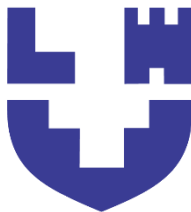


Міністерство освіти і науки України
Луцький національний технічний університет



ХІМІЯ ТА МЕТОДИ АНАЛІЗУ

Методичні вказівки до лабораторних робіт
для здобувачів першого (бакалаврського) рівня
вищої освіти освітньої програми «Товарознавство та експертиза
в митній справі»
галузі знань 07 «Управління та адміністрування»
спеціальності 076 «Підприємництво та торгівля»
денної та заочної форм навчання

Луцьк 2024

УДК 54(07)

X 46

Електронна копія друкованого видання передана для внесення в репозитарій ЛНТУ

Директор бібліотеки _____ Н.П. Поліщук

Рекомендовано до видання вченою радою факультету митної справи, матеріалів та технологій ЛНТУ,

протокол № ___ від «___» _____ 2024 року.

Голова вченої ради факультету ММТ _____ В.В. Ткачук

Розглянуто і схвалено на засіданні кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ, протокол № ___ від «___» _____ 2024 року.

В.о. завідувача кафедри харчових технологій та хімії _____ І.М. Дударев

Укладачі: _____ І. А. Мороз, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії та О.І. Гулай, доктор педагогічних наук, професор кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Рецензент: _____ В.Я. Шемет, кандидат хімічних наук, доцент кафедри харчових технологій та хімії ЛНТУ.

Відповідальний за випуск: _____ І.М. Дударев, доктор технічних наук, професор, в.о. завідувача кафедри харчових технологій та ЛНТУ

X-46 **Хімія та методи аналізу** [Текст]: методичні вказівки до лабораторних робіт для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Товарознавство та експертиза в митній справі» галузі знань 07 Управління та адміністрування спеціальності 076 Підприємництво та торгівля денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз, О.І. Гулай . – Луцьк: ЛНТУ, 2024. – 86 с.

Видання містить виклад основних теоретичних положень загальної хімії лекційного курсу дисципліни. Призначене для студентів спеціальності 076 «Підприємництво та торгівля» денної та заочної форм навчання.

© Мороз І.А., О.І. Гулай 2024

ЗМІСТ

Вступ	3.4
Порядок роботи і техніка безпеки в хімічній лабораторії	7
1. Основні поняття і закони хімії	10
2. Хімічний зв'язок і будова молекул	14
3. Основні класи органічних сполук	21
4. Швидкість хімічних реакцій. Хімічна рівновага	24
5. Розчини. Способи вираження концентрації розчинів.	30
6. Реакції в розчинах електролітів. Іонний добуток води	35
7. Окисно-відновні реакції	39
8. Загальні хімічні властивості металів. Корозія металів.	41
9. Якісні реакції катіонів та аніонів	50
10. Визначення кристалізаційної води в барій хлориді	53
11. Метод нейтралізації. Визначення жорсткості води та кислотності продуктів харчування.	56
12. Вимірювання рН водних розчинів методом іонометрії	61
13. Визначення вмісту нітратів у харчових продуктах	66
14. Рефрактометричне визначення вмісту натрій хлориду у харчових об'єктах	70
15. Фотометричне визначення загального вмісту феруму (II) та (III) з тіоціанатом	77
Рекомендована література	80
Додатки	81

ВСТУП

Мета вивчення дисципліни «Хімія і методи аналізу» - пізнання студентами загальних хімічних законів, які пов'язують будову та властивості органічних та неорганічних сполук, методи їх отримання та способи застосування. Формування у студентів низки компетентностей, завдяки яким вони будуть спроможні провести вибір методу і схеми аналізу, відбір проби, підготовку проби до аналізу, вимірювання аналітичного сигналу, обробку результатів виміру. Успішне виконання лабораторного практикуму дозволяє студентам не тільки ефективно засвоїти теоретичний матеріал курсу, але і набути навичок проведення хімічного експерименту, розвиває самостійне мислення, здатність робити висновки і прогнозувати результати досліджень.

До кожної з тем подані теоретичні відомості, докладний опис методики виконання експерименту і обчислень, контрольні питання для самостійної роботи студентів.

У таблицях додатків подано довідковий матеріал, необхідний для розв'язання задач та пояснення закономірностей перебігу хімічних реакцій.

Перед початком лабораторного практикуму кожен студент повинен добре засвоїти правила роботи і техніку безпеки в хімічній лабораторії, а також способи надання у разі необхідності першої допомоги.

ПОРЯДОК РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

I. ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ

Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно дотримуватися таких правил:

1. Працювати старанно й уважно, дотримуватися тиші.
2. На робочому місці не повинно бути нічого зайвого. Портфелі, головні убори тощо повинні знаходитись в спеціально відведеному в лабораторії місці.
3. Під час виконання експериментів дотримуватись порядку і послідовності операцій, вказаних у методичних рекомендаціях.
4. Уважно спостерігати за ходом досліду і відмічати кожен його особливості і зміни (випадання або розчинення осаду, зміну забарвлення, температури, виділення газу тощо).
5. Оформлення лабораторної роботи необхідно підготувати вдома (п.1-4) та закінчити відразу після виконання досліду в лабораторному зошиті за такою схемою:
 1. Дата, номер і тема лабораторної роботи.
 2. Номер і назва досліду.
 3. Короткий зміст або умови проведення досліду.
 4. Схема або малюнок приладу.
 5. Спостереження і результати.
 6. Рівняння реакцій.
 7. Розрахунки.
 8. Висновки.
6. Без дозволу викладача забороняється проводити експерименти, не вказані в інструкції.
7. Зберігати своє робоче місце чистим. Пролиту воду чи реактив обережно витерти. Розбите скло, шматки паперу, залишки твердих речовин, металів, тощо викидати в смітник чи в спеціальну посудину, але не у зливну раковину.
8. Після закінчення роботи привести до порядку своє робоче місце і здати його черговому, який вимикає світло, газ, воду.

II. ПРАВИЛА РОБОТИ З РЕАКТИВАМИ

1. На кожній склянці з реактивом повинна бути етикетка з назвою і концентрацією реактиву (для розчинів).
2. Реактиви слід витратити економно. Сухі реактиви з баночок брати чистим шпателем чи спеціальною ложечкою. Наливаючи рідкі реактиви, склянку слід тримати етикеткою до себе.
3. Реактиви загального користування, що розміщуються на спеціальних полицях або у витяжних шафах, забороняється заносити на свої робочі місця.

4. Після використання реактиву склянку слід відразу ж щільно закрити тим самим корком і поставити на місце. Не можна тримати реактиви відкритими і, закриваючи, плутати корки.
5. Не зсипати і не зливати реактиви, що були взяті в надлишку, назад у склянку - це може зіпсувати весь реактив в склянці.
6. Якщо реактив відбирають піпеткою, то не можна тією ж піпеткою, не вимивши її, брати інший реактив.
7. Не виливати в раковини невикористані концентровані кислоти і луги, а також реактиви, що містять сполуки срібла, ртуті - їх треба зливати у спеціальні склянки.

III. ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

1. Усі досліди, при яких виділяються отруйні гази і пара, а також досліди з концентрованими кислотами, проводити у витяжній шафі при включеній вентиляції.
2. Концентровані кислоти і луги наливати у пробірки обережно, слідкуючи за тим, щоб реактиви не потрапляли на руки й одяг.
3. При розбавленні концентрованих кислот, особливо сульфатної, вливати невеликими порціями кислоту в воду, а не навпаки.
4. Не нюхати гази, що виділяються, близько нахилившись до посуду. При визначенні запаху газу чи рідини обережно вдихати повітря, злегка направляючи струмінь його від посуду до себе помахом руки.
5. Не працювати з легкозаймистими речовинами поблизу запаленого пальника.
6. При наливанні реактивів не нахилитись над посудом з рідиною, щоб уникнути попадання реактиву на обличчя чи одяг.
7. Не нахилитися над посудом з рідиною, що нагрівається, тому що вона може вибризнути.
8. При нагріванні рідини в пробірці її треба тримати так, щоб отвір пробірки був спрямований у бік від себе і від товаришів, що знаходяться поруч.
9. Не залишати шматків металічного натрію на повітрі, не викидати їх в раковину чи в урну з сміттям.
10. При загорянні горючих рідин негайно погасити вогонь, накинувши протипожежну ковдру або засипати полум'я піском.
11. Гарячі предмети брати тільки спеціальними щипцями.
12. Якщо під час роботи пролито кислоту чи луг у великій кількості, негайно повідомити лаборанта чи викладача.
13. Після роботи в лабораторії треба старанно вимити руки.

IV. НАДАННЯ ПЕРШОЇ ДОПОМОГИ

1. При потраплянні кислоти на руки або обличчя їх треба негайно витерти сухою ватою, старанно змити уражене місце сильним струменем води, а потім 5% розчином натрій гідрокарбонату (питної соди).
2. При потраплянні лугу на руки або обличчя їх потрібно спочатку витерти ватою, змити водою, а потім – 2% розчином борної кислоти.
3. При потраплянні лугу або кислоти в очі треба добре помити очі великою кількістю води, а потім 3% розчином гідрокарбонату натрію, якщо в очі потрапила кислота, або ж 2% розчином борної кислоти, якщо в очі потрапив луг, і негайно звернутись до лікаря.
4. При опіках гарячими предметами треба прикласти на обпечене місце вату, змочену етиловим спиртом або 3-5% розчином перманганату калію і перев'язати бинтом. При серйозних опіках необхідно відразу звернутись до лікаря.
5. У випадку порізів рук слід насамперед видалити з рани осколки скла, потім змити кров 2% розчином перманганату калію, змастити рану 3% спиртовим розчином іоду, а тоді забинтувати.
6. При отруєнні необхідно відразу звернутись до лікаря.

Лабораторна робота № 1

Тема: ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Мета: Засвоїти правила техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії. Повторити основні закони і поняття хімії, вивчені у середній школі.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Основні поняття хімії

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Атом – це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Молекула – найменша частинка речовини, яка здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовин.

Простою речовиною називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента, наприклад, H_2 , N_2 , алмаз, сірка, графіт.

Хімічною сполукою (складною речовиною) називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів, наприклад, HCl , $NaCl$, $HNCS$, CaC_2 .

Відносна атомна маса – це маса атома, виражена в атомних одиницях маси.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) дорівнює $1,667 \cdot 10^{-24}$ г.

Відносна атомна маса показує, у скільки разів маса даного елемента більша за $1/12$ маси атома Карбону (1 а.о.м.)

Молекулярна маса речовини – це відносна маса молекули, що виражена в атомних одиницях маси. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

Моль – це кількість речовин, що містять стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів тощо), скільки атомів містить 12 г Карбону.

Кількість структурних одиниць (молекул, іонів, атомів, електронів), що містить один моль речовини, дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$. Ця величина – число Авогадро.

Молярна маса – маса одного моля даної речовини в грамах. Молярну масу вимірюють в грамах на моль ($^r/\text{моль}$). Чисельно вона дорівнює молекулярній масі тієї або іншої речовини.

$M = m/v$ ($^r/\text{моль}$), $m = M \cdot v$ (г), $v = m/M$ (моль)

Основні закони хімії

Закон збереження маси: маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції

Закон постійного складу: кожна хімічна сполука, яким би із способів вона не була отримана, має один і той же склад.

Закон кратних відношень: у двох сполуках, які утворені з одних і тих же елементів, на одну і ту ж масову кількість одного елементу припадають такі кількості другого елементу, які відносяться, як невеликі цілі числа.

Закон об'ємних відношень: об'єми речовин, які вступають в реакцію, відносяться між собою, а також до об'ємів газоподібних продуктів, які утворилися, як невеликі цілі числа.

Закон Авогадро: в однакових (рівних) об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах міститься однакове число молекул.

Із закону Авогадро слідує:

За нормальних умов (при температурі 273,16 К і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па) 1 моль будь-якого газу займає об'єм $0,0224 \text{ м}^3$ (22,4 л), в якому міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (атомів, молекул) – це постійна Авогадро (N_A).

Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називають *відносною густиною* першого газу за другим.

$$D_2 = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

$$\text{Густина газу за воднем} - D_{\text{H}_2} = \frac{M}{2},$$

$$\text{Густина за повітрям} - D_{\text{пов}} = \frac{M}{M_{\text{пов}}} = \frac{M}{29}$$

Рівняння стану газу Менделєєва – Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{M} RT,$$

де V – об'єм газу при тиску p і температурі T ; m – маса газу; M – молярна маса газу; R – універсальна газова постійна.

$$R = 8,31 \text{ Дж/град} \cdot \text{моль} = 62360 \text{ мм.рт.ст. мл/К} \cdot \text{моль} = 0,082 \text{ атм} \cdot \text{л/К} \cdot \text{моль}.$$

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Визначити масу двох моль кальцій нітрату.

Розв'язання.

Обчислюємо молярну масу кальцій нітрату, яка дорівнює сумі відносних атомних мас елементів, що складають молекулу:

$$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = A_r(\text{Ca}) + (A_r(\text{N}) + 3A_r(\text{O})) \cdot 2 = 40 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 2 = 164 \text{ (г/моль)}.$$

Обчислюємо масу двох моль кальцій нітрату:

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot \nu(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2).$$

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 164 \cdot 2 = 328 \text{ (г)}.$$

Відповідь: 328 г.

2. Відносна густина газу за повітрям 1,52. Визначити молярну масу газу.

Розв'язання.

Із закону Авогадро слідує, що при одному і тому ж тиску і температурі маси (m) рівних об'ємів газів відносяться як їх молярні маси (M):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де $\frac{m_1}{m_2}$ – відносна густина першого газу за другим і позначається D .

Отже, за умовою задачі:

$$D = \frac{M_1}{M_2} = 1,52 \cdot$$

Середня молярна маса повітря $M_2 = 29$ г/моль.

Тоді: $M_1 = D \cdot M_2 = 1,52 \cdot 29 = 44$ г/моль, що відповідає молярній масі, рівній 44 г/моль.

3. Визначити молярну масу газу, якщо за нормальних умов 0,232 г газу займають об'єм 200 мл.

Розв'язання.

За нормальних умов (н.у.) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л. Обчисливши масу 22,4 л газу, ми визначимо його молярну масу:

$$\begin{array}{l} 0,232 \text{ г газу займає об'єм } 0,2 \text{ л} \\ x \text{ г} \quad \text{-----} \quad 22,4 \text{ л} \\ x = \frac{0,232 \times 22,4}{0,2} = 26 \text{ г.} \end{array}$$

Отже, молярна маса газу становить 26 г/моль, а його молекулярна маса – 26 а.о.м.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Показати різницю між поняттями “атом”, “молекула”, “хімічний елемент”.
2. У яких одиницях вимірюють відносну атомну та молекулярну масу, кількість речовини?
3. На прикладі реакції горіння вуглецю показати правильність закону збереження маси.
4. Як визначити, у скільки разів один газ легший або важчий за другий?
5. Як визначити об'єм газу за умов, відмінних від нормальних?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Чи однакову кількість молекул містять 11,2 л азоту та 11,2 л водню; 17 г амоніаку та 1 г водню; 5,6 л кисню та 71 г хлору?
2. Визначити масову частку Оксигену в оксидах карбону (II) та (IV) та воді.
3. Яка маса кисню, який при температурі 15 °C і тиску 1 атм. займає об'єм 1 л?
4. Визначити масу 5 моль кристалічної соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
5. Визначити масу магнію, що міститься у 100 г магній оксиду.
6. Густина деякого газу за повітрям становить 2. Визначити густину цього газу за воднем.
7. При н.у. 250 мл (cm^3) деякого газу мають масу 0,1898 г. Визначити молярну масу й абсолютну масу однієї молекули цього газу в грамах.
8. Скільки молекул міститься в 8,5 г H_2S . В якій кількості CO_2 міститься стільки ж молекул ?
9. При н.у. 500 мл деякого газу важать 0,3805 г, а маса 250 мл кисню при тих же умовах 0,3572 г. Розрахувати молярну масу газу двома методами.
10. Який об'єм займуть за нормальних умов $2,69 \cdot 10^{22}$ молекул газу? Визначити молярну масу цього газу, знаючи, що цей об'єм має масу 1,25 г.

Лабораторна робота № 2

Тема: ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І БУДОВА МОЛЕКУЛ

Мета: Розглянути та засвоїти характер взаємодії між атомами і способи утворення молекул. Прослідкувати вплив будови атомів на характер зв'язку. Засвоїти типи хімічного зв'язку, валентні можливості елементів та взаємозалежність між хімічним зв'язком та геометрією молекули.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Залежно від характеру розподілу електронної густини в речовині розрізняють три основних типи хімічного зв'язку: *ковалентний, іонний і металічний.*

Двоелектронний двоцентровий зв'язок називають *ковалентним* зв'язком.

Ковалентний зв'язок здійснюється тоді, коли взаємодіють атоми з однаковими або близькими значеннями електронегативності, тобто ковалентний зв'язок утворюють атоми однакової хімічної природи або близькі за хімічними властивостями. Ковалентний зв'язок виникає також при утворенні багатоатомних сполук, наприклад координаційних.

Іонний зв'язок проявляється тоді, коли електронегативності елементів різко відрізняються між собою, тобто коли взаємодіють атоми з різко відмінними хімічними властивостями.

На відміну від ковалентних й іонних сполук, в металах невелике число електронів одночасно зв'язує велике число атомних ядер, а самі електрони можуть переміщатися в металі. Інакше кажучи, в металах має місце сильно нелокалізований хімічний зв'язок. Згідно з однією із теорій метал можна розглядати як щільно упаковану структуру з катіонів, зв'язаних один з одним колективізованими електронами (електронним газом).

Усі неорганічні речовини поділяються на прості і складні. Молекули простих речовин складаються з атомів одного елемента. Складні неорганічні речовини поділяються на такі основні класи:

- 1) оксиди;
- 2) гідрати оксидів:
 - основи;
 - кислоти;
 - амфотерні гідроксиди;
- 3) солі.

Оксидами називають складні речовини, молекули яких складаються з двох елементів, одним з яких є кисень у ступені окиснення -2.

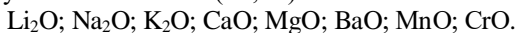


Оксиди бувають солетвірні і несолетвірні. Несолетвірні (байдужі) оксиди не утворюють солей. Їх утворюють неметали у нижчих ступенях окиснення (+1, +2):

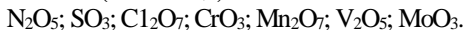
CO; SiO; NO; N₂O.

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, називають солетвірними. Вони поділяються на основні, кислотні, амфотерні.

Основними називають оксиди, які утворюють основи. Їх утворюють метали в низьких ступенях окиснення (+1,+2):



Кислотними називають оксиди, які утворюють кислоти. Такі оксиди називають ангідридами кислот. Їх утворюють неметали і метали у високих ступенях окиснення (+5 і вище):



Амфотерними називають оксиди, які залежно від умов можуть виявляти властивості і основних і кислотних оксидів:



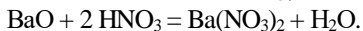
Хімічні властивості оксидів

I. Основні оксиди:

1) оксиди лужних і лужноземельних металів реагують з водою:

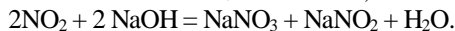
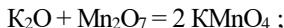


2) реагують з кислотними оксидами і кислотами:

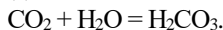


II. Кислотні оксиди:

1) реагують з основними оксидами й основами:



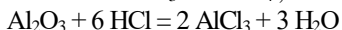
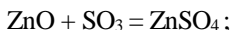
2) переважно реагують з водою:



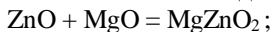
III. Амфотерні оксиди:

1) з водою не взаємодіють;

2) з кислотними оксидами і кислотами взаємодіють як основні оксиди:



3) з основними оксидами і основами взаємодіють як кислотні оксиди:



Основами називають сполуки, які містять катіони та гідроксогрупи OH⁻: NaOH, Ca(OH)₂. Число груп OH⁻, здатних заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, називається кислотністю основи. Із збільшенням ступеня окиснення металу основні властивості його гідроксиду послаблюються.

За теорією електролітичної дисоціації основи – це електроліти, які у водному розчині дисоціюють із утворенням гідроксид-іонів та катіонів.

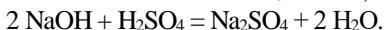
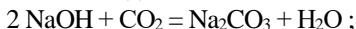
Основи, утворені лужними і лужноземельними металами, добре розчиняються і дисоціюють у воді, їх називають лугами. Слабкі основи дисоціюють у водних розчинах незначною мірою.

Дисоціація сильної основи:

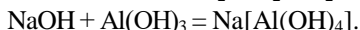
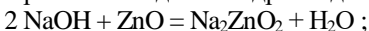


Хімічні властивості основ

1) взаємодія з кислотними оксидами і кислотами:

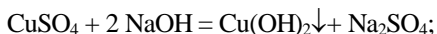


2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

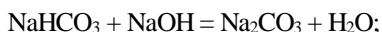


3) взаємодія з солями:

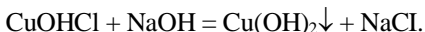
- середніми:



- кислими:



- основними:



Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, здатні заміщуватись на метал. Число атомів Гідрогену, здатних до заміщення, визначає основність кислоти. Наприклад:

- Одноосновні кислоти: хлоридна (соляна) кислота HCl ; нітратна (азотна) кислота HNO_3 ;

- Двоосновні кислоти: сульфідна (сірководнева) кислота H_2S ; сульфатна (сірчана) кислота H_2SO_4 ;

- Триосновна кислота: ортофосфатна (ортофосфорна) кислота H_3PO_4 .

За складом кислоти поділяються на кисневмісні (H_2CO_3 ; H_2SO_4) і безкисневі (HCl ; H_2S).

Як електроліти кислоти у водних розчинах дисоціюють з утворенням катіона водню H^+ та аніона кислотного залишку.

Дисоціація сильної кислоти: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-.$

За здатністю до дисоціації кислоти поділяються на:

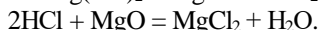
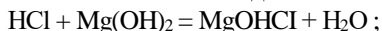
- сильні (дисоціює $>50\%$ молекул) – HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 ;

- середні (дисоціює $\approx 30\%$ молекул) – H_2SO_3 ; H_3PO_4 ;

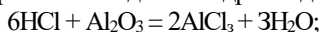
- слабкі (дисоціює $<3\%$ молекул) – H_2CO_3 ; H_2S .

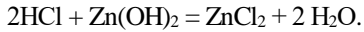
Хімічні властивості кислот:

1) взаємодія з основами і основними оксидами:

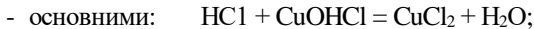
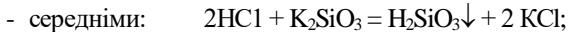


2) взаємодія з амфотерними оксидами і гідроксидами:

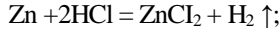




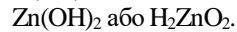
3) взаємодія з солями:



4) взаємодія з металами:



Амфотерні гідроксиди – це гідроксиди, які в залежності від умов реакції можуть проявляти й основні, і кислотні властивості:

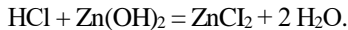


Вони можуть дисоціювати і як основи, і як кислоти:

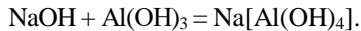


Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1) взаємодія з кислотами і кислотними оксидами (як основа):



2) взаємодія з основами і основними оксидами (як кислота):



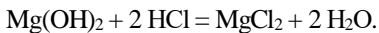
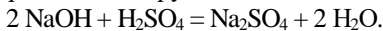
Солі – це продукти заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал чи гідроксильних груп в основі на кислотний залишок. Солі поділяються на:

- середні – Na_2SO_4 (натрій сульфат); FeCl_3 (ферум (III) хлорид);

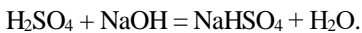
- кислі – NaHSO_4 (натрій гідросульфат); KHCO_3 (калій гідрокарбонат);

- основні – MgOHCl (магній гідроксохлорид); $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ (ферум (III) дигідроксонітрат).

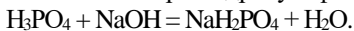
Середні солі – це продукт повного заміщення атомів водню в кислоті або гідроксильних груп в основі:



Кислі солі – це продукт неповного заміщення атомів водню в багатосировній кислоті на метал.

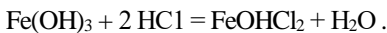


Натрій гідросульфат



Натрій дигідрофосфат

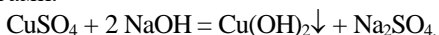
Основні солі – це продукт неповного заміщення гідроксильних груп в багатокислотній основі на кислотний залишок.

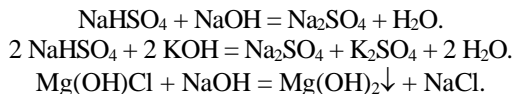


Ферум (III) гідроксохлорид

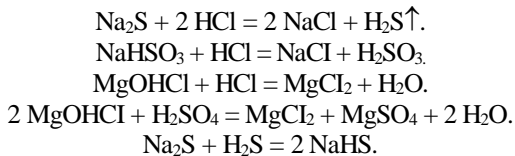
Хімічні властивості

1) взаємодія з лугами:

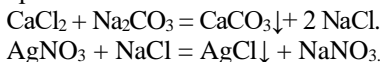




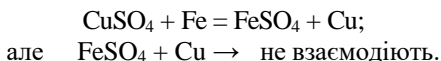
2) взаємодія з кислотами:



3) взаємодія солей між собою відбувається, якщо в результаті реакції утворюється малорозчинна сіль:



4) взаємодія з більш активними металами:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Властивості оксиду та гідроксиду магнію.

Невеличку кількість оксиду магнію помістити у пробірку і долити 5-7 мл дистильованої води. Додати у пробірку декілька крапель розчину фенолфталеїну. Якого забарвлення набув розчин? Звернути увагу на малу розчинність одержаного магній гідроксиду.

Злити рідину з частиною осаду в раковину. Осад, що залишився, розчинити у хлоридній кислоті (10%).

Записати рівняння реакцій магній гідроксиду з хлоридною кислотою при нестачі та при надлишку HCl.

Дослід 2. Одержання та властивості основ.

У три пробірки налити по 1-2 мл розчинів: у першу амоній хлориду, в другу – барій хлориду, в третю – купрум сульфату. До кожного налити по 2-3 мл розчину лугу. Які зміни спостерігаються?

Записати рівняння реакцій та спостереження.

Розділити вміст кожної з пробірок надвоє, одержавши дві однакові групи:

а) Пробірки першої групи по черзі обережно нагріти на полум'ї пальника, безперервно струшуючи. Пояснити спостереження, подавши рівняння реакцій. Зробити висновок про термічну стійкість одержаних гідроксидів.

б) До осадів другої групи пробірок долити хлоридної кислоти (10%). Записати рівняння реакцій, відзначивши спостережені зміни. Зробити висновок про хімічний характер досліджуваних гідроксидів.

Дослід 3. Одержання та властивості амфотерного гідроксиду.

У пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату й обережно доливати розчин амоній гідроксиду до утворення осаду. Звернути увагу на вигляд осаду, записати рівняння реакції та спостереження.

Розділити одержаний осад у 2 пробірки. У одну долити 10 % розчин хлоридної кислоти, в іншу – 30% розчин лугу. Спостерігати розчинення осаду в обох пробірках.

Записати рівняння реакцій та спостереження. Пояснити причину розчинення осаду в кислоті й у лугові, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

Дослід 4. Взаємодія солей з кислотами.

Шматочок крейди (кальцій карбонат) опустити в пробірку, долити 1-2 мл розчину хлоридної кислоти, закрити газовідвідною трубкою. Спостерігати виділення газу. Написати рівняння реакції.

Дослід 5. Взаємодія кислотних оксидів з основами.

У пробірку налити 3-4 мл розчину Ca(OH)_2 та пропустити вуглекислий газ, отриманий у попередньому досліді. Що спостерігається? Написати рівняння реакції. Як кальцій гідрокарбонат перетворити на кальцій карбонат?

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке оксиди? На які групи поділяються оксиди?
2. Навести приклади несолетвірних та амфотерних оксидів.
3. З якими сполуками реагують солетвірні оксиди?
4. Навести приклади реакцій, що ілюструють хімічні властивості основ.
5. Навести приклади реакцій, що ілюструють хімічні властивості кислот.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати формули оксидів за поданою валентністю елемента: Cu(II) ; V(III) ; Al(III) ; C(II) ; S(VI) ; Mn(VII) . Вказати хімічний характер оксидів та записати формули відповідних їм гідратів.
2. Написати формули ангідридів кислот: H_2SO_4 ; H_3BO_3 ; HClO ; HMnO_4
3. З якими з перелічених речовин буде реагувати хлоридна кислота: N_2O_5 ; Zn(OH)_2 ; CaO ; H_3PO_4 ; AgNO_3 ; HAlO_2 , H_2SO_3 ; Cu(OH)Cl ; K_2CO_3 ; NaHS . Написати рівняння реакцій
4. Які з перелічених речовин будуть реагувати з натрій гідроксидом: HNO_3 ; CaO ; Zn(OH)_2 ; CO_2 ; CuSO_4 ; Ca(OH)_2 ; KHCO_3 ; P_2O_5 ; HAlO_2 ; Cu(OH)Cl . Назвати вихідні речовини і продукти реакції.
5. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: алюміній \rightarrow алюміній оксид \rightarrow алюміній сульфат \rightarrow алюміній гідроксид \rightarrow натрій алюмінат.
6. Які оксиди можна отримати, нагріваючи такі речовини: Fe(OH)_3 , Cu(OH)_2 , CaCO_3 , H_2SiO_3 , $\text{Pb(NO}_3)_2$?

7. Які з наведених оксидів можна використовувати як осушувачі: CaO , CuO , SiO_2 , P_2O_5 , BaO ? Написати рівняння їх взаємодії з водою.
8. Які кислоти можна отримати при взаємодії з водою оксидів Сульфуру, Карбону, Хлору?
9. Як із води, сірки, кисню та алюмінію отримати два оксиди, дві кислоти та дві солі?
10. Написати усі можливі реакції взаємодії між кальцієм, сіркою, водою, киснем та нітратною кислотою.

Лабораторна робота № 3

Тема: ОСНОВНІ КЛАСИ ОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.

Мета: засвоїти основи класифікації органічних сполук, вміти називати сполуки та зображати їх структурні формули.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Органічна хімія — це хімія сполук Карбону (органічних сполук). За іншим визначенням органічна хімія — це хімія вуглеводнів та їх похідних. Основні положення структурної теорії хімічної будови органічних сполук:

1. Атоми в органічних молекулах сполучені між собою у певній послідовності відповідно до їх валентності. Ця послідовність називається хімічною будовою. Карбон у всіх органічних сполуках чотиривалентний.

2. Хімічну будову можна виразити структурною формулою, в якій хімічні зв'язки між атомами зображуються рисками. Загальне число рисок, що відходять від кожного атома, дорівнює його валентності.

3. Фізичні та хімічні властивості речовин залежать не лише від їх кількісного і якісного складу, але й від будови молекул. Речовини, що описуються однаковою молекулярною формулою (ізомери), можуть мати цілком різні фізичні й хімічні властивості.

4. Атоми в молекулі взаємно впливають один на одного. Властивості кожного атома залежать не лише від його природи, а й від його оточення.

Органічні сполуки, які складаються тільки з атомів карбону і гідрогену, називають **вуглеводнями**. При цьому розрізняють гомологічні ряди ациклічних насичених (алкани C_nH_{2n+2}) та ненасичених вуглеводнів (алкени C_nH_{2n} , алкіни C_nH_{2n-2}), які називають **аліфатичними**; насичених циклічних вуглеводнів (C_nH_{2n}), які називають **аліциклічними** та ненасичених циклічних похідних бензолу - **ароматичних** сполук. Гомологічний ряд метану: CH_4 (метан); C_2H_6 (етан); C_3H_8 (пропан); C_4H_{10} (бутан); C_5H_{12} (пентан); C_6H_{14} (гексан); C_7H_{16} (гептан); C_8H_{18} (октан); C_9H_{20} (нонан); $C_{10}H_{22}$ (декан).

Інші органічні сполуки розглядають як похідні вуглеводнів, до складу яких замість атомів гідрогену входять різні **функціональні групи**. Серед функціональних груп виділяють: гідроксильні групи -ОН спиртів, карбонільні групи $>C=O$ альдегідів і кетонів, карбоксильні групи -COOH кислот, аміногрупи -NH₂ первинних амінів, групи -C=N нітрилів тощо.

Для всіх класів органічних сполук дуже поширеним є **явище ізомерії**: однаковому якісному і кількісному складу можуть відповідати декілька (не менше двох) речовин, які мають різну просторову будову, а тому й різні фізичні та хімічні властивості.

Назви органічних сполук утворюють згідно з правилами, які базуються на Женевській номенклатурі:

1. Назву кожної сполуки утворюють, виходячи з назви найдовшого нерозгалуженого ланцюга атомів Карбону в молекулі.

2. Вибраний найдовший нерозгалужений ланцюг відповідає певному представнику гомологічного ряду. Гомологічний ряд позначається функціональним закінченням:

насичені вуглеводні позначаються закінченням -ан: CH_4 -метан, C_2H_6 -етан, C_3H_8 - пропан, C_4H_{10} - бутан і т.д.;

етиленові - закінченням -ен: C_2H_4 - етен, C_3H_6 -пропен, C_4H_8 - бутен;

ацетиленові - закінченням -ін або ин: C_2H_2 - етин, C_3H_4 -пропін, C_4H_6 - бутин;

спирти - закінченням -ол: CH_3OH - метанол, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ - етанол, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ - пропанол, $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ - бутанол;

альдегіди - закінченням -аль: HCHO - метаналь, CH_3CHO — етаналь, $\text{C}_2\text{H}_5\text{CHO}$ - пропаналь;

кетони - закінченням -он: пропанон, ацетон, бутанон.

Кислоти вважаються карбоксильними похідними відповідного вуглеводню: CH_4 - метан HCOOH - метанова (мурашина) кислота;

C_2H_6 - етан CH_3COOH - етанова (оцтова) кислота;

C_3H_8 - пропан $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ - пропанова (пропіонова) кислота.

У амінів перед закінченням -амін вказуються радикали: $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ - етиламін, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$ - диетиламін, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$ - триетиламін.

3. Положення замісників уздовж ланцюга атомів Карбону вказують після номера цих атомів. Нумерацію починають з того кінця, до якого ближче замісник. Якщо замісник повторюється кілька разів, у назві вказують його число префіксами ди-, три- і т.д., наприклад: 2,3-диметилпентан.

За наявності у вибраному ланцюгу кратного зв'язку нумерація атомів Карбону починається від кратного зв'язку. Остання цифра відповідає номеру атома Карбону, біля якого знаходиться кратний зв'язок.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Одержання ацетилену і вивчення його властивостей.

У колбу поміщають кусочки карбіду кальцію та доливають води. Газ, що виділяється, за допомогою газовідвідної трубки пропускають через розчин калій перманганату. Що спостерігається? Ацетилен, що виділяється, підпалюють біля кінця газовідвідної трубки. Яким полум'ям горить ацетилен? Записати рівняння повного та неповного горіння ацетилену.

Дослід 2. Окислення етилового спирту.

а) У пробірку наливають 1-2 мл етилового спирту, додають 1 мл водного розчину калій перманганату і нагрівають. При цьому утворюється оцтовий альдегід, який можна виявити за характерним запахом, а калій перманганат знебарвлюється і випадає бурий осад мангану (IV) оксиду.

Якщо взяти надлишок перманганату, то оцтовий альдегід, що утворився, окислюється далі до оцтової кислоти.

б) У пробірку наливають 3-4 мл етилового спирту. Із мідного дроту виготовляють спіраль, яку вносять в полум'я пальника і нагрівають до червоного жару. При цьому мідь окислюється до оксиду міді. Розжарену

окислену спіраль опускають у пробірку із спиртом. Відбувається окислення спирту і спостерігається відновлення оксиду міді, що покриває мідну дротинку, до вільної міді червоного кольору.

Дослід 3. Властивості оцтової кислоти.

а) У пробірку наливають 1 мл розчину оцтової кислоти і додають 1 краплю лакмусу. Зазначте колір індикатора і середовище розчину. Додати розчин луку до зміни кольору. Записати рівняння дисоціації оцтової кислоти та її взаємодії із лугом.

б) У пробірку поміщають шматочок крейди і наливають розчин оцтової кислоти. До отвору пробірки підносять запалений сірник. Що спостерігається?

в) У пробірці змішати розчини оцтової кислоти і натрій гідрокарбонату (сода). Який газ виділяється?

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Особливості Карбону в органічних сполуках.
2. Класифікація органічних сполук.
3. Ізмерія органічних сполук на прикладі вуглеводнів.
4. Поняття про гомологічні ряди і функціональні групи (конкретні приклади).

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Напишіть схеми реакцій, що відповідають таким перетворенням: метан – ацетилен – оцтовий альдегід – оцтова кислота – бутилацетат – ацетат натрію.

2. У трьох балонах містяться гази: метан, етилен та ацетилен. Якими реакціями можна визначити, який газ є в кожному з балонів? Які з цих газів здатні полімеризуватись?

3. Запишіть структурні формули усіх можливих ізомерів пентану, назвіть їх.

4. Запишіть реакції повного та неповного горіння метану, етилену та ацетилену.

5. Запишіть структурні формули пропану, пропену, пропіну, пропанолу, пропаналу, пропанону, пропанової кислоти.

6. Навести схему реакції взаємодії оцтової кислоти з етиловим спиртом та вказати молекулярну масу одержаної органічної речовини.

1) 32 г/моль; 2) 46 г/моль; 3) 88 г/моль; 4) 102 г/моль; 5) 109 г/моль.

7. Знайти масу етанолу, необхідну для відновлення 8 г купрум (II) оксиду.

8. Які з наведених речовин є ізомерами (зобразити структурні формули): а) 2-метилпентан; б) 2-метилбутан; в) бутан; г) пентан?

9. Обчисліть об'єм (л) пропану (н.у.) масою 110 г.

10. Знайти масу крейди, яку можна розчинити у 120 г 10 %-ного розчину оцтової кислоти.

Лабораторна робота № 4

Тема: ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА
Мета: Вивчити особливості оборотних хімічних реакцій. Розглянути суть константи хімічної рівноваги та фактори, які впливають на зміщення хімічної рівноваги.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Швидкістю хімічної реакції називають число елементарних актів реакції, які відбуваються за одиницю часу в одиниці об'єму (у випадку гомогенних реакцій) або на одиницю площі поверхні розділу фаз (у випадку гетерогенної реакції).

Швидкість реакції у гомогенному середовищі звичайно характеризують зміною концентрації якого-небудь з вихідних або кінцевих продуктів реакції в одиницю часу і найчастіше виражають у моль/см³·хв (можуть бути інші розмірності, наприклад моль/л·хв).

Про швидкість реакції можна говорити і за швидкістю зміни якої-небудь властивості системи, наприклад забарвлення, електричної провідності, тиску тощо.

Якщо в моменти τ_1 і τ_2 концентрації одного з вихідних речовин рівні C_1 і C_2 , то середню швидкість v в інтервалі часу τ_1 і τ_2 можна подати так:

$$v = \frac{c_1 - c_2}{\tau_1 - \tau_2} = - \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Оскільки йдеться про зменшення концентрації вихідної речовини, то зміна концентрації в цьому випадку береться із знаком “мінус”.

Швидкість хімічних реакцій залежить від природи й концентрацій реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора, деяких зовнішніх факторів.

Закон діючих мас: швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях, що є відповідними коефіцієнтами в рівнянні реакції.

Для реакції



швидкість реакції виражається таким кінетичним рівнянням:

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

де v – швидкість реакції,

C_A і C_B – концентрації реагентів А і В, моль/л;

k – коефіцієнт пропорційності.

Коефіцієнт k називають *константою швидкості реакції*. Константа швидкості реакції дорівнює її швидкості, коли концентрації реагентів дорівнюють одиниці.

Константа швидкості реакції залежить від природи реагуючих речовин і від температури. При сталій температурі вона є величина постійна і характеризує природу реагуючих речовин.

Залежність швидкості хімічної реакції від температури можна виразити емпіричним *правилом Вант-Гоффа*: при підвищенні температури на кожні 10 °C швидкість реакції збільшується приблизно в 2 – 4рази:

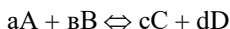
$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_2 та v_1 – швидкості реакцій при температурі t_2 та t_1 відповідно;
 γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції ($\gamma = 2 \dots 4$).

При *хімічній рівновазі* число молекул (або інших частинок), які утворюються за одиницю часу при прямій реакції рівне числу молекул (або інших частинок), які вступили у зворотню реакцію, тобто хімічна рівновага є динамічною.

У стані хімічної рівноваги швидкість прямої реакції рівна швидкості зворотньої реакції. Концентрації речовин (вихідних і продуктів) у стані рівноваги залишаються незмінними і називаються *рівноважними*.

Для загальної реакції



в момент хімічної рівноваги швидкості прямої і зворотньої реакції однакові і можна записати:

$$v_{\text{пр}} = k_1 \cdot [A]^a [B]^b$$

$$v_{\text{зв}} = k_2 \cdot [C]^c [D]^d$$

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}}$$

$$k_1 \cdot [A]^a [B]^b = k_2 \cdot [C]^c [D]^d$$

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

За даної температури константи швидкості k_1 і k_2 є величини сталі, тому їх відношення $K = k_1 / k_2$ – теж величина стала і називається *константою хімічної рівноваги*.

У вираз константи хімічної рівноваги, як і у вираз константи швидкості, концентрації входять у степенях, які дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції; в чисельнику записують концентрації продуктів реакції, а у знаменнику – концентрації реагуючих речовин, причому беруть рівноважні концентрації.

Константа хімічної рівноваги показує, що в момент рівноваги відношення добутку рівноважних концентрацій реагуючих речовин є величиною сталою при $T = \text{const}$. Тобто, незалежно від початкових

концентрацій рівновага в системі встановлюється завжди при тому самому співвідношенні концентрацій продуктів реакції і реагуючих речовин.

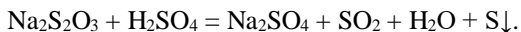
Принцип Ле-Шательє (принцип рухомої рівноваги): якщо на систему, яка знаходиться в стані рівноваги, ззовні чиниться дія, то рівновага зміщується у напрямку, який послаблює цю дію.

1. При підвищенні концентрації одного з компонентів реакції хімічна рівновага зсувається в бік реакції, що сприяє використанню цього компоненту.
2. При підвищенні температури хімічна рівновага зсувається в бік ендотермічної реакції, а при пониженні температури – в напрямку екзотермічної реакції.
3. При підвищенні тиску хімічна рівновага зсувається в напрямку зменшення об'єму системи; при пониженні тиску – у напрямку збільшення об'єму системи. Якщо об'єм системи при реакції не змінюється, то тиск не впливатиме на стан рівноваги.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин.

У три титрувальні колби налити розчин (0,1 н) натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: у першу 5 мл, у другу 10 мл, у третю 15 мл. До вмісту першої колби додати 10 мл води, до другої – 5 мл. У кожену колбу долити по 5 мл 2% розчину сульфатної кислоти і визначити час з моменту приливання кислоти до помутніння розчину в колбі. Помутніння розчину виникає внаслідок виділення вільної сірки, яка утворюється при взаємодії натрій тіосульфату з сульфатною кислотою .



Результати записати в таблицю, обчисливши швидкість реакції

Номер колби	1	2	3
Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	5	10	15
Об'єм H_2O , мл	10	5	–
Об'єм H_2SO_4 , мл	5	5	5
Загальний об'єм розчину, мл	20	20	20
Умовна концентрація тіосульфату	1c	2c	3c
Час до появи помутніння τ , с			
Швидкість реакції, $V=1/\tau$, с^{-1}			

За результатами дослідів побудувати графік, відкладаючи на осі абсцис значення умовної концентрації натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на осі ординат – швидкість реакції $V=1/\tau$.

Зробити висновок про характер залежності швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин. Чи узгоджуються одержані результати з законом діючих мас?

Дослід 2. Залежність швидкості реакції від температури.

Налити у три пробірки по 5 мл. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в інші три пробірки по 5 мл. розчину H_2SO_4 . Розділити пробірки на три пари: по 1 пробірці з розчинами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 в кожній парі.

Відмітити температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і визначити час з моменту зливання до помутніння розчину.

Дві другі пробірки помістити в хімічну склянку з водою і нагріти воду на $10\text{ }^\circ\text{C}$ вище кімнатної температури. Температуру міряти термометром, опущеним в хімічну склянку з водою. Злити вміст пробірок, відмітити час з моменту зливання розчинів до помутніння.

Повторити дослід з останніми двома пробірками, нагрівши їх до температури на $20\text{ }^\circ\text{C}$ вище кімнатної.

Результати дослідів занести в таблицю, обчисливши швидкість реакції.

Номер колби	1	2	3
Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	5	5	5
Об'єм H_2SO_4 , мл	5	5	5
Температура, $t\text{ }^\circ\text{C}$			
Час до появи помутніння τ , с			
Швидкість реакції, $V=1/\tau$			

Побудувати графік залежності швидкості реакції від температури дослідів, відклавши на осі абсцис значення температури експерименту, а на осі ординат – значення швидкості реакції.

Зробити висновок про характер залежності швидкості реакцій від температури, обчислити температурний коефіцієнт реакції. Чи відповідає знайдена залежність правилу Вант Гоффа?

Дослід 3. Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги.

Налити в пробірку близько $1/3$ об'єму розведеного розчину ферум (III) хлориду і долити еквівалентну кількість розведеного розчину калій роданіду. Спостерігати забарвлення розчину в інтенсивно червоний колір, який зумовлюється утворенням ферум (III) роданіду $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. Записати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді і вираз константи її рівноваги.

Одержаний розчин розлити порівну в чотири пробірки. В першу долити краплями концентрованого розчину калій роданіду, в другу – концентрованого розчину ферум (III) хлориду, а до третьої додати декілька

кристаликів калій хлориду. Четверта пробірка призначена для порівняння (еталон).

Порівняти інтенсивність забарвлення розчину у трьох пробірках з інтенсивністю забарвлення еталону.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Фактори, які впливають на швидкість хімічних реакцій.
2. Закон діючих мас. Ким і коли він відкритий?
3. Константа швидкості хімічних реакцій. Від яких факторів вона залежить?
4. Залежність швидкості хімічних реакцій від температури.
5. Енергія активації. Рівняння Арреніуса.
6. Поняття про каталізатори. Гомогенний та гетерогенний катализ.
7. Роль каталізатора при гомогенному та гетерогенному каталізах.
8. Які реакції називаються оборотними?
9. Хімічна рівновага та умови її встановлення.
10. Зміщення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати математичний вираз швидкості таких хімічних реакцій:
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3.$$
$$\text{C}_{\text{тв.}} + \text{O}_2 = \text{CO}_2.$$
$$2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2.$$
2. Окиснення сірки і її діоксиду протікає за такими рівняннями:
$$\text{S}_{\text{тв.}} + \text{O}_2 = \text{SO}_2;$$
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3.$$

Як зміняться швидкості цих реакцій, якщо об'єм кожної із систем зменшити в 4 рази?
3. Реакція проходить за таким рівнянням: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$. Константа швидкості цієї реакції при деякій температурі дорівнює 0,16. Вихідні концентрації реагуючих речовин:
 $[\text{H}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,05$ моль/л. Обчислити початкову швидкість реакції і її швидкість, коли $[\text{H}_2] = 0,03$ моль/л.
4. Як зміниться швидкість реакції в газовій фазі при підвищенні температури на 60°C , якщо температурний коефіцієнт швидкості даної реакції дорівнює 2?
5. На скільки градусів треба підвищити температуру, щоб швидкість реакції, температурний коефіцієнт якої дорівнює 3, зросла у 27 разів?
6. Записати вираз константи рівноваги для реакції:
$$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \leftrightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{р.})}.$$

Як змінити тиск, щоб збільшити вихід метану?
7. Константа швидкості реакції $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ рівна $2 \cdot 10^{-3}$
а) яка швидкість v_1 даної реакції в початковий момент, коли концентрація речовини А становить 3,4 моль/л, речовини В – 0,6 моль/л?

- б) яка буде швидкість v_2 цієї реакції через деякий час, коли утворилося 0,1 моль/л речовини AB_2
8. У якому напрямі зміститься рівновага таких оборотних реакцій:
- а) $C + H_2O_{(газ)} \leftrightarrow CO + H_2 - 129,89 \text{ кДж}$
- б) $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + 92,19 \text{ кДж}$
- в) $2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3 + 172,38 \text{ кДж}$
- при пониженні температури; при пониженні тиску? Записати вирази константи рівноваги для даних реакцій.
9. Як зміниться швидкість прямої реакції:
- $$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3,$$
- якщо збільшити тиск у три рази; концентрацію вихідних речовин у два рази?
10. При певній температурі рівновага в системі
- $$2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$$
- встановилася при таких концентраціях: $[NO_2] = 0,06 \text{ моль/л}$, $[NO] = 0,24 \text{ моль/л}$, $[O_2] = 0,12 \text{ моль/л}$. Знайти константу рівноваги і вихідну концентрацію NO_2 .

Лабораторна робота № 5

Тема: РОЗЧИНИ. СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ. ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ ІЗ СУХОЇ НАВАЖКИ.

Мета: Навчитись обчислювати концентрації розчинів та вести перерахунки з одного способу вираження концентрації в інший. Приготувати розчин заданої концентрації. Навчитись визначати густину розчинів ареометром.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Істинними розчинами називають стійкі рідкі або тверді гомогенні дисперсні системи, склад яких може змінюватися в досить широких межах. Розчинення – самовільний процес розподілу однієї речовини в іншій у результаті дифузії.

Складовими частинами (компонентами) розчину є *розчинник* і *розчинена речовина*. Кількісний склад розчинів визначається концентрацією, тобто відносним вмістом компонентів.

Кількісний склад (*концентрацію*) розчину можна виразити кількома способами. При обчисленні концентрації розчинів використовують позначення:

$m_{p.p.}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{p-ну}$ – маса розчину, г;

$M_{p.p.}$ – молярна маса розчиненої речовини;

$V_{p.p.}$ – кількість розчиненої речовини, моль;

$V_{екв.p.p.}$ – кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль;

$V_{p.p.}$ – об'єм розчиненої речовини, л;

$V_{p-ну}$ – об'єм розчину, л.

1. *Масова частка* (відсоток, процент) розчиненої речовини ω – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\%$$

2. *Об'ємна частка* розчиненої речовини $\omega_{об.}$ – це відношення об'єму розчиненої речовини до об'єму розчину.

$$\omega_{об.} = \frac{V_{p.p.}}{V_{p-ну}} \cdot 100\%$$

3. *Молярність* (молярна концентрація) C_m – визначає кількість розчиненої речовини (моль) в 1л (1000 см³) розчину.

$$C_m = \frac{m_{p.p.}}{M_{p.p.} \cdot V_{p-ну}}$$

Наприклад, якщо в одному літрі розчину сульфатної кислоти міститься 1 моль (98 г) H_2SO_4 , то молярна концентрація розчину $C_M = 1$ моль/л.

Прийняті позначення:

- одномолярний розчин 1 М (1 моль/л);
- децимолярний розчин 0,1 М (0,1 моль/л);
- сантимольярний розчин 0,01 М (0,01 моль/л);
- мілімолярний розчин 0,001 М (0,001 моль/л);

4. *Нормальність* (молярна концентрація еквівалента), C_N – визначає число моль еквівалентів розчиненої речовини у 1л (1000 cm^3) розчину.

$$C_N = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{Е р.р.}} \cdot V_{\text{р-ну}}}$$

Наприклад, якщо в 1 л розчину натрій сульфату міститься 71 г (1 моль еквівалентів) Na_2SO_4 , то нормальність розчину дорівнює 1 моль-екв/л, розчин однонормальний (1Н).

5. *Молярність* (молярна концентрація), C_m – визначає кількість розчиненої речовини на 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \cdot m_{\text{р-ка}}} \cdot 1000 .$$

6. *Мольна частка*, N – визначає частку моль одного з компонентів розчину від загального числа моль всіх компонентів розчину.

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots}$$

де $v_{1,2,3}$ – кількість речовини компонентів 1,2,3, і т.д.

Для обчислення концентрації розчинів часто використовується густина. Густина (ρ , г/ cm^3 , кг/ dm^3 , г/мл) – це маса одиниці об'єму. Густина води – найпоширенішого розчинника – дорівнює наближено 1 г/ cm^3 . Густина розчину відрізняється від густини розчинника. Залежність між масою (m), об'ємом (V) та густиною (ρ) розчину виражається формулою:

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

Для обчислень, пов'язаних із взаємодією між розчинами, зручно користуватись законом еквівалентів для розчинів:

$$C_{N_1} \cdot V_1 = C_{N_2} \cdot V_2 ,$$

де C_{N_1}, C_{N_2} – нормальні концентрації реагуючих розчинів, моль екв/л;

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

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід. Приготування розчину натрій хлориду (кухонної солі).

Розрахувати, яку масу солі та води треба взяти для приготування заданого об'єму розчину натрій хлориду заданої концентрації (див. таблицю).

Варіант	1	2	3	4	5	6
ω , %	3	2	5	4	3	6
$V_{p-ну}$, МЛ	60	80	50	75	90	50

На техніко-хімічній вазі зважити сіль.

Пересипати наважку в колбу на 100 мл.

Відміряти циліндром на 100 або 50 мл необхідний об'єм дистильованої води, влити її в колбу і розчинити сіль при перемішуванні.

Одержаний розчин перелити в мірний циліндр на 50 мл і визначити густину розчину ареометром.

Усі розрахунки і результати зважування записати в лабораторний зошит, заповнивши таблицю. За густиною (див. табл. 3 у Додатках) знайти масову частку (відсоткову концентрацію) натрій хлориду в розчині. Встановити величину розбіжності знайденої концентрації із заданою. Обчислити молярність та мольну частку отриманого розчину.

ω , %	ρ , г/см ³	$V_{p-ну}$, МЛ	$m_{p-ну}$, Г	$m_{p.p.}$, Г	$V_{p-ка}$, МЛ	C_m , МОЛЬ/Л	N_1

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. При 200 °С в 100 кг води розчинено 15,6 кг нітрату калію. Обчислити масову частку солі в розчині.

Розв'язання.

Масова частка нітрату калію в розчині визначається за формулою:

$$\omega = \frac{m_{p.p.}}{m_{p-ну}} \cdot 100\% .$$
$$\omega = \frac{15,6}{15,6+100} = 0,135 \text{ або } 13,5\% \text{ (мас.)}$$

2. 24,5 мл етилового спирту C₂H₅ОН розбавили водою до об'єму 120 мл. Знайти об'ємну частку спирту.

Розв'язання.

Об'ємна частка спирту в розчині визначається за формулою:

$$\omega_{об.} = \frac{V_{p.p.}}{V_{p-ну}} \cdot 100\% . \quad \omega_{об} = \frac{24,5}{120} = 0,204 \text{ або } 20,4\% \text{ (об.)}$$

3. Обчислити молярну та молярну концентрацію розчину хлориду алюмінію з масовою часткою AlCl₃ 16 %. Густина розчину 1,149 г/см³.

Розв'язання.

Знаходимо масу 1 л (1000 см³) розчину:

$$m = V \cdot \rho = 1000 \cdot 1,149 = 1149 \text{ г.}$$

Знаходимо масу AlCl₃ у 1 л розчину за формулою:

$$m_{\text{р.р.}} = \frac{m_{\text{р-ну}} \cdot \omega}{100\%}$$
$$m(\text{AlCl}_3) = \frac{16 \times 1149}{100} = 188,84 \text{ г}$$

Знаходимо молярну масу AlCl₃: M (AlCl₃) = 133,5 г/моль.

Молярну концентрацію розчину обчислюємо за формулою:

$$C_M = \frac{v_{\text{р.р.}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \times V_{\text{р-ну}}}$$
$$C_M = \frac{188,84}{133,5 \times 1} = 1,41 \text{ моль/л.}$$

За умовою 100 г розчину містить 16 г AlCl₃ і 84 г H₂O.

Молярну концентрацію розчину обчислюємо за формулою:

$$C_m = \frac{v_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ка}}} \times 1000 = \frac{m_{\text{р.р.}}}{M_{\text{р.р.}} \times m_{\text{р-ка}}} \times 1000$$
$$C_m(\text{AlCl}_3) = \frac{16}{133,5 \times 84} \times 1000 = 1,43 \text{ моль/кг}$$

Молярність розчину C_m = 1,43 моль/кг.

4. Знайти мольну частку етилового спирту C₂H₅OH у його водному розчині з масовою часткою 10% C₂H₅OH.

Розв'язання.

За умовою 100 г розчину містить 10 г C₂H₅OH та 90 г H₂O.

Молярні маси речовин становлять:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}; \quad M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46 \text{ г/моль.}$$

Обчислюємо кількість моль розчинника та розчиненої речовини:

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90}{18} = 5 \text{ моль}; \quad v(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{10}{46} = 0,22 \text{ моль.}$$

Мольну частку спирту в розчині обчислюємо за формулою:

$$N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2 + v_3 + \dots}. \quad N = \frac{0,22}{5 + 0,22} = 0,042.$$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Що таке розчини?
2. Чим відрізняється розчин від суміші?
3. Що означають поняття "концентрація розчину", "розчинність", "насичений розчин"?

4. Основні способи вираження концентрації розчинів.
5. Основні положення гідратної теорії розчинів.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. У одному літрі (дм^3) розчину міститься 10,8 г сульфатної кислоти. Яка молярна і нормальна концентрація цього розчину? Кислоту вважати двоосновною.
2. У реакцію з 30 мл (см^3) сульфатної кислоти вступило 50 мл розчину лугу з молярною концентрацією еквівалента 0,3 моль-екв/л. Скільки грамів сульфатної кислоти використано для одержання цього розчину? Використати закон еквівалентів. Кислоту вважати двоосновною.
3. Розчин калій нітрату містить 192,6 г KNO_3 в одному літрі ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$). Розрахувати масову частку солі в розчині і молярну концентрацію розчину.
4. Обчислити масову частку сульфатної кислоти в її 5 М розчині ($\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$).
5. Для розчинення деякої маси крейди (кальцій карбонату) витрачено 35 мл 1,025 н розчину хлоридної кислоти. Обчислити масу взятого кальцій карбонату.
6. Обчислити молярну концентрацію еквівалента (нормальність) 18 %-ного розчину натрій гідроксиду ($\rho = 1,203 \text{ г/см}^3$).
7. До 1 л 10 % розчину калій гідроксиду ($\rho = 1,092 \text{ г/см}^3$), долити 0,5 л 5 % розчину KOH ($\rho = 1,045 \text{ г/см}^3$), одержаний розчин розбавили водою до об'єму 3 л. Яка молярність розчину, що утворився?
8. Розчин приготували розчиненням 20 грамів іоду I_2 в 500 г чотирьоххлористого вуглецю CCl_4 . Обчислити мольну і масову частку іоду в цьому розчині.
9. Розчин, утворений розчиненням 5,0 г толуолу C_7H_8 в 225 г бензолу C_6H_6 має густину $0,876 \text{ г/см}^3$. Обчислити відсоткову і молярну концентрації цього розчину.
10. Який об'єм розчину кислоти з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л потрібний для нейтралізації 50 см^3 розчину, що містить 0,40 г натрій гідроксиду? Для розв'язання використати закон еквівалентів.

Лабораторна робота № 6

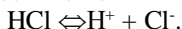
Тема: РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ. ІОННИЙ ДОБУТОК ВОДИ

Мета: З'ясувати причини електролітичної дисоціації кислот, основ і солей. Навчитись писати іонні рівняння. Закріпити поняття “ступінь електролітичної дисоціації”, “константа дисоціації”, “водневий показник”.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

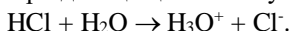
Згідно з положеннями теорії електролітичної дисоціації Арреніуса при розчиненні у воді електроліти дисоціюють на іони. Позитивно заряджені іони називають *катіонами*, до них належать іони металів, амонію і водню. Негативно заряджені іони називають *аніонами*; до них належать іони кислотних залишків і гідроксильні іони. Як і молекули розчинника, іони в розчині перебувають у стані неупорядкованого теплового руху.

Процес електролітичної дисоціації зображають, користуючись хімічними рівняннями. Наприклад, дисоціація HCl виразиться рівнянням:



Теорії Арреніуса протистояла хімічна або гідратна теорія розчинів Менделєєва, в основі якої лежало уявлення про взаємодію розчиненої речовини з розчинником. Російський фізхімік І.О. Каблуков об'єднав фізичну і хімічну теорію розчинів і вперше висловив припущення про гідратацію іонів. Іони утворюють з водою (коли вода є розчинником) нестійкі сполуки – гідратовані іони. Отже, при розчиненні електролітів молекули розщеплюються на іони; іони взаємодіють з молекулами розчинника. При цьому обидва процеси – дисоціація і гідратація – відбуваються одночасно.

При дисоціації кислот утворюються іони гідроксонію:



Гідроксоній

Ступенем дисоціації електроліту називається відношення числа його молекул, що продисоціювали на іони, до загального числа його молекул в розчині.

$$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}},$$

де $C_{\text{дис}}$ – число молів продисоційованого електроліту (моль/л);

$C_{\text{заг}}$ – загальна концентрація електроліту (моль/л).

З цього виразу видно, що $0 < \alpha < 1$. (може бути виражений в процентах). Величина ступеня дисоціації залежить від:

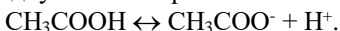
- хімічної природи речовини;
- концентрації розчину;
- природи розчинника.

За величиною ступеня дисоціації 0,01 – 0,1 н розчинів усі електроліти поділяють на *сильні* і *слабкі*. До сильних електролітів належать електроліти,

які у водних розчинах дисоційовані практично повністю ($\alpha > 50\%$). (Поняття ступеня дисоціації до них по суті і не може бути застосоване). Це більшість солей, HClO_4 , $\text{H}[\text{BF}_4]$, HNO_3 , HCl , HBr та інші кислоти, гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Слабкі електроліти дисоціюють частково ($\alpha < 3\%$). До них належать більшість органічних кислот, H_2CO_3 , H_2S , HCN , NH_4OH та інші. Характерною особливістю слабких електролітів є встановлення хімічної рівноваги між іонами і молекулами розчиненої речовини:



Для рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту між молекулами й іонами, можна записати вираз константи рівноваги. Дисоціації оцтової кислоти відбувається за рівнянням:



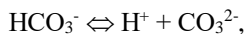
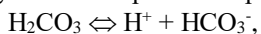
Константа рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається *константою дисоціації* (див. табл. 5 Додатків). Вона залежить від природи електроліту, природи розчинника, температури розчину, але не залежить від концентрації електроліту.

Константа рівноваги характеризує здатність кислоти або основи розпадатися на іони: чим вище K , тим легше електроліт дисоціює.

Багатоосновні кислоти і багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. У розчинах цих кислот встановлюються складні рівноваги, в яких беруть участь іони різного заряду.



$$K_1 = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$K_2 = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

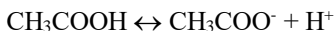
$$K_1 \cdot K_2 = K_{\text{дис.}}$$

де K_1 , K_2 – ступінчасті константи дисоціації, а $K_{\text{дис.}}$ – сумарна константа дисоціації.

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

При ступінчастій дисоціації речовин наступний (другий) ступінь характеризується меншим розпадом, ніж попередній (перший), тобто $K_1 > K_2$.

Між константою і ступенем дисоціації встановлено зв'язок, відомий як *закон розведення Оствальда*. Розглянемо дисоціацію слабого електроліту CH_3COOH :



Нехай, C – концентрація оцтової кислоти, моль/л,

α – ступінь дисоціації оцтової кислоти.

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+] = \alpha \cdot C_{\text{моль/л}}$, оскільки $\alpha = C_{\text{дис.}}/C_{\text{заг.}}$, концентрація недисоційованої оцтової кислоти буде дорівнювати $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$ моль/л. Тоді для константи дисоціації оцтової кислоти отримаємо вираз:

$$K_{\text{дис.}} = \frac{\alpha \cdot C \cdot \alpha \cdot C}{C(1 - \alpha)} = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Це рівняння є математичним виразом закону розведення.

Якщо електроліт є дуже слабким, то $\alpha \ll 1$, тоді $\lim(1 - \alpha) = 1$, а закон розведення записують так:

$$K_{\text{дис.}} = C \cdot \alpha^2 \text{ або } \alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис.}}}{C}}$$

З останнього рівняння чітко випливає, що із зменшенням концентрації електроліту ступінь його дисоціації зростає.

Іонний добуток води – це добуток концентрації (активності) іонів H^+ та OH^- , який у будь-якому водному розчині є величиною стала:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

Після логарифмування отримо:

$$\lg[\text{H}^+] + \lg[\text{OH}^-] = \lg 10^{-14}$$

$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$ – водневий показник розчину.

$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$ – гідроксильний показник розчину.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

У нейтральному середовищі концентрації іонів гідрогену і гідроксилу рівні, тому $\text{pH} = \text{pOH} = 7$, у кислому – $\text{pH} < 7$, у лужному – $\text{pH} > 7$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення реакції середовища розчину.

Визначити за допомогою рН-метра й універсального індикаторного папірця рН різних розчинів: хлоридної кислоти, оцтової кислоти, водопровідної води, дистильованої води, розчину амоній гідроксиду та натрій гідроксиду. Зробити висновок, яке середовище (кисле, нейтральне чи лужне) має кожний розчин. Записати рівняння дисоціації електролітів.

Результати оформити у вигляді таблиці:

№ п/п	Речовина	рН за індикаторним папірцем	рН розчину за рН-метром	Середовище

Дослід 2. Іонні реакції.

а) У три пробірки налити по 2 мл розчину сульфатів натрію, цинку, алюмінію і долити по 2 мл розчину барій хлориду (або нітрату). Відмітити у трьох пробірках однаковий осад барій сульфату. Записати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі. Записати загальне скорочене іонне рівняння.

б) До 2 мл розчину карбонату натрію додати таку ж кількість розбавленої хлоридної кислоти. Спостерігати виділення вуглекислого газу, який утворився внаслідок розкладу слабого електроліту карбонатної кислоти. Записати рівняння реакції у молекулярній та іонній формі.

в) До 1 мл розчину оцтової кислоти додати 2-3 краплини лакмусу. Додавати розчин натрій гідроксиду до зміни забарвлення з рожевого на голубе. Записати рівняння реакції у молекулярній та іонній формі.

Зробити висновок про умови протікання реакції між електролітами в розчинах.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Теорія електролітичної дисоціації.
2. Константа електролітичної дисоціації.
3. Сильні і слабкі електроліти, навести приклади.
4. Іонний добуток води. рН середовища.
5. У яких випадках відбуваються реакції між розчинами електролітів?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Дати визначення кислоти, основи і солі за теорією електролітичної дисоціації.
2. Написати рівняння дисоціації на іони сполук-електролітів: H_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHCO_3 , враховуючи можливість ступінчастої дисоціації. Розділити електроліти на сильні, слабкі та середньої сили.
3. До кожної з речовин: NaCl , CuSO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ додали розчин натрій гідроксиду. В яких випадках відбулись реакції? Виразити їх молекулярними та іонними рівняннями.
4. До кожної з речовин: BaCl_2 , KOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ додали розчин сульфатної кислоти. Записати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах.
5. Визначити рН 0,001 М розчинів HCl і NaOH (дисоціацію вважати повною).
6. Визначити ступінь дисоціації, концентрацію іонів гідрогену і рН 0,01 М розчину оцтової кислоти.
7. Водневий показник розчину хлоридної кислоти становить 1,5. Визначити концентрацію хлоридної кислоти у розчині.
8. За рівнянням ступінчастої дисоціації сульфатної кислоти написати вирази констант дисоціації K_1 та K_2 . Яка з цих величин менша? Чому?
9. Чому розчин хлороводню у воді має кислотні властивості, а його розчин у бензолі таких властивостей не має?
10. Концентрація іонів гідроксиду у водному розчині рівна 10^{-5} моль/л. Яка концентрація іонів водню в цьому розчині? Чому дорівнює рН цього розчину?

Лабораторна робота № 7

Тема: ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета: Ознайомитись з окисно-відновними процесами, засвоїти поняття “окисник”, “відновник”, процеси окиснення і відновлення, “ступінь окиснення”. Вивчити вплив середовища на окисно-відновні процеси.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Нерівномірність розподілу електронів між атомами в сполуках дістала назву *окиснюваності*.

Елемент, електрони якого зміщуються до атомів другого елемента (повністю у випадку іонного зв'язку або частково у випадку полярного), виявляє *позитивну окиснюваність*. Елемент, до атомів якого зміщуються електрони атома другого елемента, проявляє *негативну окиснюваність*.

Число електронів, зміщених від одного атома певного елемента (при позитивній окиснюваності) або до атома певного елемента (при негативній окиснюваності), називається *ступенем окиснення*.

Ступінь окиснення – це умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були зміщені до більш електронегативного атома. Позитивний ступінь окиснення визначається як кількість електронів, зміщених від даного атома. Негативний ступінь окиснення дорівнює кількості зміщених електронів до даного атома.

Ступені окиснення позначають арабською цифрою із знаком “+” чи “-” перед цифрою розміщують їх вгорі над символом елемента, наприклад, Mn^{+2} , Mn^{+7} , S^{-2} , N^{-3} , P^{+5} .

Заряди іонів, на відміну від ступеня окиснення, позначають арабською цифрою із знаком “+”, “-” після цифри: Ca^{2+} , Na^{+} , SO_4^{2-} , Cl^{-} .

Правила визначення ступеня окиснення

1. Ступінь окиснення елементів в простих речовинах дорівнює нулю.
 Cl_2^0 , Br_2^0 , N_2^0 , Na^0 .
2. В іонних сполуках ступінь окиснення дорівнює заряду іона:
 Cl^{-} ступінь окиснення хлору -1 , Na^{+} ступінь окиснення натрію $+1$.
3. Сума ступенів окиснення всіх атомів або іонів, які входять до складу сполуки, дорівнює нулю.
 $FeCl_3$ $+3+3 \cdot (-1) = 0$
4. Сума ступенів окиснення всіх атомів в іоні дорівнює заряду іона. У SO_4^{2-} сума ступенів окиснення дорівнює -2 :
 $S(+6)$, $O(-2)$: $+6 + 4 \cdot (-2) = +6 - 8 = - 2$.
5. Окремі елементи майже в усіх своїх сполуках проявляють один і той же ступінь окиснення. Такі елементи використовують як еталонні при

визначенні ступенів окиснення інших елементів. До еталонних належать елементи:

K^{+1} , Na^{+1} , H^{+1} (за винятком гідридів металів $NaNH^{-1}$, KH^{-1} , CaH_2^{-1});

Mg^{+2} , Ca^{+2} , Al^{+3} , F^{-1} , Cl^{-1} (за винятком сполук з O та сполук з F);

O^{-2} (за винятком пероксидів H_2O_2 , Na_2O_2 , фторидів $O^{+2}F_2$, $O_2^{+}F_2$).

Реакції, які супроводяться зміною ступеня окиснення елементів, називають *окисно-відновними*.

Віддавання електронів, яке супроводиться підвищенням ступеня окиснення елемента, називають *окисненням*.

Приєднання електронів, що супроводжується зниженням ступеня окиснення елемента, називають *відновленням*.

Відновник: $Na \rightarrow Na^{+} + 1e$ - процес окиснення.

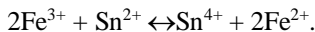
Окисник: $Cl_2 + 2e \rightarrow 2Cl^{-}$ - процес відновлення.

Речовину, до складу якої входить елемент, що окиснюється, називають *відновником*; а речовину, яка містить елемент, який відновлюється, – *окисником*.

Чим більший стандартний окисно-відновний потенціал даної пари, тим сильнішим окисником є відповідна окиснена форма і тим слабшим відновником є відповідна відновлена форма.

Знаючи відносну силу різних окисників і відновників, можна передбачити напрям протікання реакції.

Наприклад:



$E^0 (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = +0,77 \text{ В}$ – окисник.

$E^0 (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = +0,15 \text{ В}$ – відновник.

Умовою здійснення окисно - відновної реакції є додатне значення ЕРС сумарної реакції:

$$E_{PC} = E^0 (Fe^{3+}/Fe^{2+}) - E^0 (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,77 - 0,15 = 0,62 \text{ В}.$$

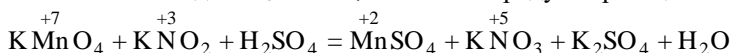
Отже, реакція буде проходити в прямому напрямку: Fe^{3+} буде відновлюватись, а Sn^{2+} буде окиснюватися.

Метод електронного балансу урівнювання окисно-відновних реакцій

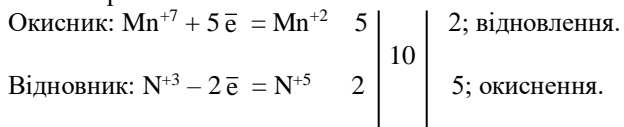
Записують рівняння реакції у молекулярній формі:



Перманганат калію містить Манган у вищому ступені окиснення, тому може бути тільки окисником. Нітрит калію містить N^{+3} , це проміжний ступінь окиснення і в даному випадку, якщо Mn^{+7} – окисник, то N^{+3} може бути тільки відновником. Відновлення Mn^{+7} у кислому середовищі може проходити до Mn^{+2} , а окиснення NO_2^{-} до NO_3^{-} . Отже, запишемо продукти реакції:



Позначимо ступені окиснення речовин, в яких вони змінюються. Далі визначаємо кількість електронів, які віддає відновник і приєднує окисник – складаємо електронний баланс:



Коефіцієнти у рівнянні біля окисника 2, біля відновника – 5:



Спочатку знаходять коефіцієнти біля всіх катіонів (крім H^+), потім аніонів. Потім підраховують число атомів Н, а перевіряють правильність за числом атомів Оксигену.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Окиснення натрій сульфїту калій бїхроматом.

Налити у пробїрку 1-2 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, додати декілька крапель розчину сульфатної кислоти та 1-2 мл розчин натрій сульфїту. Спостерїгати змїну оранжевого забарвлення розчину на зелене внаслідок відновлення іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до Cr^{+3} . Іон SO_3^{2-} окиснюється при цьому в SO_4^{2-} . Записати рївняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

Дослід 2. Окиснювальні властивості іонів Fe^{3+} .

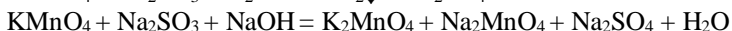
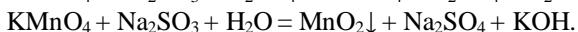
Налити у пробїрку 1-2 мл розчину ферум (III) хлориду додати 1-2 мл розчину калій йодиду й 1 мл розчину крохмалю. Що спостерїгається? Записати рївняння реакції, урівняти його методом електронного балансу.

Дослід 3. Взаємодія міді з нїтратною кислотою.

У пробїрку опустити 2-3 мідних дротини і обережно налити 2-3 мл концентрованої нїтратної кислоти. Спостерїгати видїлення газу. Скласти рївняння реакції й урівняти його методом електронного балансу.

Дослід 4. Залежність ступеня відновлення KMnO_4 від рН середовища.

У три пробїрки налити по 1-2 мл розчину перманганату калїю і додати по 1 мл: у першу пробїрку – розведеної сульфатної кислоти, в другїй залишити розчин нейтральним, у третю – розчину натрій гїдроксиду. У кожену пробїрку додати розчин натрій сульфїту. Записати спостереження. Методом електронного балансу підібрати коефіцієнти в реакціях



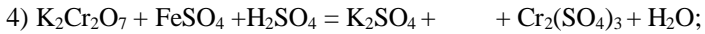
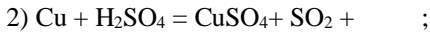
ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Ступінь окиснення елементів, правила його визначення.
2. Процеси окиснення та відновлення.
3. Типи окисно-відновних реакцій.
4. Вплив середовища на окисно-відновні процеси.
5. Основні окисники та відновники. Які речовини виступають лише відновниками, а які лише окисниками?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Визначити ступінь окиснення елементів у таких сполуках: O_2 , HCl , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, H_2O_2 , NH_4NO_3 , $Fe(NO_3)_3$.
2. Написати електронні рівняння для таких перетворень:
 $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+4}$; $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$;
 $Cu^0 \rightarrow Cu^{+2}$; $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$;
 $N^{-3} \rightarrow N^{+5}$; $S^{+6} \rightarrow S^{+4}$;
 $S^0 \rightarrow S^{+4}$; $Fe^{+3} \rightarrow Fe^{+2}$.
У яких випадках відбулося окиснення, а в яких відновлення?
3. Які властивості – окисні чи відновні - проявляють виділені елементи в речовинах: S , H_2S , Mn , $KMnO_4$, Zn , ZnS ?
4. Визначити еквівалент та еквівалентну масу калій перманганату в реакціях, проведених у досліді 4.
5. Чи може одна і та ж речовина виступати в одних реакціях окисником, а в інших – відновником? Навести приклад.
6. Встановити ступінь окиснення Мангану у сполуках $MnSO_4$, MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$ та визначити, де Манган проявляє властивості окисника, де відновника, а в яких сполуках може проявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому?
7. Чи можуть проходити окисно-відновні реакції між такими речовинами: $PH_3 + KMnO_4$; $HNO_2 + HI$; $HCl + H_2Se$. Чому?
8. Чому при взаємодії нітратної кислоти з металами не утворюється водень?
9. Вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:
 - 1) $NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O$;
 - 2) $CuS + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$;
 - 3) $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$;
 - 4) $P_2O_5 + C = CO + P$;
 - 5) $Br_2 + HClO + H_2O = HBrO_3 + HCl$;
 - 6) $K_2Cr_2O_7 + Na_2S + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + S + H_2O$;
 - 7) $K_2Cr_2O_7 + NaNO_2 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + NaNO_3 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$;
 - 8) $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 = I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$;
 - 9) $HIO_3 + H_2SO_3 = HI + H_2SO_4$;
 - 10) $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$.

10. Встановити пропущені речовини у рівняннях. Вказати окисник, відновник, підібрати коефіцієнти методом електронного балансу:



Лабораторна робота № 8

Тема: ЗАГАЛЬНІ ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

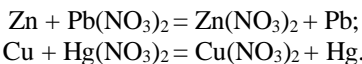
Мета: Вивчити хімічні властивості металів – взаємодію з водою, кислотами, лугами, солями. Ознайомитися з механізмом процесів корозії. Дослідити вплив різних факторів на процес корозії металів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

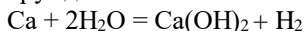
Серед елементів періодичної системи переважаюча більшість – метали. Це *s* – метали (I, II групи, головні підгрупи, крім водню і гелію), *d*-, *f*-метали (побічні підгрупи всіх груп періодичної системи) та *p*- метали (лівий нижній кут *p*-елементів від діагоналі "бор-астат").

Характерною особливістю електронної будови атомів металів є невелике число електронів на зовнішньому енергетичному рівні атомів. Тому вони легко втрачають ці електрони при хімічних реакціях, проявляючи тільки відновні властивості. Атом металу перетворюється при цьому в додатньо заряджений іон: $Me - ne = Me^{n+}$. Це головна особливість металів.

Відновна здатність металів при реакціях у водних розчинах визначається місцем металу у ряді напруг, де метали розташовані в порядку зростання їх стандартних електродних потенціалів, φ_0 , В (табл.8). Більш активним є той метал, стандартний потенціал якого менший. Стандартний потенціал системи $2H^+/H_2$ прийнято рівним нулю. Метал, який розміщений ближче до початку ряду напруг і має менше значення стандартного потенціалу, є активнішим від тих членів ряду, що стоять за ним, і може витіснити їх з водних розчинів солей:

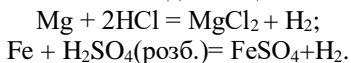


Потенціал витіснення водню з води (pH =7) становить -0,41 В. Отже, водень з води можуть витіснити метали, потенціал яких менший, ніж - 0,41 В. Це метали від початку ряду напруг до заліза включно. Наприклад:



Проте метали від алюмінію по хром (включно) захищаються щільною нерозчинною оксидною плівкою і реакція практично не відбувається.

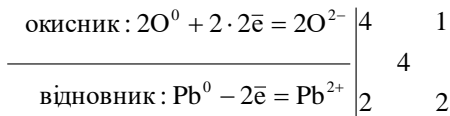
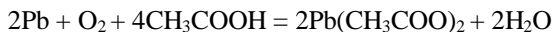
У *кислотах-неокисниках* (HCl, H₂SO₄ (розбавлена), CH₃COOH) окисником є іон H⁺: ($2H^+ + 2e^- = H_2$) $\varphi_0=0$ В. Тому метали, потенціал яких менший, ніж 0 вольт, можуть витіснити водень з цих кислот:



Виняток – свинець, який не витісняє водень з цих кислот через перенапругу виділення водню на свинці і через нерозчинність солей. Олово реагує так лише з концентрованою хлоридною кислотою:



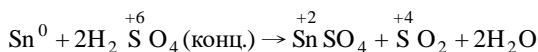
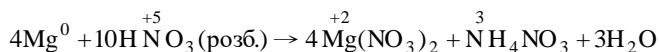
Розчинення свинцю в оцтовій кислоті – неокиснику відбувається за рахунок окиснення його не іоном H^+ кислоти, а киснем, що є у розчині, з подальшим утворенням розчинного плюмбум (II) ацетату. Водень при цьому не виділяється:



Кислоти – окисники H_2SO_4 (концентрована) та HNO_3 (будь-якої концентрації) окисляють аніоном (S^{6+} , N^{5+}), тому при їх взаємодії з металами водень не виділяється. Такі кислоти розчиняють і ті метали, що стоять після водню в ряду напруг ($\varphi_0 > 0$). При цьому ступінь окиснення S^{6+} , N^{5+} змінюється тим сильніше, чим активніший метал, вища температура і менша концентрація кислоти.

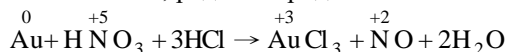
Кислота	Окисник	Продукти відновлення	Які метали взаємодіють
Конц. HCl Розв.	H^+	H_2	Усі метали, що розміщені ліворуч H_2
Розв. H_2SO_4 Конц.	H^+	H_2	Усі метали, що розміщені ліворуч H_2
	S^{6+}	SO_2	Малоактивні метали після Fe, Co, Cr пасивуються
		H_2S , S	Активні метали до Cr, Al пасивуються
Розв. HNO_3 Конц.	N^{5+}	NO	Малоактивні метали від Cr до Pt
	N^{5+}	N_2O , N_2 , NH_4NO_3	Активні метали до Cr
		NO_2	Усі метали, окрім Pt, Au; Al, Fe, Co, Ni пасивуються

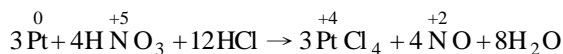
Наприклад:



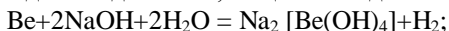
При високій концентрації сульфатної та нітратної кислот поверхня заліза пасивується і взаємодія без нагрівання практично не відбувається.

Суміш нітратної і хлоридної кислот 1:3 (“царська горілка”) окиснює всі метали, крім компактних осмію, родію та іридію:

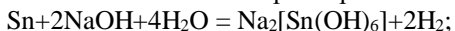




З лугами взаємодіють метали, що утворюють амфотерні оксиди й гідроксиди. При цьому водень виділяється, якщо метал достатньо активний:

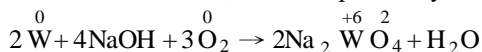


натрій берилат



натрій станат

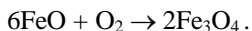
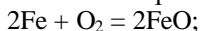
Якщо ж метал неактивний, то для його розчинення у розчині лугу необхідна присутність сильного окисника, водень при цьому не виділяється:



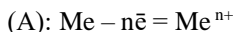
натрій вольфрамат

Корозія – це самовільний процес руйнування металів у результаті хімічної чи електрохімічної взаємодії їх із навколишнім середовищем.

Газова *хімічна корозія* є результатом окиснення металів у атмосфері сухих газів при високих температурах. Наприклад, утворення окалини на поверхні сталевих виробів при термообробці.



Найбільшої шкоди металевим виробам завдає *електрохімічна корозія*. Механізм електрохімічної корозії полягає в анодному руйнуванні (окисненні) металу в результаті утворення й роботи мікрогальванічного корозійного короткозамкнутого елемента. У процесі роботи цього елемента метал, який буде анодом, окиснюватиметься:



На катоді відбувається процес відновлення середовища. Залежно від середовища він може носити характер водневої або кисневої деполяризації.



Іони чи молекули, які відновлюються на катоді, називаються деполяризаторами. При корозії в кислому середовищі деполяризаторами будуть іони H^+ , при атмосферній корозії (у вологому повітрі), корозії в ґрунті, у воді, що містить розчинений кисень, деполяризатором буде кисень.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

1. Як відбувається корозія цинку, що перебуває у контакті з кадмієм:

а) в нейтральному розчині, що містить кисень;

б) в кислому розчині.

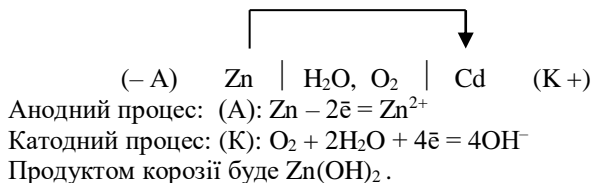
Складіть схеми корозійних елементів та рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Який склад продуктів корозії?

Розв'язання.

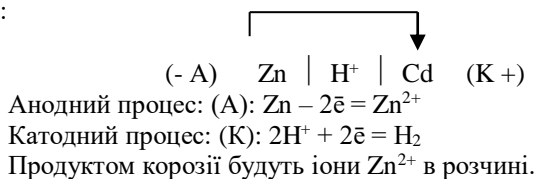
Складаємо схеми гальванічних корозійних елементів та записуємо

процеси, що відбуваються на катоді й аноді. Цинк має більш негативний потенціал (-0,76 В), ніж кадмій (-0,4 В), тому він є анодом, а кадмій – катодом.

а) Схема корозійного елемента, коли метали контактують у нейтральному середовищі, що містить кисень:



б) Схема корозійного елемента, коли метали контактують у кислому розчині:



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Взаємодія лужних та лужноземельних металів з водою.

У фарфорову чашку налити до половини води і додати 2-3 краплі фенолфталеїну. Пінцетом опустити невеликий шматочок натрію. Який газ виділяється під час реакції? Пояснити зміну забарвлення води. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 2. Дія кислот-неокисників на метали.

У три пробірки налити 2-3 мл розведеної сульфатної або хлоридної кислоти й опустити в них кусочки металів: цинку, заліза, міді. Записати величини стандартних електродних потенціалів і пояснити різницю у властивостях металів. Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 3. Дія кислот-окисників на метали.

У три пробірки налити по 2-3 мл розведеної нітратної кислоти і опустити в них кусочки металів: магнію, олова, міді. Який газ виділяється під час реакції? Записати рівняння реакції, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 4. Дія лугів на метали.

У три пробірки налити по 2-3 мл розчину лугу (NaOH або KOH) і опустити в них кусочки металів: алюмінію, цинку, заліза. Що спостерігається? Пояснити різницю в поведінці металів. Записати рівняння реакцій, урівняти методом електронного балансу.

Дослід 5. Утворення окалини на міді та залізі.

Нагріти очищені наждачними папером залізну і мідну пластинки в полум'ї пальника протягом 5 хв. Спостерігати зміну кольору пластин внаслідок окиснення. Записати рівняння реакцій. До якого виду корозії відноситься цей процес?

Дослід 6. Корозія на контакті двох різних металів.

У пробірку налити розбавлений розчин хлоридної або сульфатної кислоти й опустити шматочок цинку. Відмітити інтенсивність виділення водню. Доторкнутися мідною дротинкою до цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню і на якому з металів він виділяється?

Пояснити спостереження, врахувавши, що Zn і Cu утворюють гальванічну пару. Подати схему гальванічного елемента, записати процеси, що відбуваються на електродах, вказати напрямок переходу електронів у парі Zn/Cu.

Дослід 7. Корозія оцинкованого і лудженого заліза.

Налити у дві пробірки по 3-4 мл 2н розчину сульфатної кислоти і по три краплі червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$, що є чутливим реактивом на іони Fe^{2+} . За наявності іонів Fe^{2+} розчин забарвлюється в синій колір. Розчин перемішати скляною паличкою. В одну пробірку опустити смужку оцинкованого заліза, а в другу — покритого оловом, міддю або нікелем. У якій пробірці утворюється через деякий час синє забарвлення? Написати рівняння реакцій. Скласти схеми гальванічних корозійних елементів, що виникають при порушенні суцільності покриття. Вказати тип захисного покриття (анодне чи катодне).

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Розташування металів у періодичній системі.
2. Кристалічна структура металів.
3. Загальні фізичні властивості металів.
4. Основні хімічні властивості металів.
5. Що таке корозія металів? Основні види корозії металів.
6. Механізм електрохімічної корозії. Катодні й анодні процеси при корозії у різних середовищах.
7. Способи захисту металів від корозії.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Записати формули оксидів, які утворюють Манган та Хром, вказати, як змінюється їх характер залежно від ступеня окиснення металу.
2. Записати рівняння взаємодії натрію, кальцію та магнію з неметалами – воднем, хлором, фосфором та сіркою. Назвати сполуки, що утворюються.
3. Який тип хімічного зв'язку в металах? Які фізичні властивості він визначає?

4. Які з поданих реакцій відбуваються у водних розчинах?
- $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$
 - $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$
 - $\text{Hg} + \text{Cu SO}_4 \rightarrow$
 - $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Fe} + \text{Pb (NO}_3)_2 \rightarrow$
 - $\text{Ni} + \text{Fe}_2 (\text{SO}_4)_3 \rightarrow$
 - $\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Fe} + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$
5. Закінчити рівняння, урівняти їх методом електронного балансу:
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{конц.}) \rightarrow$
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 - $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 - $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{розб.}) \rightarrow$
6. Закінчити рівняння реакції:
- $\text{Al} + \text{Na OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - $\text{Zn} + \text{Na OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
7. Який з металів руйнуватиметься в кожній корозійній парі: Fe-Ni, Cu-Ni, Ag-Cu?
8. Записати процеси, що відбуваються при електрохімічній корозії на контакті Fe/Zn у вологій атмосфері.
9. Отвір у залізній посудині запаяно міддю. Як відбувається процес корозії на контакті Fe/Cu, якщо посудина заповнена водою, яка не містить кисню?
10. Смужку луженого заліза занурити в розчин розбавленої сульфатної кислоти, в який добавили трохи розчину калій гексаціаноферату (III). Як пояснити виникнення через деякий час синього забарвлення розчину? Записати рівняння процесів, що відбуваються.

Лабораторна робота № 9

Тема: ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ КАТІОНІВ і АНІОНІВ

Мета: Засвоїти розподіл катіонів на групи при кислотно-основному методі якісного аналізу. Вивчити групові реактиви та характерні якісні реакції для виявлення окремих катіонів і аніонів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

За кислотно-основною класифікацією катіони поділяють на шість аналітичних груп, наведених в таблиці 5.

Таблиця 5

Кислотно-основна класифікація катіонів

Номер групи	Катіони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
I	$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Na}^+, \text{NH}_4^+$	немає	Сульфати, хлориди та гідроксиди розчинні
II	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}$	HCl	Осади хлоридів не розчиняються в розведених кислотах
III	$\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, (\text{Pb}^{2+})$	H_2SO_4	Осади сульфатів не розчиняються в кислотах, лугах, розчині аміаку
IV	$\text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+}, \text{As}^{3+}$	NaOH (надлишок)	Осади гідроксидів розчиняються в надлишку лугу
V	$\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, (\text{Bi}^{3+})$	NaOH	Осади гідроксидів не розчиняються в надлишку лугу та розчині аміаку
VI	$\text{Cu}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}$	NH_4OH (надлишок)	Осади гідроксидів розчиняються в надлишку аміаку

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Випробування на розчинність

Сіль, яку ви отримали для дослідження, необхідно перевести в розчин. Тому аналіз починають з випробувань на розчинність солі в воді та в кислотах.

2-3 кристалики солі обробіть 10-12 краплями дистильованої води (при перемішуванні скляною паличкою) спочатку при кімнатній температурі, а потім (якщо необхідно) при нагріванні.

Якщо сіль у воді не розчинилась, необхідно перевірити її розчинність у розчині хлоридної кислоти. Для цього 2-3 кристалики солі обробіть 10-12 краплями 2н. розчину хлоридної кислоти (при перемішуванні скляною паличкою) спочатку при кімнатній температурі, а потім (якщо необхідно) при нагріванні.

Якщо сіль в розчині хлоридної кислоти не розчинилась, то аналогічно перевіряють розчинність солі (попередньо) в 2н. розчині нітратної кислоти, концентрованому розчині нітратної кислоти, концентрованому розчині хлоридної кислоти, “царській суміші” (3 частини концентрованої хлоридної та 1 частина концентрованої нітратної кислот).

Якщо при розчиненні солі в кислотах виділяються гази, визначте їх склад (CO_2 , SO_2 , H_2S) за допомогою відомих вам реакцій.

Після вибору розчинника розділіть сіль, яку отримали для аналізу, на три частини. Першу використовуйте для визначення катіонів, другу для визначення аніонів, третю залишіть для повторних та контрольних випробувань.

Виявлення катіонів

0,1-0,2 г. солі розчиніть в 40-50 краплях вибраного розчинника і за допомогою попередніх випробувань та групових реактивів почніть виявлення катіонів.

Зверніть увагу на колір розчину. Якщо розчин безколірний, то в ньому відсутні іони Cr^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , а можливо і Fe^{3+} . Якщо розчин забарвлений, то в ньому присутні катіони, що мають забарвлення.

Попередньо визначте присутність в солі іонів Fe^{2+} , Fe^{3+} і NH_4^+ .

Далі за допомогою групових реактивів визначіть, до якої групи катіонів належить катіон солі, яку ви аналізуєте. Визначивши групу катіонів, проведіть якісні реакції на окремі катіони даної групи і визначте, який саме катіон входить до складу солі. Складіть рівняння відповідних реакцій.

Виявлення аніонів

0,1-0,2 г. солі розчиніть в 40-50 краплях вибраного розчинника. Якщо розчинником була обрана соляна кислота, то для виявлення іона Cl^- окремо приготуйте декілька крапель розчину солі в нітратній кислоті. Якщо розчинником була обрана нітратна кислота, то для виявлення іона NO_3^- окремо приготуйте декілька крапель водного розчину солі (всі нітрати розчинні в воді), або розчину солі в соляній кислоті.

Про наявність або відсутність тих чи інших аніонів можна зробити висновок по розчинності солі та попередніх випробуваннях.

Визначення рН досліджуваного розчину. Універсальним індикаторним папірцем визначте рН розчину солі. Якщо середовище досліджуваного розчину кисле, то в ньому не можуть бути присутні аніони CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , S^{2-} .

Проба на аніони 1-ї групи і виявлення аніона SO_4^{2-} . В пробірку налийте 3-4 краплі розчину, що досліджується, і додайте 3-4 краплі розчину барій хлориду. Утворення осаду вказує на наявність аніона, що відноситься до першої групи. До осаду додайте декілька крапель 2н. розчину хлоридної кислоти. Якщо осад в кислоті не розчинився, то в розчині присутній сульфат-аніон.

Проба на аніони 2-ї групи. В пробірку налийте 3-4 краплі розчину, що досліджується, і додайте 3-4 краплі розчину аргентум нітрату. (Цю реакцію не можна використовувати, якщо сіль розчиняли в HCl). Якщо утворився осад, додайте декілька крапель нітратної кислоти. Якщо осад в кислоті не розчинився, то в розчині присутні аніони 2-ї групи.

Проба на наявність аніонів-відновників. В пробірку налийте 3-4 краплі розчину, що досліджується, 3-4 краплі 2н. розчину сульфатної кислоти і по краплях - розчину йоду. Знебарвлення розчину вказує на наявність аніонів-відновників S^{2-} або SO_3^{2-} .

Проведіть якісні реакції на окремі аніони виявленої групи і визначте, який саме аніон входить до складу солі.

За результатами визначення катіона та аніона складіть формулу солі, зробіть контрольні випробування і після підтвердження якісних реакцій здайте задачу викладачу. Результати випробувань дії групових реагентів оформіть у вигляді таблиці:

№ досліджу	Груповий реагент	Результат взаємодії	Висновок про наявність іонів
1.	HCl		
2.	H_2SO_4		
3.	NaOH		
4.	Надлишок NaOH		
5.	Надлишок NH_4OH		
6.	BaCl_2		
7.	AgNO_3		

Лабораторна робота №10

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ КРИСТАЛІЗАЦІЙНОЇ ВОДИ В БАРІЙ ХЛОРИДІ

Мета: Засвоїти методику гравіметричного аналізу.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Склад кристалогідратів виражають за формулою речовини та кількості молекул кристалізаційної води, які відповідають одній молекулі речовини. Наприклад, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ і т. д.

Вміст кристалізаційної води у різних солях визначають за втратою маси солі під час нагрівання. Для кожного кристалогідрату підбирають таку температуру, за якої не сіль не розкладається, і кристалізаційна вода повністю випаровується. Барій хлорид повністю втрачає кристалізаційну воду при нагріванні до температури $120 \div 125$ °С.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Ретельно очищений бюкс висушують у сушильній шафі за температури $120 \div 125$ °С протягом $20 \div 25$ хвилин (кришка бюкса повинна бути відкрита та поставлена на ньому ребром). Після цього, бюкс поміщують в ексікатор для остигання. Через $20 \div 30$ хвилин бюкс разом з кришкою зважують на аналітичних вагах та записують результат зважування у робочий зошит. У підготовлений таким чином бюкс насипають від 1 до 1,6 г солі BaCl_2 , закривають його кришкою та зважують на аналітичних вагах. Потім бюкс з сіллю поміщують у сушильну шафу, де витримують протягом 2 годин за температури $120 \div 125$ °С. Під час сушки солі кришка бюкса повинна бути відкритою (водяні пари повинні вільно випаровуватися з солі). Після висушування бюкс поміщують в ексікатор для остигання на $20 \div 25$ хвилин, а потім знову зважують на аналітичних вагах. Процедуру висушування повторюють доки маса бюкса з сіллю не буде відрізнятися від попереднього зважування не більше, ніж на 0,0002 г. Видалення кристалізаційної води вважають повним, якщо в результаті двох послідовних зважувань бюкса з сіллю, його маса залишається незмінною.

Усі результати зважувань та відповідних розрахунків записують у таблицю:

1.	Маса бюкса без речовини, г	$m_0 =$
2.	Маса бюкса з сіллю, г	$m_{b+c} =$
3.	Маса наважки речовини, г	$m_H =$
4.	Маса бюкса з сіллю після	

	прожарювання , г	
	– перше зважування	$m_{1(б+c)} =$
	– друге зважування	$m_{2(б+c)} =$
	– третє зважування	$m_{3(б+c)} =$
5.	Середнє значення результатів зважування після прожарювання, г	$m_{\text{сер.}} = \frac{m_{2(б+c)} + m_{3(б+c)}}{2}$
6.	Маса кристалізаційної води, г	$m_{\text{(кр. води)}} = m_{б+c} - m_{\text{сер.}}$
7.	Вміст кристалізаційної води у солі, %	$\omega_{\text{(води)}} = m_{\text{(кр. води)}} \cdot 100 / m_{\text{п}}$

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. У чому суть гравіметричного методу аналізу?
3. Які етапи включає виконання гравіметричного аналізу?
4. Яким вимогам повинні відповідати осаджувана та гравіметрична форми?
5. За допомогою якої формули розраховують гравіметричний фактор?
6. При яких умовах утворюються кристалічні та аморфні осадки?
7. За допомогою яких формул обчислюють масу аналізованої речовини у методі гравіметрії?
8. Яким чином з використанням методу гравіметрії можна визначити вміст кристалізаційної води у кристалогідратах? Наведіть приклади.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Розрахуйте масу наважки силікату, який містить 21,74% SiO_2 . При прожарюванні було отримано 0,0724г SiO_2 .
2. З наважки чавунної стружки масою 1,5462г після відповідної обробки і прожарювання отримали 0,1436 г SiO_2 і 2,1140 г Fe_2O_3 . Визначте масову частку Силіцію і Феруму в чавуні.
3. Наважку руди 0,4124г розчинили і обробили відповідним способом. Після прожарювання отримали 0,2514г Sb_2S_3 . Обчисліть масову частку Стибію в руді.
4. Наважку сплаву 1,0000г розчинили і після відповідної обробки отримали 0,2500г $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Розрахуйте масову частку CuO у сплаві.
5. Вміст Феруму в руді складає 49,52%. Яку наважку руди необхідно взяти, щоб після відповідної обробки отримати 0,4150г Fe_2O_3 ?

6. З розчину солі Калію отримали осад KClO_4 , маса якого після прожарювання складала 0,1528г. Визначте масу Калію, що міститься в розчині.

7. Розрахуйте масову частку Fe_3O_4 у магнітному залізняку, якщо з 0,6000г технічного залізняка отримали 0.4326г Fe_2O_3 .

8. З наважки сплаву масою 0,5783г після відповідної обробки виділили Купрум у вигляді Cu_2S , маса якого дорівнювала 0,1274г. Визначте масову частку Купруму в сплаві.

Лабораторна робота №11

Тема: МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ. ВИЗНАЧЕННЯ ЖОРСТКОСТІ ВОДИ ТА КИСЛОТНОСТІ ПРОДУКТІВ ХАРЧУВАННЯ.

Мета: Засвоїти методику титриметричного методу аналізу.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Кислотність хліба виражають у градусах кислотності. Під градусом кислотності розуміють кількість мл. 1 н розчину їдкого натру або їдкого калію, необхідних для нейтралізації кислот, що містяться в 100 г хлібної м'якушки.

Кислотність хліба зумовлюється наявністю у його складі молочної та оцтової кислот, які утворюються в процесі бродіння тіста та подальшого випікання.

Помірна кислотність хліба надає йому приємний смак і сприяє більш повному засвоєнню; хліб з високою кислотністю може виявитися шкідливим для здоров'я внаслідок підвищення процесів бродіння в шлунково-кишковому тракті. Крім того, кислий хліб є хорошим середовищем для розвитку цвілі, що потрапила з повітря. Кислотність житнього хліба не повинна перевищувати 12°, житньо-пшеничного – 11°, пшеничного – 3-4°.

Титрована кислотність є критерієм оцінки якості молока при його заготівлі. У молоці та молочних продуктах (крім вершкового масла) вона виражається в умовних одиницях – градусах Тернера (° Т). Під градусами кислотності розуміють кількість мілілітрів 0,1н розчину луку, яка необхідна для нейтралізації 100 мл молока.

Кислотність свіжовидоєного молока становить 16...18°Т. Така кислотність зумовлена кислотними солями – дигідрофосфатами та дигідроцитратами (близько 9...13°Т), білками – казеїном та сироватковими білками (4...6°Т), вуглекислим газом, кислотами (молочною, лимонною, аскорбіною, вільними жирними) та іншими компонентами молока (у сумі близько 1...3°Т).

При зберіганні сирого молока титрована кислотність зростає відповідно із розвитком у ньому молочнокислих бактерій, які перетворюють лактозу в молочну кислоту. Тому молоко з кислотністю 21°Т приймають як несортове.

Воду широко використовують у техніці, в хімічних виробництвах як розчинник і реагент, а також для промивання різних речовин, для охолодження агрегатів, парових котлів тощо.

На властивості води істотно впливають розчинені в ній домішки. Ці домішки потрібні для життя людини, тварин і рослин, але часто вони виявляються шкідливими при застосуванні води для технічних потреб. Так, для парових котлів особливо шкідливими є домішки солей кальцію і магнію, які при високій температурі утворюють щільний осад на стінках котлів.

Вмістом у природній воді іонів Ca^{+2} і Mg^{+2} зумовлена жорсткість води. Під час кип'ятіння жорсткої води на стінках посуду (котлів) утворюються осади (накип), що складається з карбонатів кальцію і магнію, продуктів термічного розкладання розчинних у воді гідрогенкарбонатів.

Сумарний вміст солей Магнію і Кальцію у воді називається її загальною жорсткістю.

Загальну жорсткість води поділяють на тимчасову, або карбонатну, і постійну, або некарбонатну.

Тимчасова жорсткість води зумовлена наявністю гідрогенкарбонатів кальцію і магнію, її можна усунути тривалим кип'ятінням води:

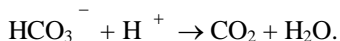


Постійна жорсткість води зумовлена наявністю у воді солей сильних кислот – сульфатів і хлоридів магнію і кальцію; кип'ятінням постійну жорсткість усунути неможливо.

Жорсткість води прийнято виражати числом міліеквівалентів (мекв) іонів Mg^{+2} і Ca^{+2} , що містяться в 1 л води (1 мекв = 20,04 мг/л Ca^{+2} або 12,16 мг/л Mg^{+2}).

Воду, що містить менш ніж 4 мекв/л іонів Ca^{+2} і Mg^{+2} , називають м'якою, від 4 до 8 – середньою, понад 8 – твердою.

Суть визначення полягає у взаємодії гідрогенкарбонатів із хлоридною кислотою:



Згідно із законом еквівалентів, число міліеквівалентів кислоти, що пішло на взаємодію, дорівнює числу міліеквівалентів гідрогенкарбонатів у взятому для визначення об'ємі води. Перерахувавши цю кількість на об'єм 1 літр, одержуємо значення тимчасової жорсткості.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення кислотності хліба.

Відбирають середню пробу хліба, із середини хлібини відбирають скибу, зрізають скоринку та підскоринковий шар, а м'якуш беруть для аналізу.

Зважують 25 г м'якуша з точністю до 0,01 г і поміщають у суху конічну колбу на 500 мл з широкою шийкою та добре підігнаним корком. Потім відміряють 250 мл дистильованої води, підігрітої до 60°. Близько 1/4 води від цього об'єму переливають до наважки хліба, яку швидко розтирають скляною паличкою до отримання однорідної маси. Через декілька хвилин до одержаної маси приливають ту кількість води, що залишилась. Колбу закривають корком і енергійно струшують протягом 3 хвилин. Після цього суміш залишають у стані спокою впродовж 10 хвилин.

Шар рідини, що відстоявся, обережно зливають у склянку через марлю. Зі склянки відбирають 20 мл розчину в конічну колбу місткістю 100 мл, додають 2–3 краплі розчину фенолфталеїну і титрують 0,1 н. розчином лугу до появи світло-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хвилини. Кислотність у градусах (Т) обчислюють за формулою:

$$T = \frac{V \cdot N \cdot 250 \cdot 4}{V_1},$$

де V – об'єм речовини лугу, що витратили на титрування, мл;

N – нормальність лугу, моль-екв/л;

4 – коефіцієнт перерахунку на 100 г наважки;

250 – об'єм рідини, який взяли для обробки наважки;

V₁ – об'єм проби, який взяли для титрування, мл.

Дослід 2. Визначення кислотності молока.

У конічну колбу для титрування на 100 мл вносять за допомогою піпетки 10 мл молока, 20 мл дистильованої води, 2-3 краплі фенолфталеїну, добре перемішують і титрують 0,1 н розчином лугу до появи світло-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хвилини. Кислотність у градусах (Т) обчислюють за формулою:

$$T = \frac{V \cdot N \cdot 100}{V_1},$$

де V – об'єм речовини лугу, що витратили на титрування, мл;

N – нормальність лугу, моль-екв/л;

100 – об'єм рідини, який взяли для аналізу;

V₁ – об'єм молока, кислотність якого визначають, мл.

Дослід 3. Визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води.

У конічну колбу ємністю 200 – 250 мл, ополоснуту дистильованою водою, наливаємо 100 мл досліджуваної води, додаємо 2 – 3 краплі індикатора метилоранжу, титруємо титрованим розчином хлоридної кислоти

до появи слаборожевого забарвлення. Процес титрування проводять, прибавляючи з бюретки по краплях HCl , безперервно перемішуючи вміст колби. Забарвлення розчину краще спостерігати, якщо колбу поставити на лист білого паперу. Заміряємо об'єм (V) кислоти, що пішов на титрування.

Титрування повторити 2-3 рази і із близьких результатів взяти середнє.

Обчислення результатів експерименту:

Тимчасову жорсткість води розраховуємо за формулою:

$$Ж_{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{V_{(\text{HCl})} \cdot C_n(\text{HCl})}{V_{(\text{H}_2\text{O})}} \cdot 1000 \frac{\text{мекв}}{\text{л}},$$

де $V(\text{HCl})$ – об'єм розчину хлоридної кислоти, що пішов на титрування, мл;

$C_n(\text{HCl})$ – нормальність розчину HCl , моль-екв/л;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм води, взятий для аналізу (мл).

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Класифікація методів титриметричного аналізу.
2. Ациди-, алкаліметрія, криві титрування сильної кислоти сильною основою, слабкої кислоти сильною основою, слабкої основи сильною кислотою.
3. Індикатори кислотно-лужного титрування, значення їх рТ .
4. Розрахунки в титриметричному аналізі.
5. Які солі визначають жорсткість води?
6. Тимчасова і постійна жорсткість.
7. Методи усунення жорсткості.
8. Визначення тимчасової жорсткості.
9. Визначення постійної жорсткості.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Побудувати криву титрування 20 мл 0,1н розчину H_2SO_4 0,1 н розчином NaOH . Підібрати відповідні індикатори. Вказати об'єм робочого розчину та рН точки еквівалентності.
2. Побудувати криву титрування 20 мл 0,3н розчину CH_3COOH 0,2 н розчином NaOH . Підібрати відповідні індикатори. Вказати об'єм робочого розчину а рН точки еквівалентності.

3. Рочин містить 1,432 г КОН в 0,5 л дистильованої води. Який об'єм цього розчину піде на титрування 20 мл 0,1н розчину HCl? Підібрати індикатор.

4. Рочин містить 0,4 г NaOH в 0,25 л дистильованої води. Який об'єм цього розчину піде на титрування 25 мл 0,1н розчину H₂SO₄? Підібрати індикатор. . Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються під час пом'якшення води кип'ятінням.

5. Яка вода має найнижчу жорсткість – річкова, морська, джерельна чи дощова?

6. Як у домашніх умовах покращити якість води?

7. Запишіть реакції взаємодії кальцій гідрокарбонату із содою та гашеним вапном.

8. Вода з тимчасовою жорсткістю 4 мекв/л містить тільки кальцій гідрокарбонат. Яка маса осаду утвориться після кип'ятіння 1 л води, якщо осадження пройшло на 80 %?

9. Яку масу гашеного вапна треба додати до 300 л води, щоб усунути її тимчасову жорсткість, що дорівнює 3 мекв/л?

10. Яка тимчасова жорсткість води, якщо у 300 л її міститься 43,8 г магній гідрокарбонату?

Лабораторна робота №12

Тема: ВИМІРЮВАННЯ рН ВОДНИХ РОЗЧИНІВ МЕТОДОМ ІОНОМЕТРІЇ

Мета: Засвоїти методику потенціометричного методу аналізу.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Потенціометрія, або метод потенціометричного аналізу, оснований на використанні залежності електрорушійної сили (ЕРС) електрохімічного ланцюга від активності (концентрації) аналізованого йона.

Залежність електрорушійної сили, яку позначають E , електрохімічного ланцюга від активності (концентрації) аналізованого йона описують рівнянням Нернста:

$$E = E^{\circ} + \frac{S}{n} \lg a,$$

де E° – стандартна ЕРС ланцюга, В;

n – заряд аналізованого йона з відповідним знаком;

S – крутизна електродної функції індикаторного електрода, селективного

до однозарядного йона;

a – активність аналізованого йона.

Для потенціометричних вимірювань застосовують електрохімічні ланцюги, що містять два електроди: індикаторний і електрод порівняння. Якщо обидва електроди занурені в аналізований розчин, то таке коло називають колом без , переносу. Якщо електрод порівняння сполучають з аналізованим розчином через сольовий місток, то таке коло називають колом з переносом.

В потенціометричному аналізі в основному використовують коло з переносом. Схематично таке коло зображають таким чином:

Індикаторний електрод	Аналізований розчин	Сольовий місток	Електрод порівняння
--------------------------	------------------------	--------------------	------------------------

Індикаторним називають електрод, потенціал якого визначає активність аналізованого йона відповідно до рівняння Нернста. Електродом порівняння називають електрод, потенціал якого постійний і не залежить від концентрації йонів, які аналізують. Сольовий місток служить для запобігання змішування досліджуваного розчину і розчину електрода порівняння. Як сольовий місток використовують насичені розчини солей з близькими значеннями рухливості катіона і аніона: KCl , KNO_3 тощо.

У потенціометричному аналізі використовують два типи індикаторних електродів:

- електроди, на поверхні яких протікають реакції з обміном електронів, їх називають електронообмінними або окисно-відновними. Такі електроди виготовляють із хімічно інертних металів: платини, золота та ін. В аналітичній практиці застосовують точковий платиновий електрод ЕПВ-1-100, що випускається промисловістю. В наш час виготовлений із спеціального скла мембранний окисно-відновний електрод;

- електроди, на поверхні яких протікають реакції обміну йонів. Їх називають йонообмінними або йонселективними електродами. Основним елементом йонселективних електродів є йончутлива мембрана, тому їх також іноді називають мембранними.

Залежно від типу мембрани йонселективні електроди поділяють на:

- електроди із твердими мембранами;
- електроди із скляними мембранами;
- електроди з рідинними мембранами.

Під час вимірювання ЕРС електрохімічних ланцюгів, які використовують у потенціометрії, необхідно знімати дуже малі струми (10^{-13} - 10^{-14} А), щоб не викликати поляризацію електродів. Це можливо лише при використанні компенсаційного способу вимірювання ЕРС. В наш час промисловість випускає для цих цілей спеціальні прилади: рН-метри та йономіри.

Методи потенціометричного аналізу поділяють на два види:

- пряма потенціометрія, або йонометрія;
- потенціометричне титрування.

Приклади розв'язування задач

Задача 1. Потенціал водневого електрода, зануреного в розчин CH_3COOH , виміряний відносно насиченого каломельного електрода при 298К, дорівнює 0,528В. Визначте концентрацію йонів H^+ в розчині і рН цього розчину. $\varphi_{\text{нас. кал.}} = 0,243\text{В}$.

Розв'язання. Схема гальванічного елемента має вигляд



Електрорушійну силу цього елемента можна розрахувати за рівнянням

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}},$$

де φ_K - потенціал катода (каломельний електрод), В; φ_A - потенціал анода (водневий електрод), В.

Звідси потенціал водневого електрода дорівнює

$$\varphi_A = \varphi_K - E = 0,2438 - 0,528 = -0,2842 \text{ В.}$$

Концентрацію йонів H^+ у розчині можна визначити, виходячи з рівняння Нернста

$$\varphi_{2H^+/H_2} = \varphi_{2H^+/H_2}^{\circ} + 0,059 \lg[H^+]$$

Потенціал стандартного водневого електрода дорівнює нулю. Тоді

$$\lg[H^+] = \frac{\varphi_{2H^+/H_2}}{0,059} = -\frac{0,2842}{0,059} = -4,82,$$

$$a [H^+] = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Отже, $pH = -\lg[H^+] = 4,82$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

На початку дослідження слід приготувати стандартні буферні речовини. Стандартні буферні розчини рекомендують готувати із стандарт-титрів. В разі їх відсутності їх можна готувати з реактивів.

Розчин тетраоксалату калію, $pH = 1,68$, з концентрацією $0,05$ моль/дм³ ($12,7 \pm 0,02$ г $KH_3C_4O_8 \cdot 2H_2O$, в 1 дм³ розчину при $20^\circ C$).

Розчин гідрофталату калію, $pH = 4,01$, з концентрацією $0,05$ моль/дм³ ($10,21 \pm 0,02$ г $KHC_8H_4O_4$ в 1 дм³ розчину при $20^\circ C$).

Розчин дигідрофосфату калію, $pH = 6,86$, з концентрацією $0,025$ моль/дм³, та гідрофосфату натрію, з концентрацією $0,025$ моль/дм³ ($3,40 \pm 0,01$ г KH_2PO_4 та $3,55 \pm 0,01$ г Na_2HPO_4 в 1 дм³ розчину при $20^\circ C$)

Розчин тетраборату натрію, $pH = 9,18$, з концентрацією $0,01$ моль/л ($3,81 \pm 0,01$ г $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, бури, в 1 дм³ розчину при $20^\circ C$)

Готуючи буферні розчини фосфатів ($pH = 6,86$) та бури ($pH = 9,18$) використовують звільнену від вуглекислоти дистильовану воду. Зберігати буферні розчини рекомендують у герметичній скляному або поліетиленовому посуді.

Вимірювання водневого показника проводять з допомогою pH - метра. Схему приладу наведено на рисунку.

а) Робочі частини електродів ополіскують дистильованою водою. Краплі води з електродів обережно усувають (без тертя) клаптиком фільтрувального паперу.

б) Електроди занурюють в невелику порцію розчину, що аналізують, виливають її. Для вимірювань заливають свіжу дозу розчину, що має повністю покривати сферичну скляну мембрану (40-60 мл).

Робоча частина електроду не повинна торкатись дна стакану.

Для вимірювань рН в розчинах за допомогою шкали рН приладу, попередньо необхідно провести калібрування приладу. З цією метою виміряють рН стандартного буферного розчину, для якого відомо значення рН. За необхідності калібрувальною ручкою встановлюють значення приладу на відповідне значення рН з урахуванням температури розчину. Потім перевіряють показання приладу в трьох стандартних буферних розчинах з різним значенням рН. Похибка при вимірюванні в кожному з буферів має бути в межах $\pm 0,05$ рН.

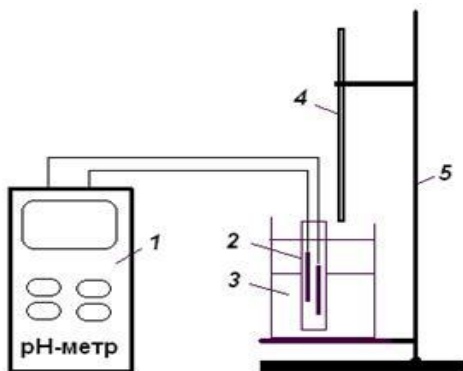


Рис. 7.
Схема рН-метра
1 – рН-метр;
2 – комбінований
3 – стакан з розчином;
4 – бюретка;
5 – штатив.

Таким чином проводять калібрування приладу, використовуючи стандартні буферні розчини рН. Результати вимірювань заносять у таблицю.

рН стандартного буферного розчину	1,68	4,01	6,86	9,18
рН, виміряне експериментальним шляхом				

Після завершення калібрування приладу проводять вимірювання рН досліджуваного розчину. Вимірювання проводять тричі.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. До якого типу електродів відноситься скляний електрод? Які його недоліки та переваги?
2. Поясніть механізм виникнення стрибка потенціалу на межі скло – розчин.
3. Як готують електрод до роботи?

4. У чому суть калібрування скляного електрода. Чим зумовлена необхідність цієї процедури?

5. Напишіть схему гальванічного елемента, що застосовують для вимірювання рН?

6. Яка будова хлорсрібного електрода? До електродів якого типу він належить? Чому саме цей електрод застосовують як електрод порівняння?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Розрахуйте потенціал мідного електрода, зануреного в 0,001М розчин $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. $\varphi(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.336\text{В}$.

2. Скласти схему гальванічного елемента, складеного з кадмієвого і мідного електродів з концентрацією іонів $C_{\text{Cd}^{2+}} = C_{\text{Cu}^{2+}} = 10^{-1}$ моль/л. Розрахувати електрорушійну силу цього елемента.

3. Скласти схему гальванічного елемента, складеного зі срібної і свинцевої пластин, опущених у розчини їхніх солей з концентрацією $C_{\text{Ag}^+} = C_{\text{Pb}^{2+}} = 1,0$ моль/л. Розрахувати електрорушійну силу цього елемента. Чи зміниться вона, якщо концентрації іонів зменшити в 10 раз? Підтвердити розрахунком.

4. У якого з гальванічних елементів стандартна електрорушійна сила буде більшою: $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$, чи $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Hg}^{2+} | \text{Hg}$?

Підтвердити обчисленнями.

Лабораторна робота № 13

Тема: ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ НІТРАТІВ У ХАРЧОВИХ ПРОДУКТАХ

Мета: Засвоїти методику визначення вмісту нітратів.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Проблема токсичного накопичення нітратів у сільськогосподарській продукції є однією з найбільш гострих і актуальних, оскільки, нітрати характеризуються досить широким спектром токсичної дії. Самі нітрати не токсичні, шкоди організму людини завдають не самі нітрати, а нітрити, в які вони перетворюються за певних умов. Найбільша ж небезпека підвищеного вмісту нітратів в організмі полягає в здатності нітрит-іона брати участь в реакції нітродування амінів і амідів, в результаті якої утворюються нітросполуки, що мають канцерогенну і мутагенну дію. Допустима добова доза нітратів за даними ВООЗ для дорослої людини становить 5 мг на 1 кг маси тіла, тобто 0,25 г на людину вагою в 60 кг. Для дитини допустима норма не більше 50 мг.

Розподіл нітратів в овочах є нерівномірним, тому необхідно правильно готувати пробу для аналізу. Відбір проб проводять поштучно. Якщо продукти складені в кілька шарів, то з кожного шару відбирають пробу. Із загальної проби, для підготовки до аналізу чинять так:

Картопля. Клубні миють водою, обсушують фільтрувальним папером або чистою ганчіркою з кожного клубня беруть чверть. Відібраний матеріал перемішують і виділяють пробу для аналізу вагою не менше 0,25 кг.

Буряк столовий та інші коренеплоди. Коренеплоди миють водою, витирають, відрізають шийку і тонкий кінець кореня. Великі коренеплоди розрізають хрестоподібно вздовж вертикальної осі і використовують для аналізу половину або чверть. Із одержаного матеріалу виділяють пробу для аналізу вагою 0,5–0,25 кг.

Капуста. Кожний качан розрізають на 4 частини по вертикальній осі і беруть по одній чверті пробу для аналізу. При цьому зрізують та викидають поверхню попереднього зрізу, відкидають верхні неїстівні листя і залишок качану. Із одержаного матеріалу виділяють пробу для аналізу вагою 0,5 кг.

Листові овочі очищують від землі, звільняють від неїстівних частин та включень і виділяють пробу для аналізу вагою 0,25 кг.

Цибулинні рослини. Відкидають неїстівні частини. З цибульок видаляють верхню лузгу, зрізують і відкидають основу кореня і суху шийку. Цибульки поділяють на дві частинки по вертикалі і беруть для аналізу тільки

одну половинку. Із одержаного матеріалу відбирають пробу для аналізу вагою 0,25 кг.

Томати, огірки. Плоди миють водою, просушують фільтрувальним папером або чистою ганчіркою, видаляють плодоніжки. Великі плоди розрізають на 2–4 частини вздовж осі, для аналізу беруть половину або чверть. Із одержаного матеріалу виділяють для аналізу пробу вагою 0,5 кг.

Бахчеві культури. З плодів знімають верхній шар, який не вживають у їжу, видаляють також насіння і досліджують тільки їстівну частину. Плоди розрізають на 2 частини по лінії від місця кріплення стебла до посліду квітки таким чином, щоб в кожену половину потрапили затемнені і освітлені сонцем частини. Якщо плоди дуже великі, їх розрізають на сегменти 6–8 см по колу плоду і беруть 2–4 сегменти з протилежних сторін кожного плода. Із одержаного матеріалу виділяють пробу для аналізу вагою 0,5 кг.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Спочатку готують вихідний розчин калій нітрату (0,1 М). Для цього 0,1011г калій нітрату розчиняють в 1% розчині алюмокалієвого галуна в мірній колбі ємністю 100 мл. Робочі стандартні розчини KNO_3 0,01М; 0,001М та 0,0001М готують послідовним розбавленням вихідного розчину 1% розчином алюмокалієвого галуна.

Перед початком роботи нітратселективний електрод вимочують в 0,1М розчині калій нітрату. Перед початком роботи індикаторний електрод та електрод порівняння промивають в дистильованій воді.

Для побудови калібрувального графіка вимірюють потенціал робочих стандартних розчинів калій нітрату. За отриманими результатами будують графік залежності потенціалу від рС розчинів нітратів.

Пробу для аналізу подрібнюють, зважують 10 г, перетирають у ступці з прожареним піском до однорідної маси і переносять за допомогою 50 мл 1% розчину алюмокалієвого галуну у стакан ємністю 100 мл. Вимірюють потенціал досліджуваної проби за допомогою нітратселективного електроду. Вміст нітрат-іонів в пробі знаходять за калібрувальним графіком.

Масову частку нітратів в пробі визначають за формулою

$$c = \frac{\left(V + \frac{\omega m}{100\rho} \right) 10^{-pC(NO_3)} 62 \cdot 10^{-6}}{1000m},$$

де 62 – молярна маса іону нітрату; m – маса проби, г; V – об'єм екстрагуючого розчину, мл; ρ – густина води, г/мл; ω – масова частка води в пробі, %.

Величину ω визначають за таблицею 1.

Результати дослідження порівняти зі значеннями ГДК нітратів (мг/кг) для деякої найбільш поширеної рослинної продукції, взяті із СанПіН 42–123–4619–88:

- картопля - 250; - капуста - рання (до 1 вересня) - 900, пізня – 500; - морква - рання (до 1 вересня) - 400, пізня – 250; - томати – (відкритий ґрунт) – 150, (закритий ґрунт) –300 - огірки — (відкритий ґрунт) – 150, (закритий ґрунт) – 400 - буряк столовий – 1400; - цибуля (ріпка) — 80; - цибуля (перо) — (відкритий ґрунт) — 600, (закритий ґрунт) —800; - зелені культури— (відкритий ґрунт) — 2000, (закритий ґрунт) —3000; - дині — 90 - кавуни — 60; - перець солодкий — (відкритий ґрунт) — 200, (закритий ґрунт) — 400 - кабачки — 400; - виноград столових сортів; - яблука — 60; - груші — 60.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. Які основні джерела надходження нітратів в організм людини?
2. В чому полягає токсичний вплив нітратів на організм людини?
3. Охарактеризуйте метод визначення нітратів в рослинній сировині.
4. Які допустимі норми вмісту нітратів в картоплі, буряку, цибулі, яблуках?
5. Яку шкоду завдає надлишок нітратів в продуктах харчування?
6. В яких частинах рослин накопичується найбільша кількість нітратів?
7. Як можна зменшити вміст нітратів в овочах та фруктах?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1.Класифікація йонселективних електродів. Які йонселективні електроди ви знаєте, яка їх будова? Як визначають потенціал цього електрода?

2. Визначте потенціал нікелового електрода в розчині, що містить 0,01 моль/л NiCl_2 та 0,01 моль/л NiSO_4 .

3. Визначте потенціал срібного електрода в розчині, що містить 0,01 моль/л AgCl_2 та 0,01 моль/л AgNO_3 .

4. Визначте концентрацію йонів Ag^+ , якщо потенціал срібного електрода, який міститься в насиченому розчині аргентуму хлориду, відносно водневого електрода дорівнює +0,512 В.

5. Визначте концентрацію йонів Pb^{2+} , якщо потенціал свинцевого електрода, який міститься в насиченому розчині PbSO_4 , відносно водневого електрода дорівнює –0,356 В.

Таблиця 1.

Дані перерахунку рС (NO₃) в масову частку нітрату

рC _{NO₃} ⁻	Масова частка нітрату, млн ⁻¹									
	Соті частки рC _{NO₃} ⁻									
	0,00	0,01	0,02	0,03	0,04	0,05	0,06	0,07	0,08	0,09
2,0	3090 0	3020 0	2951 0	2884 0	2818 0	2754 0	2692 0	2630 0	2570 0	2512 0
2,1	2455 0	2399 0	2344 0	2291 0	2239 0	2188 0	2138 0	2089 0	2042 0	1995 0
2,2	1950 0	1905 0	1862 0	1820 0	1778 0	1738 0	1698 0	1660 0	1622 0	1585 0
2,3	1549 0	1514 0	1479 0	1445 0	1413 0	1380 0	1349 0	1318 0	1268 0	1259 0
2,4	1230 0	1202 0	1175 0	1148 0	1122 0	1096 0	1072 0	1047 0	1023 0	1000 0
2,5	9772	9550	9333	9120	8913	8730	8511	8318	8128	7943
2,6	7762	7586	7413	7244	7079	6918	6761	6607	6457	6310
2,7	6166	6026	5888	5754	5623	5495	5370	5248	5129	5012
2,8	4898	4786	4677	4571	4467	4365	4266	4169	4047	3981
2,9	3890	3802	3715	3631	3548	3467	3388	3311	3236	3162
3,0	3090	3020	2951	2884	2818	2754	2692	2630	2570	2512
3,1	2455	2399	2344	2291	2239	2188	2138	2089	2042	1995
3,2	1950	1905	1862	1820	1778	1738	1698	1660	1622	1585
3,3	1549	1514	1479	1445	1413	1380	1349	1318	1283	1259
3,4	1230	1202	1175	1148	1122	1096	1072	1047	1023	1000
3,5	877	955	933	912	891	871	851	832	813	794
3,6	766	759	741	724	708	692	676	661	646	631
3,7	617	603	589	575	563	549	537	525	513	501
3,8	490	479	468	457	447	437	427	417	407	398
3,9	389	380	371	363	355	347	339	331	324	316
4,0	309	302	295	288	283	275	269	263	257	251

Лабораторна робота № 14

Тема: РЕФРАКТОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ НАТРІЙ ХЛОРИДУ У ХАРЧОВИХ ОБ'ЄКТАХ

Мета: Засвоїти методику рефрактометричного аналізу.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Заломленням, або рефракцією (від латинського *refractus* – заломлений) називають зміну напрямку прямолінійного розповсюдження світла при переході з одного середовища в інше.

Заломлення, як і поглинання, світла є наслідком взаємодії його з середовищем.

Відносним показником заломлення $n_{відн.}$ називають відношення швидкостей світла у двох середовищах:

$$n_{відн.} = V_1 / V_2.$$

де V_1 і V_2 – швидкості розповсюдження світла відповідно в середовищі I і II, за умови, що $V_1 > V_2$.

Величина показника заломлення залежить від природи речовини, її густини, довжини хвилі падаючого світла, температури і тиску.

Згідно з законами заломлення світла під час переходу світла з оптично менш щільного середовища I в середовище з більшою оптичною густиною II кут падіння світла α завжди більший кута заломлення β (рис. 1), мають місце рівності:

$$n_{відн.} = \sin \alpha / \sin \beta = n_2 / n_1.$$

де α – кут падіння світла, β – кут заломлення світла, n_1 і n_2 – показники заломлення середовищ I і II (рис. 1).

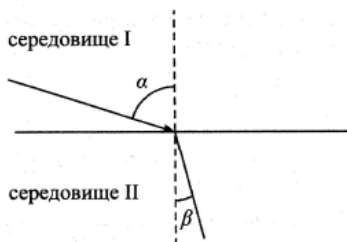


Рис. 8. Заломлення світлового променя на межі оптичного середовища (I) з іншим оптичним середовищем (II).

Рефрактометрія (від лат. *refractus* – заломлений і греч. *metreo* – міряю) – це метод дослідження речовин, заснований на визначенні показника заломлення і деяких його функцій. Рефрактометричний аналіз застосовується

для ідентифікації хімічних сполук, кількісного і структурного аналізу, визначення фізико-хімічних параметрів речовин.

Для рідин та твердих речовин показник заломлення n найчастіше визначають відносно повітря, а для газів – відносно вакууму.

Значення n залежать від довжини хвилі l світла та температури. Наприклад, показник заломлення при 20°C для D-лінії спектра атома Натрію ($l = 589,3$ нм) – n_D^{20} . Для газів необхідно враховувати залежність n від тиску.

Вплив температури на показник заломлення визначається двома факторами: зміною концентрації речовини та залежністю поляризує мості молекул від температури. Температурний коефіцієнт показника заломлення пропорційний температурному коефіцієнту густини. Оскільки усі рідини при нагріванні розширюються, то їхні показники заломлення зменшуються при підвищенні температури. Температурний коефіцієнт залежить від температури рідини, але для незначних температурних інтервалів може вважатися сталим. Тиск майже не впливає на показник заломлення рідин.

В основі рефрактометричного аналізу є формула Лоренц-Лорентца, яка пов'язує показник заломлення n ізотропної речовини із кількістю молекул N в одиниці об'єму та поляризуємостю a молекул речовини:

$$\frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} = \frac{1}{3} N \cdot a.$$

Формула Лоренц-Лорентца дозволяє визначити поляризуємість a за вимірними показниками заломлення речовини n .

Існує емпіричне правило, відповідно до якого рефракцію складної хімічної сполуки можна розрахувати додаванням рефракції складових його елементів.

Питому рефракцію для певної хімічної речовини (при певній довжині хвилі l світла) можна визначити за формулою:

$$r = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{1}{\rho}.$$

де ρ – густина речовини, пропорційна концентрації молекул N .

Атомну рефракцію розраховують за формулою:

$$R = A \cdot r = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{A}{\rho},$$

де A – атомна маса елемента.

Молярну рефракцію розраховують за формулою:

$$R_M = M \cdot r = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{M}{\rho} = \frac{1}{3} N_A \cdot \alpha,$$

де M – молекулярна маса;

N_A – стала Авогадро.

Правило адитивності: $R = R_1 + R_2 + \dots + R_n$, де $R_{1,2,3,\dots}$ – атомні рефракції елементів і рефракції хімічних зв'язків в молекулі (наведені в довідниковій літературі).

В основі рефрактометричних визначень розчинів лежить залежність між концентрацією речовини у розчині та його показником заломлення, яку

виражають формулою:

$$n = n_0 + F \cdot C,$$

де n – показник заломлення розчину;

n_0 – показник заломлення розчинника;

C – концентрація розчину, %;

F – фактор перерахунку, що дорівнює приросту показника заломлення при збільшенні концентрації на 1% (встановлюють експериментальним шляхом або розраховують за таблицями показників заломлення).

Прилади, які використовують для вимірювання величини n , називають рефрактометрами. Існує два основні типи цих приладів: рефрактометри типу Аббе і рефрактометри типу Пульфріха. Вимірювання n ґрунтуються на визначенні величини граничного кута заломлення.

Для рефрактометрів Аббе головним і характерним вузлом є призматичний блок, що складається з вимірювальної і освітлювальної призми. Точність вимірювань величин показника заломлення $\pm(1-2 \cdot 10^{-4})$, межі вимірювань 1,3-1,7.

Рефрактометри типу Пульфріха мають більшу точність вимірювань $\pm(1-2 \cdot 10^{-5})$, межа вимірювання значно вища – 1,9. Ці прилади не мають призматичного блоку.

Залежність показника заломлення n гомогенної двокомпонентної системи від її складу встановлюють експериментально, шляхом визначення показника заломлення для ряду стандартних систем, вміст компонентів в яких відомий. На підставі одержаних даних будують градувальний графік в координатах: показник заломлення – вміст (рис. 6).

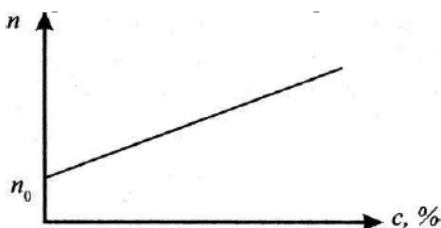


Рис. 9. Графік залежності показника заломлення від концентрації розчиненої речовини.

Знаючи показник заломлення досліджуваної системи, за графіком можна визначити її концентрацію.

ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗУВАННЯ ЗАДАЧ

Приклад 1. Визначте молярну рефракцію пентану C_5H_{12} , якщо показник заломлення n дорівнює 1,3577, а густина дорівнює 0,6262. Порівняйте визначену рефракцію з розрахованою за таблицями атомних рефракцій і рефракцій зв'язків.

Розв'язання. Молекулярна маса пентану $M(C_5H_{12}) = 72$ г/моль.

Молярну рефракцію пентану розраховуємо за формулою:

$$R_M = \frac{n^2 - 1}{n^2 + 2} \cdot \frac{M}{\rho} = \frac{(1,3577^2 - 1)}{(1,3577^2 + 2)} \cdot \frac{72}{0,6262} = \frac{0,8433 \cdot 72}{3,8433 \cdot 0,6262} = 25,23.$$

За таблицями атомних рефракцій: $R_C = 2,418$; $R_H = 1,100$, тоді

$$R_{C_5H_{12}} = 5 \cdot 2,418 + 12 \cdot 1,100 = 12,09 + 13,20 = 25,29$$

Графічна формула пентану $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$, за таблицями рефракцій зв'язків: $R_{C-C} = 1,296$; $R_{C-H} = 1,676$, тоді за правилом адитивності:

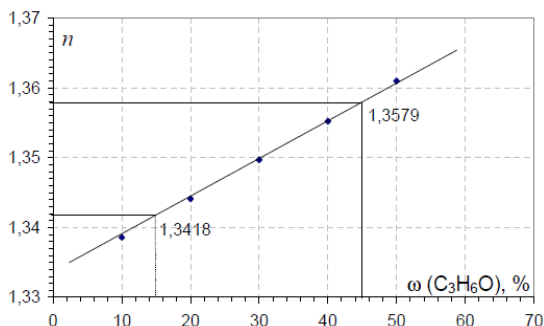
$$R_{C_5H_{12}} = 4 \cdot R_{C-C} + 12 \cdot R_{C-H} = 4 \cdot 1,296 + 12 \cdot 1,676 = 5,184 + 20,11 = 25,29.$$

Приклад 2. Для визначення складу водно-ацетонового розчину були виміряні показники заломлення стандартних розчинів такого складу:

$\omega(C_3H_6O), \%$	10	20	30	40	50
n	1,3386	1,3442	1,3496	1,3552	1,3610

Побудувати калібрувальний графік, вивести рівняння залежності показника заломлення від концентрації і визначити за графіком та за рівняння вміст (y %) ацетону, якщо показник заломлення досліджуваного розчину $n_x = 1,3500$.

Розв'язання. За наведеними даними будемо калібрувальний графік залежності показника заломлення від концентрації водно-ацетонового розчину:



Рівняння залежності показника заломлення від концентрації визначаємо за методом обраних точок: для концентрації 15% показник заломлення $n = 1,3418$, а для концентрації 45% – $n = 1,3579$. Складаємо рівняння:

$$\begin{cases} 1,3418 = n_0 + F \cdot 15; \\ 1,3579 = n_0 + F \cdot 45. \end{cases}$$

Розв'язавши систему рівнянь знаходимо $n_0 = 1,3339$, а $F = 0,00053$. Тоді рівняння залежності має вигляд: $n = 1,3339 + 0,00053 \cdot C$.

За графіком знаходимо, що показнику заломлення $n_x = 1,3500$ відповідає концентрація 30,4 %, а підставивши значення показника заломлення у рівняння одержуємо:

$$C = \frac{n - n_0}{F} = \frac{1,3500 - 1,3339}{0,00053} = \frac{0,0161}{0,00053} = 30,38\%.$$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Для підготовки рефрактометра до роботи поверхні призми протирають спиртом та дистильованою водою та залишають відкритими до повного висихання. На поверхню нижньої призми за допомогою піпетки чи скляної палички наносять, не торкаючись скла, 2-3 краплі дистильованої води, закривають верхню призму. В окулярі візирного пристрою сполучають межу світлотіні з центром перехрестя сітки за допомогою обертання налаштувального механізму. На рівні центру перехрестя за нижньою шкалою фіксують значення показника заломлення світла (для дистильованої води показник заломлення дорівнює 1,330). Після закінчення виміру піднімають освітлювальну призму і протирають обидві призми фільтрувальним папером.

Для побудови калібрувального графіка $n = f(C)$ беруть відповідні аліквоти стандартного розчину і готують серію розчинів концентрації 1; 2; 3; 4; 5 г/100 мл в колбах ємністю 25 мл. Розчини довести до мітки

дистильованою водою, ретельно перемішують і залишають на 15-20 хв. для гомогенізації.

Проводять 2-3 вимірювання показника заломлення для кожної концентрації, знаходять середнє значення, наносять на міліметровий папір, будують калібрувальний графік залежності $n = f(C_{\text{NaCl}})$.

Аналогічно вимірюють значення показника заломлення досліджуваного розчину розсолу, за калібрувальним графіком знаходять відповідну концентрацію і розраховують масу NaCl.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. На чому заснований рефрактометричний метод аналізу?
2. Що так показник заломлення, його фізичний зміст?
3. Від яких параметрів залежить показник заломлення?
4. Дисперсія світла, як вона впливає на показник заломлення?
5. На якому фізичному явищі заснована робота рефрактометра?
6. Які основні вузли рефрактометра, у чому складається принцип їх роботи?

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Визначте молярну рефракцію чотирьохлористого вуглецю CCl_4 , якщо показник заломлення n дорівнює 1,4603, а густина дорівнює 1,604. Порівняйте визначену рефракцію з розрахованою за таблицями атомних рефракцій і рефракцій зв'язків.

2. Визначте молярну рефракцію йодистого метилу CH_3I , якщо показник заломлення n дорівнює 1,5257, а густина дорівнює 2,2790. Порівняйте визначену рефракцію з розрахованою за таблицями атомних рефракцій і рефракцій зв'язків.

3. Визначте молярну рефракцію бромбензолу $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$, якщо показник заломлення n дорівнює 1,5197, а густина дорівнює 1,4950. Порівняйте визначену рефракцію з розрахованою за таблицями атомних рефракцій і рефракцій зв'язків.

4. Визначте молярну рефракцію оцтової кислоти CH_3COOH , якщо показник заломлення n дорівнює 1,3698, а густина дорівнює 1,0493. Порівняйте визначену рефракцію з розрахованою за таблицями атомних рефракцій і рефракцій зв'язків.

5. Для визначення складу водних розчинів пропілового спирту були виміряні показники заломлення стандартних розчинів такого складу:

ω (C ₃ H ₈ O), %	10	20	30	40	50
n	1,3396	1,3464	1,3532	1,3598	1,3664

Побудувати калібрувальний графік, вивести рівняння залежності показника заломлення від концентрації і визначити за графіком та за рівнянням вміст (y %) пропілового спирту, якщо показник заломлення досліджуваного розчину $n_x=1,3498$.

6. Для визначення складу водних розчинів аскорбінової кислоти показники заломлення стандартних розчинів такого складу:

ω (C ₆ H ₈ O ₆), %	5	10	15	20	25
n	1,3410	1,3490	1,3570	1,3650	1,3730

Побудувати калібрувальний графік, вивести рівняння залежності показника заломлення від концентрації і визначити за графіком та за рівнянням вміст (y %) аскорбінової кислоти, якщо показник заломлення досліджуваного розчину $n_x=1,34598$.

Лабораторна робота № 15

Тема: ФОТОМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОГО ВМІСТУ ФЕРУМУ (II) ТА (III) З ТІОЦІАНАТОМ

Мета: Засвоїти методику фотометричного методу аналізу.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Ферум постійно міститься в поверхневих і підземних водах у вигляді йонів Fe^{2+} і Fe^{3+} . Підвищений вміст Феруму у воді надає їй буре забарвлення і залізистий присмак. Крім того, наявність у воді солей заліза (II) сприяє розвитку залізистих бактерій, колонії яких, а також продукти їхньої життєдіяльності забивають каналізаційні труби.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 гранично припустима концентрація Феруму в питній воді не повинна перевищувати 0,2 мг/л, у воді водоймищ 0,5 мг/л.

Усі форми Феруму у нефільтрованій пробі води розчиняють і окисненням переводять у Fe^{3+} . У цій формі ферум у кислому середовищі реагує з тіоціанат-іонами з утворенням комплексів червоного кольору:



Інтенсивність забарвлення пропорційна концентрації феруму (III) в інтервалі 0,05 – 4,0 мг/л. Тіоціанатні комплекси феруму (III) є нестійкими і тому їхня інтенсивність забарвлення залежить від концентрації іонів SCN^- . Через те при побудові градууювального графіка та визначенні феруму треба дотримуватися однакової концентрації тіоціанат-іонів. Чутливість методу становить 0,05 мг Fe/л.

Визначенню заважають багато катіонів металів, наприклад, іони купруму, вісмуту і кобальту, однак у природних водах їхня концентрація значно менша за концентрацію феруму.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

У стакан на 200 мл переносять 50 мл добре перемішаної проби води, яка містить не більше 4,0 мг феруму в 1 л. Далі додають 2,5 мл розбавленої сірчаної кислоти (1:2), 2,5 мл 0,02 моль/л розчину калій перманганату і кип'ятять суміш протягом 3-5 хв, доки не випарюється приблизно 5 мл рідини. Гарячий розчин знебарвлюють гарячою щавлевою кислотою і обережно приливають розчин калій перманганату до повторної появи рожевого забарвлення. Якщо одержаний розчин каламутний, то його фільтрують, а після охолодження доводять дистильованою водою до 50 мл. Потім доливають 2,5 мл соляної кислоти (1:1) і перемішують, додають 5 мл

20% розчину тіоціанату амонію, знову перемішують і відразу вимірюють оптичну густину при 490 нм. Вводять поправку на оптичну густину холостої проби, яку готують таким же чином, але з дистильованою водою, і за градувальним графіком знаходять вміст феруму.

Для побудови градувального графіка у ряд стаканів для кип'ятіння вносять 0; 0,5; 1,0; 2,0; 5,0; 10,0; 20,0; 30,0; 40,0 мл стандартного розчину солі феруму (III) з концентрацією 0,005 мг Fe/мл і доводять об'єм до 50 мл дистильованою водою. У цих розчинах відповідно міститься феруму 0; 0,0025; ... 0,2 мг. Далі проводять дії, які описані вище.

Результати вимірювань заносять до таблиці.

№ колби	V _{станд. р-ну} , мл	C (Fe), мг/мл	A
1			
2			
n			
Проба		C _x =	A _x =

Віднімають оптичну густину холостого розчину і будують калібрувальний графік.

Концентрацію феруму, мг/л (C_x), обчислюють за формулою

$$C_x = \frac{a \cdot 1000}{V},$$

де а – кількість феруму, знайдена за градувальним графіком, мг; v – об'єм проби, мл.

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. У вигляді яких сполук міститься Ферум в природних водах?
2. Який гранично допустимий вміст Феруму у воді, придатної для питних цілей?
3. До чого призводить надлишковий вміст Феруму у воді?
4. Якими методами може бути визначений вміст Феруму у воді?
5. Опишіть хімізм процесу визначення Феруму фотометричним методом.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. Розчин солі Феруму (III) має оптичну густину 0,56. Молярний коефіцієнт поглинання цієї солі дорівнює $4,15 \cdot 10^3$. Розчин приготований розчиненням наважки солі 0,005 г в 500 мл води. Обчисліть товщину шару поглинання.

2. Оптична густина розчину з концентрацією $4 \cdot 10^{-6}$ г/мл під час вимірювання в кюветі з $l = 1$ см склала 0,85. Обчисліть молярний коефіцієнт поглинання цієї сполуки.

3. Молярний коефіцієнт світлопоглинання сполуки солі амонію з реактивом Неслера при 400 нм становить $6,2 \cdot 10^3$. Обчисліть оптичну густина розчину, що містить 36 мкг йонів амонію у 50 мл розчину, виміряного в кюветі з $l = 5$ см.

4. Наважка сталі масою 0,1430 г розчинена в мірній колбі об'ємом 100 мл. Оптична густина цього розчину в кюветі з $l = 1$ см дорівнює 0,65. Стандартний розчин, який має концентрацію Ni^{2+} $2,5 \cdot 10^{-4}$ г/мл, у кюветі тієї самої товщини має оптичну густина 0,40. Визначте вміст (%) Ni в сталі.

5. Оптична густина розчину при вимірюванні в кюветі з $l = 1$ см дорівнює 0,85. Стандартний розчин з концентрацією речовин 2 мкг/мл в кюветі з $l = 0,5$ см має оптичну густина 0,56. Обчисліть концентрацію речовини в досліджуваному розчині.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Цветкова Л.Б. Загальна хімія. Частина перша: Навчальний посібник. К.: Каравела. 2022, 398 с.
2. Буклів Р. Л., Курилець О. Г., Зозуля Г. І., Гелеш А. Б. Неорганічна хімія. Частина 1: Електронний навчальний посібник. Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2024. 176 с.
3. Неорганічна та органічна хімія: Навч. пос. Ч. 2 / Л.Б. Цветкова, О.П. Романюк. К.: Каравела. 2022, 358 с.
4. Хімія: загальна, неорганічна та органічна / В.П. Басов, В.М. Родіонов. Каравела. 2023. 320 с.
5. Фізична та колоїдна хімія : навчальний посібник / С. О. Самойленко, Н. О. Отрошко, О. Ф. Аксьонова, В. О. Добровольська ; Харківський державний університет харчування та торгівлі. – Харків : Світ Книги, 2024. 340 с.
6. Аналітична хімія. Якісний аналіз неорганічних та органічних речовин: навчальний посібник для студентів вищих навчальних закладів / М. В. Шевряков, Г. О. Рябініна, С. М. Іванишук, М. В. Повстяной. – Херсон: Олді-Плюс. 2024. – 516 с.
7. Аналітична хімія. Теоретичні основи якісного та кількісного аналізу: навчально- методичний посібник / М. В. Шевряков, М.В. Повстяной, Б. В. Яковенко, Т. А. Попович. Херсон : Олді-Плюс, 2024. 404 с.
8. Гузій А.В. Хімія і методи дослідження сировини і матеріалів/ Гузій А.В., Скоробогатий Я.П., Петровська Н.О. – Львів: Новий світ-2000. 2020 – 432 с.
9. Пономарьова В. Основні класи неорганічних сполук: навч. посіб. 2-ге перевидання. Київ.: Ліра-К, 2022. 96с.
10. Павленко В.О. Давиденко Ю.М., Фрицький І.О. Розчини. Навчальний посібник. Київ: ВПЦ „Київський університет”, 2020. 175 с.
11. Березан О.В. Органічна хімія. – Тернопіль: Підручники та посібники, 2020.–208с.

ДОДАТКИ

Таблиця 1

НАЗВИ НАЙВАЖЛИВИШИХ КИСЛОТ ТА КИСЛОТНИХ ЗАЛИШКІВ

Формула	Назва кислоти	Аніон	Назва аніона
HCl	хлоридна	Cl ⁻	хлорид
HBr	бромідна	Br ⁻	бромід
HI	іодидна	I ⁻	іодид
HNO ₃	нітратна	NO ₃ ⁻	нітрат
HNO ₂	нітритна	NO ₂ ⁻	нітрит
H ₂ SO ₄	сульфатна	SO ₄ ²⁻	сульфат
H ₂ SO ₃	сульфітна	SO ₃ ²⁻	сульфіт
H ₂ S	сульфідна	S ²⁻	сульфід
H ₂ CO ₃	карбонатна	CO ₃ ²⁻	карбонат
H ₂ SiO ₄	силікатна	SiO ₄ ²⁻	силікат
H ₃ PO ₄	ортофосфатна	PO ₄ ³⁻	ортофосфат
H ₂ CrO ₄	хроматна	CrO ₄ ²⁻	хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	біхроматна	Cr ₂ O ₇ ²⁻	біхромат
HMnO ₄	манганатна (VII)	MnO ₄ ⁻	манганат (VII)

Таблиця 2

ВІДНОСНА ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНІСТЬ ДЕЯКИХ АТОМІВ

Період	Група						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2.1						
2	Li 0.98	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
3	Na 0.93	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
4	K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 2.0	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
5	Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.5	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.4

Таблиця 3

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ КИСЛОТ
при 293 К, г/мл

%	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	%	H ₂ SO ₄	HNO ₃
2	1,010	1,010	1,008	52	1,415	1,322
4	1,024	1,021	1,018	54	1,435	1,334
6	1,037	1,032	1,029	56	1,456	1,345
8	1,052	1,043	1,038	58	1,477	1,356
10	1,066	1,054	1,048	60	1,498	1,367
12	1,080	1,067	1,058	62	1,520	1,377
14	1,094	1,078	1,068	64	1,542	1,387
16	1,109	1,091	1,078	66	1,565	1,396
18	1,125	1,104	1,087	68	1,587	1,405
20	1,140	1,116	1,098	70	1,611	1,413
22	1,156	1,129	1,108	72	1,634	1,422
24	1,170	1,142	1,118	74	1,657	1,430
26	1,186	1,154	1,129	76	1,681	1,438
28	1,202	1,167	1,139	78	1,704	1,445
30	1,218	1,181	1,149	80	1,727	1,452
32	1,234	1,194	1,159	82	1,749	1,459
34	1,252	1,207	1,169	84	1,769	1,466
36	1,269	1,221	1,180	86	1,788	1,372
38	1,287	1,134	1,191	88	1,801	1,478
40	1,303	1,246	-	90	1,815	1,483
42	1,321	1,259	-	92	1,826	1,488
44	1,338	1,272	-	94	1,832	1,492
46	1,357	1,285	-	96	1,836	1,496
48	1,376	1,298	-	98	1,837	1,502
50	1,395	1,310		100	1,834	1,516

Таблиця 4а

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ NaCl при 20 °С

Концентрація, %	Густина, г/см ³	Концентрація, %	Густина, г/см ³
1	1,0053	6	1,0413
2	1,0125	7	1,0486
3	1,0197	8	1,0559
4	1,0268	9	1,0633
5	1,0341	10	1,0707

Таблиця 4б

ГУСТИНА ВОДНИХ РОЗЧИНІВ ЛУГІВ при 20 °С

%	КОН	NaOH	%	КОН	NaOH
2	1,016	1,023	22	1,196	1,247
4	1,033	1,046	24	1,217	1,268
6	1,048	1,069	26	1,240	1,289
8	1,065	1,092	28	1,263	1,310
10	1,082	1,115	30	1,286	1,332
12	1,100	1,137	32	1,310	1,352
14	1,118	1,159	34	1,334	1,374
16	1,137	1,181	36	1,358	1,395
18	1,156	1,213	38	1,384	1,416
20	1,176	1,225	40	1,411	1,437

Таблиця 5

КРІОСКОПІЧНІ ТА ЕБУЛІОСКОПІЧНІ КОНСТАНТИ

Розчинник	Кріоскопічна константа $K_K, ^\circ\text{C}/\text{кг}/\text{моль}$	Ебуліоскопічна константа $K_E, ^\circ\text{C}/\text{кг}/\text{моль}$
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,14	2,57
Хлороформ	4,90	3,88
Оцтова кислота	3,90	3,10
Етанол	-	1,20
Диетиловий ефір	1,73	2,02

ë

Таблиця 6

КОНСТАНТИ ДИСОЦІАЦІЇ ДЕЯКИХ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Електроліт	Константа дисоціації	Електроліт	Константа дисоціації
Кислоти			
Неорганічні			
HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	H_2SO_3	
H_3BO_3 1 ступінь	$5,70 \cdot 10^{-10}$	1 ступінь	$1,30 \cdot 10^{-2}$
Вода H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	2 ступінь	$6,3 \cdot 10^{-8}$
H_3AsO_4 1 ступінь	$5,62 \cdot 10^{-3}$	H_2S	
2 ступінь	$1,10 \cdot 10^{-7}$	1 ступінь	$5,7 \cdot 10^{-8}$
3 ступінь	$2,95 \cdot 10^{-12}$	2 ступінь	$1,2 \cdot 10^{-15}$
H_3AsO_3 1 ступінь	$5,8 \cdot 10^{-10}$	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
2 ступінь	$3 \cdot 10^{-14}$	H_2CO_3	
		1 ступінь	$4,31 \cdot 10^{-7}$
H_3PO_4 1 ступінь	$7,51 \cdot 10^{-3}$	2 ступінь	$5,61 \cdot 10^{-11}$
2 ступінь	$6,23 \cdot 10^{-8}$	H_3CrO_4	
3 ступінь	$2,2 \cdot 10^{-13}$	1 ступінь	$1,8 \cdot 10^{-1}$
		2 ступінь	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Органічні			
HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	
CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$	1 ступінь	$5,9 \cdot 10^{-2}$
		2 ступінь	$6,4 \cdot 10^{-5}$
Основи			
$\text{Ba}(\text{OH})_2$ 2 ступінь	$2,3 \cdot 10^{-1}$	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ 2 ступінь	$3 \cdot 10^{-2}$	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	
		1 ступінь	$9,6 \cdot 10^{-4}$
		2 ступінь	$3 \cdot 10^{-8}$

РОЗЧИННІСТЬ У ВОДІ

Розчинність												
Катіони	Аніони											
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р
NH ₄ ⁺	-	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
Na ⁺ , K ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li ⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
Mg ²⁺	М	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ca ²⁺	М	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Н	Н	Н	Р
Ba ²⁺	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Al ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	М
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	-	Н	Р
Zn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Ni ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Co ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Hg ²⁺	-	Р	М	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	-	Р
Hg ⁺	-	Н	Н	Н	Н	-	М	Р	Н	Н	-	М
Cu ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Sn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Н	-	Р	-	Н	-	-	Р
Pb ²⁺	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
Ag ⁺	-	Н	Н	Н	Н	-	М	Р	Н	Н	-	М

Р – розчиняється у воді.
М – мало розчиняється у воді.
Н – практично не розчиняється.
Риска – сполука розкладається водою або не існує.

СТАНДАРТНІ ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ МЕТАЛІВ

Електрод	φ_0, B	Електрод	φ_0, B
Li^+/Li	- 3,04	Cd^{2+}/Cd	- 0,40
Rb^+/Rb	- 2,92	Co^{2+}/Co	- 0,28
K^+/K	- 2,92	Ni^{2+}/Ni	- 0,23
Ba^{2+}/Ba	- 2,90	Sn^{2+}/Sn	- 0,14
Ca^{2+}/Ca	- 2,86	Pb^{2+}/Pb	- 0,13
Na^+/Na	- 2,71	Fe^{3+}/Fe	- 0,04
La^{3+}/La	- 2,52	$2H^+/H_2$	- 0,00
Mg^{2+}/Mg	- 2,36	Sn^{4+}/Sn	+ 0,13
Be^{2+}/Be	- 1,85	Sb^{3+}/Sb	+ 0,24
Al^{3+}/Al	- 1,66	Bi^{3+}/Bi	+0,31
Ti^{2+}/Ti	- 1,63	Co^{3+}/Co	+ 0,33
Ti^{3+}/Ti	- 1,21	Cu^{2+}/Cu	+ 0,34
Mn^{2+}/Mn	- 1,19	Cu^+/Cu	+ 0,52
V^{2+}/V	- 1,17	Ag^{2+}/Ag	+ 0,80
Cr^{2+}/Cr	- 0,85	Pb^{4+}/Pb	+ 0,84
Zn^{2+}/Zn	- 0,76	Hg^{2+}/Hg	+ 0,85
Cr^{3+}/Cr	- 0,74	Pt^{2+}/Pt	+ 1,19
Fe^{2+}/Fe	- 0,44	Au^{3+}/Au	+ 1,50

Для нотаток

Навчально-методичне видання

Хімія та методи аналізу [Текст]: методичні вказівки до лабораторних робіт для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти освітньої програми «Товарознавство та експертиза в митній справі» галузі знань 07 Управління та адміністрування спеціальності 076 Підприємництво та торгівля денної та заочної форм навчання. /уклад. І. А. Мороз, О.І. Гулай . – Луцьк: ЛНТУ, 2024. – 86 с.

Комп'ютерний набір та верстка: І. А. Мороз, О.І. Гулай

Підп. до друку «__»_____2024 р. Формат 60x84/16. Папір офс.
Гарн. Таймс. Ум. друк. арк. 5,7.
Тираж 50 прим.

Інформаційно-видавничий відділ
Луцького національного технічного університету
43018, м. Луцьк, вул. Львівська, 75
Друк – ІВВ Луцького НТУ