

Таблиця 3.1.–Варіанти індивідуальних завдань до лабораторної роботи №3.

№ варіанту	Рівняння ОВР
1	$\text{H}_3\text{P} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
2	$\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
3	$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
4	$\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HBr};$ $\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
5	$\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{KMnO}_4 + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Ag MnO}_4.$
6	$\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Te} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{TeO}_3 + \text{H}_2\text{Te} + \text{H}_2\text{O}.$
7	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
8	$\text{MnSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
9	$\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HgCl}_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_3\text{P}.$
10	$\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_3 + \text{HCl};$ $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
11	$\text{AgNO}_3 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HNO}_3;$ $\text{Zn} + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_3\text{N}.$
12	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KBiO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{H}_3\text{P} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
13	$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4;$ $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{O}_2.$
14	$\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KAlO}_2 + \text{H}_2.$

15	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{H}_2\text{O} + \text{KBrO} + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KBr}.$
16	$\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{MnO}_2 + \text{KOH};$ $\text{C} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
17	$\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} + \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2.$
18	$\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO};$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2.$
19	$\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2.$
20	$\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI};$ $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}.$
21	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Na}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2.$
22	$\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{AgNO}_3 + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Ag} + \text{N}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
23	$\text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 + \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
24	$\text{H}_2\text{O} + \text{KBrO} + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KBr};$ $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
25	$\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaI};$ $\text{Rb} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{RbOH} + \text{H}_2.$
26	$\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}.$
27	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}.$
28	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2.$
29	$\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{NaMnO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
30	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{BaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2.$

Порядок оформлення результатів лабораторних робіт та формулювання висновків.

Результати проведених дослідів, отримані під час виконання лабораторної роботи, є базою як для безпосереднього аналізу, так і для подальших розрахунків, які підтверджують вірність теоретичних положень.

Виконуючи лабораторну роботу студент повинен спостерігати за ходом експерименту, відзначаючи всі його особливості: зміна кольору, випадіння осаду, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти, показання приладу, т.д. Результати спостережень записують у лабораторний журнал у вигляді протоколу лабораторної роботи, дотримуючись певної послідовності:

- 1) тема лабораторної роботи;
- 2) мета роботи;
- 3) коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи;
- 4) накреслити схему устаткування з коротким описом важливих вузлів;
- 5) написати рівняння хімічних реакцій;
- 6) результати дослідів слід внести в таблиці;
- 7) розрахункова частина (таблиці, формули, графіки);
- 8) зробити висновки.

Записи в лабораторному журналі роблять чорнилом. Малюнки приладів, схеми установок, графіки виконують олівцем на міліметровому папері. Всі розрахунки необхідно проводити в лабораторному журналі.

Значення символів і коефіцієнтів, що входять у формулу, повинні бути наведені безпосередньо під формулою в тій послідовності, у якій вони наведені у формулі.

Порядок оформлення звіту, його представлення і захист.

Виконавши лабораторну роботу, студент повинен оформити звіт, тобто протокол лабораторної роботи у лабораторному журналі. Основні пункти протоколу:

- Тема лабораторної роботи.
- Мета лабораторної роботи.
- Коротко дати теоретичні відомості, що стосуються даної роботи.
- Короткий опис принципу методу дослідження з приведенням хімічних рівнянь.
- Реактиви, хімічний посуд та прилади, що застосовують.
- Короткий опис ходу виконання дослідження.
- Написати рівняння хімічних реакцій, які ілюструють дослід.
- Розрахунки.
- Висновки.

Для представлення та захисту лабораторної роботи необхідно вміти відповідати на контрольні запитання та вирішувати індивідуальні завдання, наведені у методичних вказівках у кінці кожної лабораторної роботи. Виконавши лабораторну роботу та самостійно попрацювавши над «контролюючою програмою», студент, з одного боку, ознайомиться з характером питань по даній темі, з іншого боку - добре підготується до модульної контрольної роботи із цього розділу загальної та колоїдної хімії.

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник для студентів вищих навчальних закладів. – Київ.: Перун, 1998. – 480 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – Учебное пособие для вузов. /Под ред. В.А. Рабиновича./- Л.: Химия, 1985г. – 720 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебн. пособие для вузов/ Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной – Л., Химия, 1988г. – 272с.
4. Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии. Учебн. пособие. 4-е изд. испр. – М.:Высш.шк., 2002. – 230 с.

Додаткова

5. Бутенко А.М., Булавін В.І., Ярошок Т.П. Загальна хімія – Київ, 1997г. – 389с.
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: Ученик для Химико-технологических вузов. – 2-е изд. перераб. и доп. – М.: Высш. шк., 1988. – 320 с.
7. Степаненко О.М., Рейтер Л.Т., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія. Підручник. – Київ.: Пед. преса., 2000. – 489 с.
8. Лабораторный практикум по общей химии. Под ред. А.А. Таперовой. – М.: Высш. шк., 1969. – 367 с.

Додаток 1

Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах при 25°C.

Окислена форма	Відновлена форма	Рівняння процесу	φ° , В
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$	$\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{S} + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$	$2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,15
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$	2SO_4^{2-}	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	2,05
Fe^{3+}	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ - 1\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,81
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+$	$\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+$	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_3^- + 5\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+$	$\text{NO}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{NO}_2^- + \text{H}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{I}_{2(\text{розчин})}$	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	0,54
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,08
2H^+	H_2	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{O}_{2(\text{r})} + 4\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
$\text{Br}_{2(\text{розчин})}$	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{MnO}_{2(\text{т})} + 4\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,28
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_{2(\text{т})} + 4\text{OH}^-$	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,57
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,69
F_2	2F^-	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,85
$\text{Cl}_{2(\text{r})}$	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+$	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,89
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$	$\text{CrO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+$	$\text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56

Таблиця 1 – Розчинність солей та основ у воді

$\Delta_{\text{H.O.}}^{\text{и}}$	Катіони																						
	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Cd^{2+}	Pb^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}	
OH^-	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H
F^-	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP	BP	P	P	P	P	-	BP	BP	H	H	P
Cl^-	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	BP	-	P
Br^-	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	BP	-	P
I^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	P	BP	H	P
S^{2-}	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-	H	H	-	H	-	-	H	H	H	-	-
SO_4^{2-}	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	P	P	BP	P	P
PO_4^{3-}	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
CrO_4^{2-}	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO_3^{2-}	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-
NO_3^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-
NO_2^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	P	P	P	H	-
CH_3COO^-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P	P	P	-	-
SiO_3^{2-}	P	P	-	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-	-	-	-	-	H	H	H	H	-

Примітка: Р – розчинні у воді; ВР – важкорозчинні (малорозчинні); Н – практично нерозчинні; “-” – риска означає, що речовина не існує або розкладається водою.

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА																
ПЕРІОД	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
1	H 1 Гідроген Водень							He 2 Гелій	<div>Протонне число (порядковий номер)</div> <div><div><div>26</div><div>55,847</div><div>Fe</div></div><div>Хімічний символ</div><div>Традиційна назва простого речовини</div><div>Відносна атомна маса</div><div>Назва елемента</div></div>							
2	Li 3 Літій	Be 4 Берилій	B 5 Бор	C 6 Карбон Вуглець	N 7 Нітроген Азот	O 8 Оксиген Кисень	F 9 Флуор Фтор	Ne 10 Неон	Ar 18 Аргон							
3	Na 11 Натрій	Mg 12 Магній	Al 13 Алюміній	Si 14 Силіцій	P 15 Фосфор	S 16 Сульфур Сірка	Cl 17 Хлор									
4	K 19 Калій	Ca 20 Кальцій	Sc 21 Скандій	Ti 22 Титан	V 23 Ванадій	Cr 24 Хром	Mn 25 Манган	Fe 26 Ферум Залізо	Co 27 Кобальт	Ni 28 Нікол Нікель						
5	Rb 37 Рубідій	Sr 38 Стронцій	Y 39 Ітрій	Zr 40 Цирконій	Nb 41 Ніобій	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технецій	Ru 44 Рутеній	Rh 45 Родій	Pd 46 Паладій						
6	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	*La 57 Лантан	Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Реній	Os 76 Осмій	Ir 77 Ірідій	Pt 78 Платина						
7	Au 79 Аурум Золото	Hg 80 Меркурій Ртуть	Tl 81 Талій	Pb 82 Свинець, оливо	Bi 83 Бісмут	Po 84 Полоній	At 85 Астат	Rn 86 Радон	Mt 109 Майтнерій	Uun 110 Унуній						
8	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	*Ac 89 Актиній	Du 104 Дубній	Jl 105 Джолотій	Rf 106 Резерфордій	Bh 107 Борій	Hn 108 Ганій								
* Лантаноїди																
58	Ce 140,12 Церій	Nd 144,24 Неодим	Pm 147 Прометій	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,50 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Іттербій	Lu 174,97 Лютецій			
** Актиноїди																
90	Th 232,04 Торій	Pa 231 Протактиній	U 238,03 Уран	Np 237 Нептуній	Pu 244 Плутоній	Am 243 Америцій	Cm 247 Кюріум	Bk 247 Берклій	Cf 251 Каліфорній	Es 252 Ейнштейній	Fm 257 Фермій	Md 258 Менделєєв	No 259 Нобелій	Lr 260 Лоренцій		

ЗБІРНИК МЕТОДИЧНИХ ВКАЗІВОК

до лабораторних робіт
з дисципліни «Неорганічна хімія»

ХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ

для студентів I – го курсу природоохоронного факультету
Напрямок підготовки – «Водні біоресурси і аквакультура»
Рівень підготовки - бакалаври

Укладач: Васильєва М.Г., старший викладач кафедри хімії
навколишнього середовища ОДЕКУ.

Підп. до друку
Умовн.друк.арк.

Формат
Тираж

Папір
Зам.№

Надруковано з нового оригінал-макета

Одеський державний екологічний університет
65016, Одеса, вул. Львівська, 15
