МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ТАВРІЙСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ АГРОТЕХНОЛОГІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ ДМИТРА МОТОРНОГО
Факультет агротехнологій та екології
Кафедра «Плодоовочівництва, виноградарства та біохімії»

ЗАТВЕРДЖУЮ
Завідувач кафедри ПВБ
доц. _____Максим КОЛЕСНІКОВ
«___» _____2021 р.

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія»

для здобувачів ступеня вищої освіти «Бакалавр»
зі спеціальності 208 «Агроінженерія» на основі ОПП «Агроінженерія»
(на основі повної загальної середньої освіти)

Мелітополь
2021

УДК 66.017 (073)

Х46

Методичні вказівки підготувала: кандидат сільськогосподарських наук, доцент **Тетяна ГЕРАСЬКО**

Рецензент: кандидат сільськогосподарських наук, доцент Людмила ТОДОРОВА

Методичні вказівки затверджені на засіданні кафедри «Плодоовочівництва, виноградарства та біохімії».

Протокол № __ від _____

Завідувач кафедри ПВБ

доцент _____ Максим КОЛЕСНІКОВ

Схвалено методичною комісією факультету МТ зі спеціальності 208 «Агроінженерія» для 1 ОР «Бакалавр»

Протокол від _____20__ року № __

Голова, доцент _____ Андрій СМЄЛОВ

© ТДАТУ, Геращко Т.В. 2021 рік

ЗМІСТ

Вступ	4
Техніка безпеки і правила роботи у хімічній лабораторії	5
Класи неорганічних сполук. Отримання та властивості основ та кислот	6
Отримання та властивості солей. Встановлення формули кристалогідрату	12
Способи вираження концентрації розчинів. Розрахунок концентрації	15
Приготування розчинів заданої концентрації. Визначення концентрації розчину за його густиною та методом титрування	23
Визначення та виготовлення пластмас	27
Визначення та виготовлення волокон	31
Визначення жорсткості води	35
Гідроліз солей	41
Загальна характеристика металів	43
Окисно-відновні реакції	48
Електролітична дисоціація кислот, основ та солей	53
Іонообмінні реакції	60
Гальванічні елементи	62
Електроліз. Електролізні процеси	69
Якісні реакції	74
Аналіз акумуляторної кислоти	78
Корозія металів. Методи захисту від корозії	84
Властивості сплавів	87
Рекомендована література	95

ВСТУП

Хімія належить до числа основних фундаментальних природничих наук. Вона вивчає явища, які відбуваються навколо нас з перетворенням однієї сполуки в другу, або однієї енергії в іншу. Зміст дисципліни адаптовано до спеціальності; акцентовано увагу на хімічних процесах, що відбуваються в навколишньому середовищі, закономірностях їх перебігу, можливостях впливу на них різних факторів.

Предметом навчальної дисципліни «Хімія» є: вивчення найпростіших й разом з тим найбільш загальних закономірностей явищ природи, властивостей і будови матерії та законів її руху, хімічних явищ у біологічних об'єктах, а також дослідження фундаментальних процесів, що складають основу живої природи.

Основною метою вивчення курсу хімії є оволодіння студентами знань про властивості, будову, способи одержання і застосування хімічних елементів та їх сполук. Як виникає електричний струм, йде покриття предметів і конструкцій металами, роботу акумулятора, як захистити металічні конструкції від корозії, застосування полімерів в побуті і техніці.

В результаті вивчення дисципліни студент повинен

знати:

- основні закони і концепції хімії;
- сучасні уявлення про будову речовини;
- основні термодинамічні і кінетичні закономірності хімічних процесів;
- природу процесів утворення розчинів та сутність і кількісну характеристику реакцій, що відбуваються в них (електролітична дисоціація, гідроліз, окисно-відновні процеси.
- виникнення електричного струму, гальванічні покриття, акумулятори, методи захисту від корозії.
- властивості металів і полімерні сполуки та їх застосування.

уміти:

- користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з хімії;
- вирішувати проблемні (ситуаційні) задачі в стилі ділової гри.
- користуватися сучасним хімічним обладнанням для досліджень.
- виконувати експериментальні роботи, робити дослідження та систематизувати одержані результати.
- приготувати антифриз і електроліт, розчин заданої концентрації.
- на практиці получити метали шляхом електролізу, зробити покриття конструкції металом, розчинити метал.
- захистити конструкцію від корозії.
- використовувати набуті знання для вивчення спеціальних дисциплін.

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ І ПРАВИЛА РОБОТИ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

Техніка безпеки

1. У хімічній лабораторії категорично забороняється проводити досліди, які не відносяться до даної роботи, без дозволу викладача.
2. Досліди з речовинами, що легко займаються або мають неприємний запах, проводити тільки у витяжній шафі.
3. Для проведення дослідів треба користуватися розчинами і реактивами лише вказаної концентрації.
4. Гази, які виділяються у результаті реакції, слід нюхати направляючи рукою потік повітря від склянки до себе.
5. Не коштувати на смак хімічні реактиви.
6. При нагріванні пробірки з реакційною сумішшю її треба тримати відкритим отвором від себе і від людей, які знаходяться поруч.
7. Якщо на руки або обличчя потрапила кислота, треба негайно її змити водою і промити 2% розчином соди або аміаком, потім знову водою.
8. Якщо на руки або обличчя потрапив концентрований луг – спочатку промивають водою, потім - 5% розчином оцтової кислоти і знову змивають водою.
9. При попаданні реактивів в очі їх треба негайно промити великою кількістю води і звернутися до лікаря.
10. При загорянні горючих рідин їх треба гасити вогнегасником або піском, але ні в якому разі не водою.
11. При всіх нещасних випадках в лабораторії негайно треба доповісти викладачу або лаборанту.

Правила роботи

З перших днів роботи у лабораторії студент повинен привчити себе до акуратності і уваги, недолік яких нерідко буває причиною невірності результатів експерименту, а у деяких випадках може призвести до нещастя.

Основним місцем виконання лабораторних робіт є робочий стіл, на якому необхідно підтримувати порядок і чистоту, на робочому місці не повинно бути нічого зайвого.

При виконанні практичних робіт усі спостереження треба записувати в зошит після кожного досліду.

Експеримент проводити тільки у чистому посуді і з чистими реактивами.

Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитися в певному місці, їх заборонено переносити на робочий стіл. Досліди треба проводити спокійно, не поспішаючи, без нервозності. При цьому не

проливати і не просипати реактиви. Навіть коли це трапилося, ні в якому разі не виливати і не висипати зібрані реактиви у склянки з чистими реактивами. Їх треба передати лаборанту.

Треба бережно відноситися до приладів і реактивів.

Отруйні сполуки треба збирати в окремі склянки.

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ОТРИМАННЯ ТА ВЛАСТИВОСТІ ОСНОВ ТА КИСЛОТ

Мета роботи – повторити матеріал середньої школи і пригадати символіку, класифікацію і номенклатуру хімічних сполук, властивості кислот та основ.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: - які сполуки називаються оксидами, їх класифікація і номенклатура;
- які сполуки відносяться до гідроксидів;
- що називається кислотами, гідроксидами, солями, їх класифікація і номенклатура.

Студент повинен вміти: - скласти рівняння реакції і практично здійснити їх;
- по формулі оксиду скласти відповідну формулу кислоти чи гідроксиду.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Залізо
Магній.
Цинк
Мідь
Гідроксид натрію.
Азотна кислота
Сірчана кислота.
Хлороводнева (соляна) кислота.
Сульфат міді
Сульфат ніколу
Сульфат заліза (II)
Сульфат цинку
Сульфат алюмінію
Хлорид барію
Хлорид заліза (III)
Ацетат свинцю
Оксиди цинку, міді, хрома
Фенолфталеїн
Лакмусовий папір
Метилоранж
Пінцет.
Мікрошпатель
Нітрат свинцю (II)
Карбонат натрію
Штатив з пробірками (20 шт)
Спиртівка, сухе пальне, сірники

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Речовини поділяються на прості і складні. Прості речовини утворюються з атомів одного хімічного елемента (H_2, O_2, Fe, Cu), а складні - з атомів різних елементів (ZnO, NaCl, CaOHCl, $NaHCO_3$). Складні речовини називаються хімічними сполуками.

ПРОСТІ РЕЧОВИНИ поділяються на метали і неметали. До неметалів відносяться речовини, утворені атомами 22-х хімічних елементів: гідрогену, інертних газів, галогенів, оксигену, сульфуру, селену, телуру, нітрогену, фосфору, миш'яку, карбону, силіцію, бору. Всі інші хімічні елементи і утворені ними прості речовини є металами. Метали у хімічних реакціях здатні тільки віддавати електрони, тобто є відновниками, тому у сполуках їх атоми знаходяться завжди тільки в позитивних ступенях окислення. Неметали у реакціях можуть брати і віддавати електрони, тобто вести себе і як окислювачі і як відновники, тому ступені окислення неметалів у сполуках можуть бути як негативними, так і позитивними.

СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ (хімічні сполуки) дуже численні і різноманітні за складом і властивостями. Основними класами неорганічних сполук є оксиди, кислоти, гідроксиди та солі.

Оксиди *(окисли) – хімічні сполуки елемента з киснем.* Формула E_xO_y.

Назва оксиду – складається так. Спочатку говоримо слово оксид, потім називаємо елемент, який утворює цей оксид, Na_2O - оксид натрію, BaO – оксид барію. Коли елемент утворює декілька оксидів, то в їх назві указують ступінь окислення елемента (римською цифрою в дужках). Наприклад: CO – оксид вуглецю (II), CO_2 – оксид вуглецю (IV).

Оксиди бувають солеутворюючими (Na_2O, CaO, Fe_2O_3) і несолеутворюючими (CO, SiO, N_2O, NO). Солеутворюючі оксиди поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

Основні – оксиди, гідрати яких є основи . Наприклад: (Na_2O, BaO, CuO). Їм відповідають гідроксиди: NaOH, $Ba(OH)_2$, $Cu(OH)_2$.

Кислотні – оксиди, гідрати яких є кислоти. Наприклад: CO_2, SO_3, P_2O_5, їм відповідають кислоти H_2CO_3, H_2SO_4, H_3PO_4.

Амфотерні (амфоліти) – оксиди, гідрати яких є основи або кислоти в залежності від pH середовища. Наприклад: ZnO, SnO, Al_2O_3. Їм відповідають гідроксиди $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Al(OH)_3$ або кислоти H_2ZnO_2 , H_2SnO_2 , $HAlO_2 \cdot H_2O$.

Гідроксиди (**гідрати**) є сполуки солеутворюючих оксидів з водою. За типом і продуктам електролітичної дисоціації у водних розчинах і за хімічними властивостями гідроксиди підрозділяються на основи [Ba (OH) 2, NaOH, Fe (OH) 3 і ін.], кислоти (H2SO3, H2SO4, HNO3 та ін.) і амфотерні основи [Zn (OH) 2, Al (OH) 3 Cr (OH) 3 і ін.].

Кислоти *– електроліти, які у водних розчинах дисоціюють тільки на катіони водню і аніони кислотного залишку.*

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$

$HSO_4^- \rightarrow H^+ + SO_4^{-2}$

Кислоти бувають кисневмісні (HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4) і безкисневі (HCl, HBr, H_2S). По кількості атомів водню у кислоті вони бувають одно -, двох -, трьох - і багатоосновні. Наприклад: HCl – одноосновна, H_2SO_4 – двохосновна, H_3PO_4 – трьохосновна.

Назва кисневмісних кислот залежить від елементу, який утворює цю кислоту з додатком закінчення – на, коли ступінь окислення елемента відповідає номеру групи в періодичній системі H_2SO_4 – сірчана кислота, HNO_3 - азотна. По мірі зниження ступеня окислення суфікси змінюються у слідуючому порядку: - вата, - иста, - ватиста. Наприклад: $HClO_4$ – хлорна кислота, $HClO_3$ – хлорнувата кислота, $HClO_2$ – хлориста кислота, HClO – хлорноватиста кислота. Коли елемент утворює декілька кисневмісних кислот, то до назви кислоти з меншим числом кисневих атомів добавляють приставку мета, з більшим – орто. HPO_3 – метафосфорна кислота, H_3PO_4 - ортофосфорна кислота.

Назва безкисневих кислот залежить від назви елемента, який утворює цю кислоту з додаванням закінчення “о” і додаванням слова “воднева”. HCl – хлороводнева, або соляна кислота, HBr - бромоводнева.

Основи *– електроліти, які у водних розчинах дисоціюють тільки на аніони гідроксильних групі катіони металів.*

Наприклад: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

$Ba(OH)_2 \rightarrow BaOH^+ + OH^-$

$BaOH^+ \rightarrow Ba^{+2} + OH^-$

Основи бувають розчинні і нерозчинні. Розчинні називаються ще лугами. По кількості гідроксильких груп основи бувають одно-, двох-, трьох- і багатокислотні. KOH – однокислотна, $Ca(OH)_2$ – двукислотна, $Al(OH)_3$ – трьохкислотна.

Назва основ утворюється із слова «гідроксид» і назви металу в родовому відмінку. NaOH – гідроксид натрію, $Ca(OH)_2$ – гідроксид кальцію. Коли метали мають переміний ступінь окислення, то в дужках позначають римською літерою ступінь окислення металу у цій основі. Наприклад, $Fe(OH)_2$ – гідроксид заліза (II), $Fe(OH)_3$ – гідроксид заліза (III)

АМФОЛІТИ (АМФОТЕРНІ ОСНОВИ)

Важкорозчинні у воді гідроксиди характеризуються тим, що розчинна їх частина може вести себе як основа, або як кислота в залежності від pH

середовища. У кислому середовищі амфоліти ведуть себе як основи, у лужному середовищі – як кислоти.

$$\underbrace{2H^+ + ZnO_2^{-2}}_{\text{кислота}} \leftrightarrow \underbrace{H_2ZnO_2{=}Zn(OH)_2}_{\text{осад}} \leftrightarrow \underbrace{Zn^{+2} + 2OH^-}_{\text{основа}}$$

$$Zn(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$H_2ZnO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

Існують сполуки, які не належать до основних класів речовин: гідриди, карбіди, нітриди, комплексні сполуки.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Реакція нейтралізації

Гідроксиди поділяються на розчинні і нерозчинні. Розчинні основи - це гідроксиди лужних і лужноземельних металів. Вони називаються лугами. Найпоширеніша серед лугів речовина - гідроксид натрію («їдкий натр»). За масштабами виробництва і застосування він займає серед неорганічних речовин третє місце після сірчаної кислоти і соди. У промисловості його отримують електролізом розчину хлориду натрію, а у лабораторних умовах - взаємодією натрію з водою. Ця реакція протікає бурхливо і може бути небезпечною. В результаті реакцій лугів з кислотами середовище розчину стає нейтральним. Незалежно від складу реагуючих лугів і кислот, всі реакції нейтралізації виражаються одним і тим самим іонним рівнянням:

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Реакції нейтралізації фіксуються по зміні забарвлення індикаторів. **Завдання:** заповнити пробірку 10 краплями розчину NaOH і додати одну краплю фенолфталеїну. Потім додавати по краплях розчин соляної кислоти до змінення забарвлення розчину. Дослід повторити ще раз, замінивши фенолфталеїн на метилоранж. У звіті написати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді, і заповнити таблицю забарвлення індикаторів у різних середовищах.

Назва індикатора	Забарвлення індикатора у різних середовищах:		
	у кислому	у нейтральному	у лужному
фенолфталеїн			
метилоранж			

* Початковою сировиною для індикаторів pH можуть слугувати рослини: квіти, плоди, ягоди, листя і коріння містять забарвлені речовини, здатні змінювати свій колір у відповідь на той чи інший вплив. І, потрапляючи в кисле (або, навпаки, в лужне) середовище, вони наочно сигналізують нам про це. Наприклад, яскраво-синій відвар з квіток ірису під впливом оцту стане червоним, соди - зелено-блакитним. Не тільки листя і ягоди можуть послужити в якості індикаторів. На зміну кислотності чітко реагують зміною

кольору деякі соки (в тому числі з червоної капусти, з вишні, чорного винограду, чорної смородини) і навіть компоти. Виконати роль індикатора може звичайний борщ. Щоб борщ був яскраво-червоним, в нього перед закінченням варіння додають трохи харчової кислоти - оцтової або лимонної; колір змінюється буквально на очах. І останнє про рослинні індикатори. У XIX столітті було в моді писати запрошення або освідчення на пелюстках квітів; а писали їх залежно від квітки і бажаного кольору розчином кислоти або лугу, користуючись тонким пером або загостреною паличкою, але розчин повинен бути не надто концентрованим, інакше можна пошкодити ніжний пелюсток.

Дослід 2. Отримання і дослідження малорозчинних основ

Всі метали, крім лужних і лужноземельних, утворюють малорозчинні основи. Вони застосовуються як сорбенти, каталізатори, барвники і як вихідні речовини при отриманні солей, оксидів та інших сполук.

Завдання: з наявних реактивів отримати наступні малорозчинні основи: гідроксид міді (II), гідроксид ніколу (II), гідроксид заліза (III). Написати рівняння реакцій, вказати забарвлення осадів.

Пробірку з гідроксидом міді (II) підігріти на спиртівці або водяній бані до зміни кольору осаду (потемніння). Написати рівняння реакції розкладання $Cu(OH)_2$ при нагріванні.

З решти пробірок обережно злити воду і до залишків осадів додавати по краплях соляну кислоту до їх повного зникнення. Написати рівняння реакцій між основами і соляною кислотою, вказати забарвлення солей.

Дослід 3. Отримання і дослідження амфотерних основ

Амфотерность - найбільш цікава властивість багатьох гідроксидів. Вона проявляється тим сильніше, чим менше радіус металу і вище його ступінь окислення (валентність). Тому серед гідроксидів одновалентних металів амфотерні відсутні, серед двовалентних їх тільки п'ять [Be (OH) 2, Zn (OH) 2, Ge (OH) 2, Sn (OH) 2 і Pb (OH) 2], серед тривалентних - більшість [Al (OH) 3, Fe (OH) 3, Cr (OH) 3, і ін.] а гідроксиди чотирьохвалентних металів всі є амфотерними. Гідроксиди металів у більш високих ступенях окислення вже є кислотами (H2CrO4, HMnO4, HVO3).

Завдання: отримати у пробірці гідроксид цинку, додаючи до розчину його солі розчин розведеного NaOH (обережно, по краплях). Половину отриманого осаду перенести в іншу пробірку. На осад, що залишився в першій пробірці, подіяти соляною кислотою, на другий - розчином NaOH.

У звіті описати дослід і спостереження. Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій: а) отримання гідроксиду цинку; б) його взаємодії з HCl; в) його взаємодії з розчином NaOH. Провести і описати такий же дослід з гідроксидом алюмінію, відповісти на ті ж питання.

Дослід 4. Отримання та властивості кислот

а) **Отримання соляної (хлороводневої) кислоти з її солі**. Промисловий спосіб отримання соляної кислоти - синтез з хлору і водню. Ця реакція є

класичним прикладом ланцюгової реакції, на світлі вона може приймати вибуховий характер, тому в навчальних лабораторіях її НЕ проводять. В окремих випадках застосовується старий спосіб отримання хлороводневої кислоти - взаємодією хлориду натрію с сірчаною кислотою.

У суху пробірку помістити один мікрошпатель хлориду натрію і 10 - 15 крапель концентрованої сірчаної кислоти. Спостерігати виділення безбарвного газу. Піднести до пробірки змочену дистильованою водою синій лакмусовий папір і спостерігати зміну його забарвлення. Обережно понюхати газ.

У звіті описати дослід і спостереження, написати рівняння реакції, вказати запах газоподібного хлороводню, пояснити зміну забарвлення лакмусу.

б) **Взаємодія соляної кислоти з металами**. У чотири пробірки налити по 10 крапель розведеної соляної кислоти. У першу опустити шматочок магнію, у другу - заліза, у третю - цинку, у четверту - міді. У звіті написати рівняння реакцій. Пояснити, чому в четвертій пробірці реакція не йде.

в) **Взаємодія нітратної кислоти з оксидами.** У три пробірки внести по одному мікрошпателю оксидів цинку, міді і хрому. У кожну пробірку внести по 10 крапель $HNO3$. У звіті описати спостереження і рівняння реакцій.

г) **Взаємодія сірчаної кислоти з солями.** У три пробірки помістити по 10 крапель розчинів хлориду барію, нітрату свинцю (II) і карбонату натрію. У кожну пробірку додати по 5 - 6 крапель сірчаної кислоти. Спостерігати утворення осадів в перших двох пробірках і виділення газу в третій. Скласти рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді. У загальному висновку до досліду сформулювати відношення кислот до металів, оксидів, основ і солей.

Питання для самоконтролю

1. **На які класи діляться неорганічні сполуки?**
2. **Які сполуки називаються окислами, основами, кислотами з точки зору електролітичної дисоціації?**
3. **Що таке амфоліти?**
4. **Класифікація (які бувають) окислів, основ, кислот.**
5. **Назви окислів, основ, кислот.**
6. **Які сполуки не належать до основних класів?**

Отримання та властивості солей. Встановлення формули кристалогідрату

Мета роботи - отримати і дослідити властивості солей. Визначити вміст води у кристалогідраті.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: - які сполуки називаються солями, їх класифікація і номенклатура;
- як визначають формули хімічних сполук;
- які сполуки відносяться до кристалогідратів, особливості їх будови та властивості.

Студент повинен вміти: - скласти рівняння реакції і практично здійснити їх;
- визначити вміст води у кристалогідраті та встановити його формулу;
- визначити похибку досліду.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

1. Розчини солей: Pb $(NO_3)_2$, KCl, KI, KBr, $AgNO_3$, Na_2SO_4, $NiSO_4$, $FeCl_3$, $CuSO_4$, $BaCl_2$, Na_2CO_3, KNO_3, NaCl, Na_2SiO_3,
2. Розчин NaOH
3. Розчин HCl
4. $CuSO_4$ кристалічний
5. терези з точністю до 0,01 г
6. тигель
7.піщана баня
8.тримач для тиглю
9. ексикатор
10. Штатив з пробірками (20 шт)
11.шпатель
12.сірники

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

СОЛІ

Солі представляють собою продукти заміщення атомів водню в кислоті на метал або гідроксид-аніонів в основах на кислотний залишок. Згідно теорії електролітичної дисоціації, **солями називають** речовини, при дисоціації яких утворюються катіони металів (а також NH_4^+ -катіон) і аніони кислотних залишків. $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$

Солі бувають нормальні (середні) – NaCl, $CaSO_4$, KNO_3; гідросолі (кислі) – $KHSO_4$, NaH_2PO_4, Na_2HPO_4; гідроксосолі (основні) – CaOHCl, $AlOHSO_4$, $CaOHNO_3$; подвійні – $KAl(SO_4)_2$; змішані – CaClClO; комплексні – $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

У назвах солей кисневмісних кислот застосовують закінчення – іт, - ат, -ід.

- іт – коли елемент, утворюючий кислоту, проявляє низьку ступінь окислення. Наприклад: K_2SO_3 – сульфіт калію.
- ат – коли ступінь окислення вища. Наприклад: Na_2SO_4 – сульфат натрію.
- ід – в назвах солей безкисневих кислот. Наприклад: ZnS – сульфід цинку.
- $KHSO_4$ – гідросульфат калію,
- NaH_2PO_4 – дігідрофосфат натрію,
- CaOHCl – гідроксохлорид кальцію.

Формула хімічної сполуки показує, з яких елементів складається дана речовина і скільки атомів кожного елемента входить до складу його молекули. Масові співвідношення елементів в молекулах можна представити як відношення добутку відповідних атомних мас на число атомів кожного елемента в молекулі, тобто, можна записати:

$m_1 : m_2 : m_3 = xA_1 : yA_2 : zA_3$,

де m1, m2, m3 - вміст елементів у даній сполуці (%); x, y, z - число атомів цих елементів у молекулі; A1, A2, A3 - атомні маси елементів. З цього рівняння випливає:

$$x : y : z = \frac{m1}{A1} \div \frac{m2}{A2} \div \frac{m3}{A3} ,$$

що дозволяє знаходити відношення між числами атомів в молекулі. *Приклад.* Речовина містить 32,43% натрію, 22,55% сульфуру і 45,02% оксигену. Співвідношення чисел атомів у формулі даної сполуки:

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} \div \frac{22,55}{32} \div \frac{45,02}{16} = 1,41:0,705:2,82.$$

Якщо найменше число (0,705) прийняти за одиницю, то дане відношення стає відношенням цілих чисел: $x : y : z = 2 : 1 : 4$,

отже, формула сполуки Na_2SO_4. Ця формула буде найпростішою, оскільки отримане співвідношення може бути виражено також і числами, кратними знайденим.

Для встановлення справжньої формули необхідно знати молекулярну масу сполуки; це дозволяє знайти справжнє співвідношення атомів у молекулі. Так, наприклад, бензол містить 92,3% карбону і 7,7% гідрогену. Знайдена з цього складу найпростіша формула CH. Але у дійсності молекулярна маса бензолу, що визначається за щільністю його пара, дорівнює не 13 (12 + 1), а 78. Отже, справжня формула бензолу C_6H_6.

Кристалогідратом називаються кристалічні речовини, що включають молекули води, наприклад гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, мідний купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ і т.д. Кристалогідрати при нагріванні втрачають кристалізаційну воду, переходячи у безводні солі. Користуючись цим, можна визначити вміст води

у кристалогідраті, а потім, знаючи формулу безводної солі, розрахувати число молекул води, які приєднуються до однієї молекулі безводної солі.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Встановлення формули кристалогідрату

1. У зважений тигель насипати 0,5 - 1 г мідного купоросу. Тигель з кристалогідратом зважити на терезах з точністю до 0,01 г.
2. Помістити тигель на нагріту піщану баню і витримати 20 - 30 хв.
3. Перенести щипцями тигель до ексикатору і охолодити.
4. Зважити охолоджений тигель.
5. Повторити прожарювання тигля, знову охолодити його у ексикаторі і зважити. Якщо вага змінилася не більше ніж на 0,01 г, прожарювання припинити.
6. За результатами останнього зважування заповнити таблицю результатів:

Маса тигля, г	Маса тигля з кристалогідратом, г	Маса кристалогідрату, г	Маса тигля з сіллю після прожарювання, г	Маса безводної солі, г	Маса води, г

7. Обчислити кількість (моль) води ($N_{досл}$), що припадає на один моль CuSO4, і записати формулу мідного купоросу, отриману дослідним шляхом.

$N_{досл} = m/ M$,

де m - Маса води, г; M – маса моля води, г.

8. Визначити похибку досліду (η), виходячи з того, що ідеальна формула мідного купоросу $CuSO4 \cdot 5H2O$, тобто $N_{теор} = 5$.

$$\eta = \frac{N\text{досл} - N\text{теор}}{N\text{теор}} \times 100\%$$

Дослід 2. Отримання солей свинцю і срібла. До п'яти крапель розчину $Pb(NO_3)_2$ додати 5 крапель розчину будь-якого хлориду, наприклад, KCl. Спостерігати випадіння осаду $PbCl_2$. Самостійно підібрати реактиви і отримати сульфат свинцю $PbSO_4$ і йодид свинцю PbI_2. Описати досліди, написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

Підібрати необхідні реактиви і самостійно отримати галогеніди срібла: хлорид, бромід і йодид. Звернути увагу на різне забарвлення солей (що використовується в якісному аналізі). Написати рівняння реакцій.

Дослід 3. Взаємодія солей з лугами. У трьох пробірках провести реакції солей нікелю ($NiSO_4$), заліза ($FeCl_3$) і міді ($CuSO_4$) з гідроксидом натрію (NaOH) - всі речовини використовувати у розчиненому вигляді. Описати, як протікають реакції, написати рівняння реакцій в молекулярній та іонній формі.

Дослід 4. Взаємодія солей з солями. У трьох пробірках змішати розчини наступних солей: в першій $BaCl_2$ і Na_2CO_3, у другій $Pb(NO_3)_2$ і KBr, у третїй KNO_3 і NaCl. Описати спостереження, скласти рівняння реакцій в першій і другій пробірках. Пояснити, чому в третій пробірці реакція не йде.

Дослід 5. Взаємодія солей з кислотами. Солі взаємодіють з кислотами у тому випадку, коли утворена нова кислота випадає в осад. Налити в пробірку 4 - 6 крапель розчину силікату натрію і додати по краплям розбавлену соляну кислоту. Спостерігати утворення желеподібного осаду кремнієвої кислоти. У звіті описати дослід, скласти рівняння реакції і описати зовнішні ознаки гелю кремнієвої кислоти.

Дослід 6. Окислювальні властивості солей (дослід «вогонь - художник»). Нітрати лужних металів при нагріванні виділяють кисень, тому використовуються як окислювачі у складі запалювальних сумішей, пороху, ракетного пального.

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

У загальному висновку коротко перечислити способи отримання солей і їх найважливіші хімічні властивості.

Питання для самоконтролю

1. **Які сполуки називаються солями з точки зору електролітичної дисоціації?**
2. **Класифікація (які бувають) солей.**
3. **Як складаються назви солей?**
4. **Як визначають формули хімічних сполук?**
5. **Які сполуки відносяться до кристалогідратів, особливості їх будови та властивості?**
6. **Опишіть способи отримання солей і їх найважливіші хімічні властивості.**

Способи вираження концентрації розчинів. Розрахунок концентрації

Мета роботи - ознайомитися з методикою приготування розчинів заданої концентрації, виправлення концентрації розчину, розрахунку потрібної концентрації.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: способи вираження концентрації розчинів, формули для розрахунку еквівалентів речовин, зв’язок між концентрацією та густиною розчину.

Студент повинен вміти: розраховувати еквіваленти хімічних речовин, визначати масову частку речовини у розчині, у тому числі, з урахуванням густини розчину; розраховувати виправлення концентрації.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Довідникові таблиці, калькулятор, таблиця Менделєєва.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Масова частка – це фізична величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси всього розчину.
Масова частка не має розмірності і є додатнім число, меншим за одиницю. На практиці масову частку розчиненої речовини часто виражають у долях одиниці або у відсотках.
Процентна,відсоткова концентрація показує скільки грамів речовини знаходиться в 100 г розчину.

$$C\,\% = \frac{m}{m + m_1} * 100\,, \quad \text{де}$$

m – маса розчиненої речовини,
m_1 – маса розчинника;

5% NaCl, це - 5г NaCl + 95 г H_2O
Розглянемо приклад розрахунків масової частки розчиненої речовини.
Приклад 1. Визначити масову частку купрум (II) хлориду у розчині, який містить 30 г $CuCl_2$ і 170 г води.

Дано: $m(CuCl_2) = 30$ г $m(H_2O) = 170$ г	$w_p = \frac{m_{CuCl_2}}{m_{розчину}} \cdot 100\%$	**Розв'язання:** Скористаємося наведеною формулою: $w_{CuCl_2} = \frac{30}{30 + 170} = \frac{30}{200} = 0{,}15$ або 15%
w ($CuCl_2$) – ?		

Відповідь: = 15 %.
Це означає, що у 100 г розчину міститься 15 г солі і 85 г води. На масу солі припадає 15% від маси всього розчину.

Масова частка показує скільки грамів розчиненої речовини міститься у 100 г розчину.
Приклад 2. Випаровуванням 250 г розчину добули 5 г солі. Яка була масова частка солі в розчині?

Дано: m(р-ну) = 250 г m(солі) = 5 г	$w_{солі} = \frac{m_{солі}}{m_{розчину}} \cdot 100\%$	**Розв'язання:** $w_{солі} = \frac{5}{250} = 0{,}02$ або 2%
w(солі) – ?		

Відповідь: = 2%.
На практиці часто треба приготувати розчин із заданою масовою часткою розчиненої речовини.

$$w_{речовини} = \frac{w\%_{речовини} \cdot m_{розчину}}{100\%}$$ або $$w_p = w \cdot m_{р\text{-}ну}$$

Для цього необхідно знати скільки води і розчиненої речовини потрібно взяти, щоб добути розчин із заданою масовою часткою речовини.

Приклад 3. Визначити масу купрум (II) хлориду і води, необхідної для приготування 300 г розчину з масовою часткою солі 0,15 або 15%.

Дано:		**Розв'язання:**
m(р-ну) = 300 г $w_р$ = 0,15 або 15%		1. Спочатку обчислюємо масу солі, необхідної для приготування розчину: $m(CuCl_2) = 0,15 \cdot 300 = 45$ г або $m(CuCl_2) = \frac{15 \cdot 300}{100} = 45$ г.
m(солі) – ? m(води) – ?	$m_р = w \cdot m_{р-ну}$ або $m_р = \frac{w\% \cdot m_{р-ну}}{100\%}$	2. Обчислюємо масу води: $m(H_2O)$ = m розчину – m речовини $m(H_2O) = 300 - 45 = 255$ г.

При роботі з розчинами зручніше брати не масу води, а її об'єм. Для знаходження об'єму води необхідно її масу поділити на густину.

Якщо масова частка 2%, то це означає, що в 100 г розчину міститься 2 г речовини і 98 г води

$$w(\text{реч.}) = \frac{m(\text{реч.})}{m(\text{розчину})}$$

m (розчину) = m (реч.)+ m (розчинника)

$V = \frac{m}{\rho}$, де V – об'єм; m – маса ; ρ – густина.

1 л води = 1000 мл.

$\rho(H_2O) = 1$ г/мл.

Звідси: $\frac{255г}{1г/мл} = 255$ мл.

Відповідь: $m(CuCl_2) = 45$ г, $m(H_2O) = 255$ г або 255 мл.

Для того, щоб приготувати 300 г розчину з масовою часткою 15% необхідно зважити 45 г $CuCl_2$ і вмістити її в колбу. Мензуркою відміряти 255 мл води і вилити в колбу з сіллю і перемішувати доти, поки не розчиниться вся сіль.

Обчислення, пов'язані з використанням густини

При роботі з розчинами часто користуються не їхніми масами, а об'ємами. Щоб перерахувати об'єм розчину в одиниці маси або навпаки користуються поняттям **густини розчину**.

$\boxed{\rho = \frac{m}{V}}$ звідки $\boxed{m = V \cdot \rho}$, де m – маса розчину, V – об'єм розчину.

Приклад 4. Скільки грамів натрій гідроксиду міститься в 50 мл 10% розчину, густина якого 1,11 г/мл?

Дано: $V_{р\text{-}ну}(NaOH) = 50$ мл $w(NaOH) = 10\%$ $\rho_{р\text{-}ну} = 1{,}11$ г/мл	**Розв'язання:** $m_р = w \cdot m_{р\text{-}ну}$; $m_{р\text{-}ну} = V \cdot \rho$. 1. Знаходимо масу розчину NaOH: $m_{р\text{-}ну}(NaOH) = 50 \cdot 1{,}11 = 55{,}5$ г. 2. Знаходимо масу NaOH в цьому розчині:
$m(NaOH)$ – ?	$m(NaOH) = \frac{10\% \cdot 55{,}5}{100\%} = 55{,}5$ г.

Відповідь: у 50 мл 10 % розчину міститься 5,55 г NaOH.

Молярна частка ***(****Молярна концентрація* ***)***виражається *числом молей розчиненої речовини в 1 л розчину.*

$$C_м = \frac{n}{V}, \text{ де}$$

n – число г-моль розчиненої речовини.
V – об'єм розчину у літрах.

$$n = \frac{m}{M}, \text{ де}$$

m – маса розчиненої речовини.
M – її молярна маса.

Тоді: $$C_M = \frac{m}{M \cdot V}$$

Наприклад, треба приготувати 2 М розчин H_2SO_4.
Молярна маса H_2SO_4 = 98, а г-моль = 98 г
2 М = 2 х 98 = 196 г.
Таким чином треба відважити 196 г H_2SO_4 і вилити її у воду, потім довести до 1 л. Все це робиться у мірному посуді.

Моляльність *(Моляльна концентрація)*виражається числом г-молей речовини розчиненої у 1000 г розчинника.

$C_m = n*1000$; де n – число г-молей.

Наприклад, треба приготувати 1 м H_3PO_4.
Молярна маса = 98.
г-моль = 98 г.
Для цього треба взяти 98 г кислоти і вилити її у 1000 г води.

Нормальна або еквівалентна концентрація *показує, скільки г-екв розчиненої речовини знаходиться в 1 л розчину.*

$$C_H = \frac{m}{E * V}$$; де

m – маса розчиненої речовини.
Е – еквівалент розчиненої речовини.
V - об'єм розчину.

Наприклад, треба приготувати 1н розчин H_2SO_4. Молярна маса = 98 в.о. 1гМ = 98 г. 1г-екв = 98 : 2 = 49 г. Тобто, треба взяти 49 г кислоти вилити у воду і довести до 1 л. Це робиться у мірному посуді.

Визначення еквіваленту.

Закон еквівалентів було відкрито наприкінці XVIII століття. **Хімічним еквівалентом елемента** називається така його маса, яка сполучається з однією масою водню чи 8 одиницями маси кисню, або заміщує таку кількість водню або кисню в сполуках.

Еквівалентною масою називається маса 1 еквівалента речовини.

Поняття про еквівалент має велике значення в хімії, тому що за його допомогою формулюється один з основних законів хімії – **закон еквівалентів:**

Хімічні елементи взаємодіють один з одним у масових кількостях, пропорційних їх еквівалентам.

Математичний вираз цього закону: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$,

де m_1 і m_2 – маса першої і другої речовини,

E_1 і E_2 – еквівалент першої і другої речовини.

Хімічний еквівалент простого елемента знаходять з відношення його атомної маси до валентності. Наприклад,

$$E_{AI} = \frac{A}{валентність} = \frac{27}{3} = 9$$

Хімічні еквіваленти складних речовин розраховують таким чином:

Еквівалент оксиду = мольна маса оксиду
число атомів елемента * валентн. елемента

Наприклад, $E_{AI_2O_3} = \frac{27 \times 2 + 16 \times 3}{2 \times 3} = \frac{102}{6} = 17$

еквівалент гідроксиду = мольна маса гідроксиду
кислотність гідроксиду

Наприклад: $E_{Ca(OH)_2} = \frac{74}{2} = 37$

еквівалент кислоти = мольна маса кислоти / основність кислоти

Наприклад, $E_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49$

еквівалент солі = мольна маса солі / число атомів металу * валентність металу

Наприклад, $E_{Al_2SO_4} = \frac{342}{2 \times 3} = 57$

.

Виправлення концентрацій

1. Коли розчин меншої концентрації, ніж потрібно :

$$m = \frac{(a - в) * 100}{c - a}$$, де

m – маса речовини, яку треба додати;
100 – об'єм розчину, мл;
а – необхідна концентрація;
в - концентрація Вашого розчину;
с - концентрація речовини, яку Ви додаєте до Вашого розчину. *(Звичайно береться 100% розчин або суха речовина).*

Наприклад, із 45% розчину треба зробити 48%.

$$m = \frac{(48 - 45) * 100}{100 - 48} = 5{,}77$$ г - треба додати речовини на 100 мл

2. Коли розчин більшої концентрації, ніж потрібно: $v = \frac{a\,(c - в)}{в}$, де

v – об'єм розчиннику, який треба додати;
а - об'єм розчину;
в - необхідна концентрація;
с - концентрація Вашого розчину.

Наприклад, із 120 мл 23% розчину треба зробити 20%.

$$v = \frac{120 * (23 - 20)}{20} = 18$$ мл - *стільки треба додати розчиннику.*

Правила змішування розчинів

Для приготування розчинів потрібної концентрації іноді приходиться використовувати розчини іншої концентрації. Для цього користуються

«правилом хреста» («правилом діагоналей»). Наприклад, треба із 50% та 20% розчинів приготувати 25%. Малюємо умовний прямокутник, де ліворуч у вершинах вказуємо існуючі концентрації (50% та 20%), потім проводимо діагоналі і на перехресті діагоналей вказуємо потрібну концентрацію. Далі обрахунки треба проводити по діагоналях, від більшої величини віднімаючи меншу. Таким чином у кутах прямокутника праворуч ми отримаємо кількість об´ємних частин.

Дізнаємося відносну вагову кількість обох розчинів. Для цього від більшої концентрації віднімаємо потрібну (50 – 25 = 25), а потім від потрібної віднімаємо більш низьку (30 – 25 = 5).

50% \ / 5 частин - результат другого віднімання
25%
20% / \ 25 частин - результат першого віднімання
---
30 частин - усього 25% розчину

Тобто, на 5 вагових частин 50% розчину треба взяти 25 частин 20% розчину.
Користуючись правилом хреста, можна:

- змішувати розчини, концентрації яких виражені в процентах.
- розбавляти розчини заданої концентрації водою.
- змішувати розчини, концентрації яких виражені в щільності.
- розбавляти розчини заданої концентрації водою.
- збільшувати концентрацію розчину шляхом змішування останнього з твердою речовиною.

При цьому треба ураховувати:

- коли концентрація розчину дається у вагових процентах, то відповідь одержують у вагових одиницях (г, кг, і т. д .).
- коли концентрації виражаються у щільності розчинів, то відповідь одержують в об·ємних одиницях (мл, л, і т. д.).

Приклад 5. Визначити маси розчинів з масовими частками кислоти 10 % та 90 %, необхідних для приготування 160 г розчину з масовою часткою 30 %.

Дано: w_1 = 10% w_2 = 90% $m_{р\text{-}ну}$ = 160 г w_3 = 30%	**Розв'язання:** I спосіб 1. За правилом діагоналей визначаємо масові співвідношення вихідних розчинів: 10 60 | 3 30 90 20 | 1

2. Скільки частин становить маса розчину?
1 + 3 = 4
3. Яка маса припадає на одну частину розчину?
160 : 4 = 40 г.
4. Знайдемо маси вихідних розчинів:
40 • 1 = 40 г 90% р-ну.
40 • 3 = 120 г 10% р-ну.

II спосіб

1. Знаходимо масові співвідношення вихідних розчинів.
2. Знаходимо маси вихідних розчинів за формулами:

$m_1 = \frac{m_{р\text{-}ну} \cdot 1}{1+3}$; $m_2 = \frac{m_{р\text{-}ну} \cdot 3}{1+3}$;

$m_1(р\text{-}ну) – ?$
$m_2(р\text{-}ну) – ?$

$m_1 = \frac{160 \cdot 1}{1+3} = \frac{160}{4} = 40$ г 90% розчину;

$m_2 = \frac{160 \cdot 3}{1+3} = \frac{480}{4} = 120$ г 10% розчину.

Відповідь: для приготування 160 г 30% розчину необхідно змішати 40 г 90% і 120 г 1% розчинів.

ПРАКТИЧНА ЧАСТИНА

Завдання 1. Визначити масову частку хлориду натрію у розчині, який містить 100 г NaCl і 250 г води.

Завдання 2. Випаровуванням 350 г розчину добули 35 г солі. Яка була масова частка солі в розчині?

Завдання 3. Визначити масу хлориду натрію і води, необхідної для приготування 1000 г розчину з масовою часткою солі 0,09 або 9%.

Завдання 4. Визначити, скільки грамів хлориду натрію міститься в 1л 10% розчину, густина якого 1,11 г/мл?

Завдання 5. Як приготувати 2 М розчин AlOH $(NO3)_2$?
Завдання 6. Як приготувати 1 м розчин $KNaCO_3$?
Завдання 7. Як приготувати 1н розчин $KHSO_4$?
Завдання 8. Як із 30% розчину зробити 46%?
Завдання 9. Як із 60% розчину зробити 40%?
Завдання 10. Визначити маси розчинів з масовими частками 20 % та 70 %, необхідних для приготування 250 г розчину з масовою часткою 60 %.

Питання для самоконтролю

1. **На що вказує відсоткова концентрація розчину?**
2. **У чому відмінність молярної та моляльної концентрації?**
3. **Що показує нормальна концентрація розчину?**

4. Дайте визначення поняттям «еквівалент», «еквівалентна маса».
5. Сформулюйте закон еквівалентів.
6. Як знаходять хімічні еквіваленти простих елементів та складних хімічних речовин.
7. Як можна виправити концентрацію розчину?

Приготування розчинів заданої концентрації. Визначення концентрації розчину за його густиною та методом титрування

Мета роботи – ознайомитися з методикою приготування розчинів заданої концентрації, виправлення концентрації розчину, визначення концентрації за густиною та титруванням.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: способи вираження концентрації розчинів, формули для розрахунку еквівалентів речовин, зв'язок між концентрацією та густиною розчину.

Студент повинен вміти: приготувати розчини заданої концентрації, визначати концентрацію розчину за його густиною та методом титрування.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Пробірки місткістю 20 мл. Піпетки 15 мл. Бюретка місткістю 50 мл. Скляний циліндр. Набір ареометрів. Термометр на 100 °С. Мензурки місткістю 50, 25, 15 і 10 мл. Колби конічні місткістю 50 мл. Колби мірні місткістю 100 мл. Розчини: сірчаної кислоти 10-15%, гідроксиду натрію 5%, 30%, 0,1н.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Визначення густини розчину ареометром. Між густиною розчину р і концентрацією розчиненої речовини існує безпосередня залежність. Для кислот, розчинних основ і солей ця залежність встановлена і приводиться в довідниках у вигляді таблиць (див. табл. 1 у кінці роботи). Завдяки цьому орієнтовне визначення концентрації розчиненої речовини в межах точності ±0,5% можливо провести шляхом експериментального вимірювання густини розчину і подальшого знаходження концентрації речовини за табличними даними.

Густину розчину визначають найчастіше за допомогою ареометрів. Для цього досліджуваний розчин наливають в скляний циліндр. Обережно занурюють у нього ареометр. При цьому ареометр не повинен торкатися стінок циліндра (рис. 1). Показник шкали ареометра на рівні поверхні

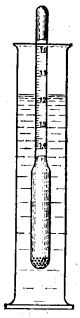


Рис. 1. Ареометр для визначення щільності розчину

рідини відповідає густині цієї рідини. Точніше концентрація розчиненої речовини визначається методами аналітичної хімії – наприклад, титруванням.

Дослід 1. Приготування розчинів сірчаної кислоти

Виконання роботи. Налити наявну в лабораторії сірчану кислоту у скляний циліндр і визначити густину її ареометром (див. рис. 1). Якому вмісту H_2SO_4 (у %) відповідає знайдена густина? (див. табл. 1).

Розрахувати, який об'єм цієї кислоти потрібно узяти для приготування 100 мл розчину сірчаної кислоти заданої концентрації 0,1 н. Відміряти цей об'єм мензуркою місткістю 10—15 мл. У мірну колбу місткістю 100 мл (рис. 2, а) приблизно на 1/4 її об'єму налити дистильовану воду. Перемішуючи рідину круговим рухом колби, помалу через воронку перелити у неї всю кислоту з мензурки. Обполоснути воронку водою, вийняти її і дочекатися охолоджування колби до кімнатної температури. Потім, додаючи воду, довести рівень рідини в колбі до мітки по нижньому меніску. Останні порції води додавати по краплях піпеткою. Щільно закрити колбу пробкою, перемішати кілька разів отриманий розчин, перевертаючи колбу догори дном.

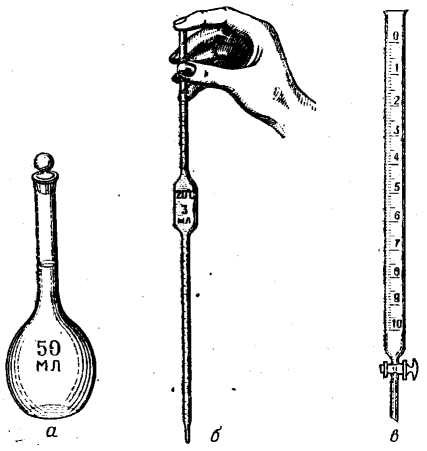


Рис. 2. Мірний посуд:
а — мірна колба; .6 — піпетка; в — бюретка.

Дослід 2. Приготування розчину заданої концентрації змішуванням розчинів вищої і нижчої концентрації

Виконання роботи. Приготувати 200 мл 10% розчину гідроксиду натрію, маючи в своєму розпорядженні 30% і 5% розчини NaOH (Гідроксид натрію

може бути замінений будь-якою іншою речовиною за вказівкою викладача). Застосуйте спосіб розрахунку, відомий під назвою «Правило хреста» (див. теоретичну частину практичної роботи №3). Відміряти обчислені об'єми початкових розчинів, злити у колбу на 200 мл, закрити колбу пробкою і ретельно перемішати розчин, перевернувши колбу кілька разів догори дном.

Налити розчин у циліндр, визначити ареометром густину приготованого розчину і по табл. 1 знайти його концентрацію (у %). Записати у зошит всі розрахунки, визначену густину приготованого розчину і процентну концентрацію NaOH у нім, знайдену по таблиці. Пояснити розбіжність практично отриманої концентрації із заданою.

Дослід 3. Визначення концентрації розчинів титруванням

Якщо точно зміряти об'єми розчинів хімічних речовин що вступили в реакцію і знати концентрацію одного розчину, то легко обчислити концентрацію іншого. Процес поступового додавання розчину з відомою концентрацією речовини, так званого розчину, що титрує, до точно зміряного об'єму аналізованого розчину (або аналізованого до того, що титрує) називається **титруванням**.

Визначення концентрації кислоти

Виконання роботи. У даній роботі належить визначити концентрацію сірчаної кислоти у розчині, приготованому у досліді 1.

Отримати у лаборанта 0,1 н. розчин лугу, концентрація якого точно встановлена, тобто розчин, що титрує і індикатор метиловий оранжевий.

Налити в одну пробірку на 1/3 об'єму 0,1 н. розчину сірчаної кислоти, в іншу — такий самий об'єм 0,1 н. розчину лугу. У обидві пробірки внести по одній краплі метилового оранжевого і відмітити колір розчину в кислому і лужному середовищі. Бюретку (див. рис. 2, в) промити невеликим об'ємом отриманого лугу, після чого вилити його через нижній кінець бюретки, забезпечений затиском або краном. Закріпити бюретку в штативі і через воронку налити в неї луг трохи вище за нульове ділення. Кінчик бюретки також повинен бути заповнений розчином. Довести рівень рідини в бюретці до нуля, випускаючи розчин по краплях через нижній кінець бюретки. Відлік вести по нижньому рівню меніска. У конічну колбу місткістю 30—50 мл сухою піпеткою (див. рис. 2, б) внести 3 мл розчину кислоти. Внести до розчину одну краплю метилового оранжевого. Провести орієнтовний дослід. Для цього невеликими порціями (по 0,5 мл) підливати луг з бюретки в колбу з кислотою до зміни забарвлення метилового оранжевого. Розчин в колбі під час досліду слід весь час перемішувати легким круговим рухом колби. Як тільки метиловий оранжевий змінить своє забарвлення, додавання лугу припинити і провести відлік об'єму витраченого лугу з точністю до десятих доль мл. Повторити титрування ще три рази, але точніше. Для цього останні порції лугу (0,5—0,7 мл) слід додавати по краплям. Різка зміна забарвлення метилового оранжевого від однієї краплі лугу є показником кінця реакції. Визначити об'єм витраченого лугу з точністю до десятих часток міллілітру.

Перед кожним титруванням колбу для кислоти необхідно вимити і обполоснути дистильованою водою.
При цьому протікає реакція нейтралізації:
NaOH + HCl = NaCl + H2O, до якої можна застосувати закон еквівалентів:
m(NaOH)/m(HCl) = Мек(NaOH)/Мек(HCl).
Якщо концентрація розчинів є еквівалентною концентрацією (Сек), то маса речовини (m) в об'ємі розчину (V) дорівнює: m = СекМекV
і вираз закону еквівалентів набирає вигляду
V (NaOH) · Сек (NaOH) = V (HCl) · Сек (HCl)
Звідки: Сек (HCl) = V (NaOH) · Сек (NaOH)/ V (HCl)

Дані досліду записати в лабораторний зошит за наступною формою:

№ п/п	Об'єм кислоти, мл	Індикатор метиловий оранжевий, число крапель	Об'єм витраченого розчину лугу, мл
1	3	1	
2	3	1	
3	3	1	
Середнє			

З даних трьох останніх титрувань (які не повинні розходитися між собою більш ніж на 0,05 мл) узяти середнє значення витраченого об'єму лугу. Оскільки число еквівалентів кислоти, що вступила в реакцію, повинне бути рівне числу еквівалентів узятого лугу, розрахувати нормальність кислоти (Сек (HCl). Обчислите також молярність кислоти.

Питання для самоконтролю

1. **Як визначити концентрацію розчину за допомогою ареометру?**
2. **Як приготувати розчин заданої концентрації змішуванням розчинів вищої і нижчої концентрації?**
3. **Як визначити концентрацію розчину титруванням?**

Таблиця 1

Густина розчинів деяких кислот, лугів та аміаку при 20^0C, г/см^3

Концентрація, %	H_2SO_4	HNO_3	HCl	KOH	NaOH	NH_3
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953

14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332	0,898
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374	0,889
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416	
40	1,307	1,251		1,411	1,437	

Визначення та виготовлення пластмас

Мета роботи – ознайомитися зі способами отримання, будовою та властивостями волокон.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: способи отримання, будову та властивості природних, штучних та синтетичних волокон.

Студент повинен вміти: проводити якісну реакцію на крохмаль, отримати казеїновий клей, галаліт, полімерну глину («холодний фарфор»), розпізнавати пластмаси за щільністю, пробою на горіння та характерними реакціями, проводити якісну реакцію на крохмаль, отримати казеїновий клей, галаліт, полімерну глину («холодний фарфор»).

виготовити мідноаміачне волокно, розпізнавати волокна за фізичними властивостями, пробою на горіння.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Розчин крохмалю (0,2%); 0,1% розчин йоду в 0,2% розчині йодиду калію. Розчин сірчаної кислоти, азотної кислоти, гідроксид натрію, ацетон, нашатирний спирт. Ваги електронні. Мірний циліндр на 100 мл. Мірний циліндр на 1000 мл. Піпетка. Тримач для пробірок. Пробірки, скляна паличка. Пінцет. Спиртівка. Електрична плитка. Зразки пластмас. 50 г сиру, картопля, яблуко, банан, крохмаль кукурудзяний (100 мл), клей ПВА з пластифікатором (100 мл), гліцерин – 10 мл, вазелін – 10 мл, лимонна кислота, харчові барвники, тетраборат натрію, зубний порошок.

Ваги електронні. Пінцет. Спиртівка. Скляна паличка. Мідний купорос, кальцинована сода (пральна). 25% розчину аміаку. 10% сірчана кислота. Вата, фільтрувальний папір. Чашка Петрі. Склянки на 20 мл та на 10 мл (2 шт) з пробками. Метилоранж. Пробірки. Колекція волокон.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Реакція крохмалю з йодом

У пробірку наливають крохмальний клейстер об'ємом 1 мл, добавляють воду об'ємом 1 мл і 1—2 краплі спиртового розчину йоду. Вміст пробірки перемішують. Розчин забарвлюється в синій колір.

Добутий темно-синій розчин нагрівають до кипіння. Забарвлення зникає, але під час охолодження знову з'являється.

Зробіть висновок щодо спостережень.

*За допомогою цієї якісної реакції можна виявити крохмаль у будь-яких продуктах (картопля, яблуко, банан та ін.).

Дослід 2. Отримання галаліту

Спочатку отримують казеїновий клей. Беремо 50 г сиру і промиваємо у холодній воді. Надлишок вологи і жир видаляємо за допомогою серветок або фільтрувального паперу. Протираємо сир через дрібне металеве сито. Додаємо декілька крапель нашатирного спирту (10% водний розчин аміаку) і ретельно розмішуємо. При необхідності додаємо нашатирний спирт по краплях до отримання однорідної напівпрозорої маси схожої як за кольором, так і за консистенцією на згущене молоко, клей готовий. Наливаємо казеїновий клей у форму (вистелену вощеним папером), зверху застелюємо вощеним папером, пригнічуємо вантажем і залишаємо сохнути на 48 годин (мінімум). Як компоненти для кольору і еластичності можна додавати зубний порошок, негашене вапно, крейду; замість нашатирного спирту можна використовувати 30 мл 5% оцту, або 100 мл лимонного соку.

Далі для отримання галаліту висушений казеїновий клей отверджують (дублять) в 3-5% водному розчині формальдегіду, а потім сушать гарячим (50°С) повітрям. Отвердження надає стійкість в агресивних середовищах, підвищує механічну міцність і знижує гігроскопічність. Галаліт стійкий до дії органічних розчинників і розчинів слабких кислот, руйнується за дії сильних кислот і розчинів лугів, добре піддається механічній обробці.

Дослід 3.Отримання полімерної глини («холодний фарфор»)

У скляну (або з тефлоновим покриттям) ємність висипаємо кукурудзяний крохмаль (загущувач + наповнювач), додаємо ПВА (пластифікатор), 1 г тетраборату натрію ($Na_2B_4O_7$, «бура» - загущувач) і потім додаємо гліцерин (емульгатор, допомагає змішуванню водних та жирних складових), вазелін (емульгатор), після чого необхідно все ретельно перемішати. У перемішану масу додаємо барвник і лимонну кислоту (консервант); повторно перемішуємо. Приготована маса густішає за температури 62 - 80°С при постійному перемішуванні (поки маса не збереться вся навколо мішалки). Готову масу виймаємо на дошку і вимішуємо. Місити потрібно близько 5 хвилин. Полімерна глина повинна придбати пружність і гнучкість. Для остаточного висушування і видалення залишків рідини кладемо полімерну глину на суху тканину. Після остаточного охолодження загортаємо її у

поліетиленову плівку. Якщо Ви не хочете її зараз же використовувати, то зберігайте глину в пластиковій ємності з щільною кришкою.
*у холодильнику зберігати не слід, оскільки клей ПВА втратить властивості (пружність і гнучкість).
Оптимальна температура для запікання готових виробів - це 120-130°С, середній показник - це 15 хв на кожні 5 мм виробу. Також багато типів холодного фарфору легко набувають твердість після висихання на повітрі. Для цього часто потрібно кілька днів, але сам виріб зате стає не тільки міцним, але і еластичним, його можна гнути, не побоюючись зламати.

Дослід 4. Дослідження властивостей пластмас

4.1.Помістіть в три пробірки по декілька грамів капрону (нарізану леску, шматки щітки, капронового шнура і т. ін.). У першу пробірку налийте азотну кислоту, в другу - розчин гідроксиду натрію, в третю - ацетон. Через 10 хвилин вміст пробірок перемішайте скляною паличкою. Як впливають на капрон речовини, що знаходяться в пробірках?
4.2.Помістіть у пробірку декілька грамів полістирольного пінопласту, додайте декілька крапель ацетону. Що відбувається?

4.3.Розгляньте зовнішній вигляд зразків пластмас, проведіть їхнє випробування на густину (вагу узнайте зважуванням, об’єм – витисканням води у мірному циліндрі) та горіння, зробіть висновок щодо хімічного складу кожного зразка та заповніть таблицю. Користуйтеся допоміжною таблицею, що наведена у кінці роботи. *Склейте розплавленим поліетиленом папір, тканину (в такий спосіб можна виготовити аплікацію на одяг).

Таблиця
Властивості пластмас

№ зразка	Густина, г/см^3	Проба на горіння: поведінка в полум'ї / забарвлення полум'я	Пластмаса

Дослід 5.Отримання капронового волокна

За допомогою щипців нагрійте злегка над полум’ям шматочок капронової смоли (виробу з капрону). Коли полімер стане в’язко-текучим, доторкніться до нього скляною паличкою і витягніть тонке капронове волокно. Дослід повторіть кілька разів. Яка властивість полімеру проявилася в цьому досліді?

Дослід 6. Виготовлення мідноаміачного волокна

Для прядильного розчину використовується основний карбонат міді $Cu(OH)_2CO_3$. Якщо немає готової солі, приготуйте її найпростішим способом - злийте водні розчини мідного купоросу і кальцинованої (пральної) соди, профільтруйте осад і висушіть його.
У склянку з вузькою шийкою налийте 20 мл 25% розчину аміаку (краще робити це під тягою або на свіжому повітрі) і додайте 2 г основного карбонату міді. Закривши склянку гумовою пробкою, збовтайте суміш, щоб

вийшла темно-синя однорідна рідина. Це мідноаміачний розчин. У нього є дуже важлива властивість: він здатний розчиняти целюлозу (клітковину). До двох невеликих склянок підберіть гумові пробки і розлийте в ці склянки темно-синій розчин. В одну кидайте маленькими шматочками аптечну бавовняну вату; кинувши чергову порцію вати, закрийте склянку пробкою і збовтайте вміст. У другій склянці точно так же, маленькими шматочками, розчиніть білий фільтрувальну папір. Розчини залишити на годину. І в тому і в іншому випадку повинні вийти в'язкі розчини, по густоті нагадують сироп. Щоб отримати з розчину нитку у чашку Петрі з 10% -ним розчином сірчаної кислоти капаємо з піпетки мідноаміачний розчин вати або фільтрувального паперу. Частина розчину буде опускатися на дно, залишаючи за собою блискучу нитку. Спробуйте схопити цю нитку пінцетом і обережно витягнути її з склянки. Це і є мідноаміачне волокно. Краще ставити дослід удвох: один буде формувати нитку, а інший витягати її з розчину (рис.1). Для зручності спробуйте намотувати отриману нитку на котушку.

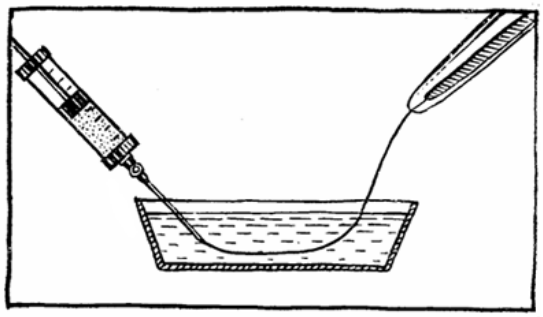


Рис. 1. Виготовлення мідноаміачного волокна

Дослід 7. Дослідження властивостей волокон

1.Розгляньте зовнішній вигляд волокон. Визначте, у яких зразків поверхня блискуча, а у яких - матова. 2. Визначте на дотик ступінь гладкості і м'якості кожного зразка. 3. Визначте, як мнуться зразки: затисніть кожен з них в кулаку, потримайте так 30 секунд, а потім розкрийте долоню. 4. Вийміть дві нитки з кожного зразка і намочіть одну з них в тарі з водою. Розірвіть спочатку суху, а потім мокру нитку. Визначте, чи змінюється при цьому міцність нитки. 5. Вийміть нитку з кожного зразка. Внесіть нитку у верхню зону полум'я, відразу ж вийміть її з вогню і подивіться, розгоряється полум'я або, навпаки, згасає. Крім того, зверніть увагу на запах і попіл. 6. Зробіть висновки і заповніть таблицю: узагальнивши отримані дані, визначте сировинний склад кожного зразка. Користуйтеся допоміжною таблицею, що наведена в кінці роботи.

Властивості волокон

№ зразка	Характер поверхні (блискуча або матова)	Цупкість /м'якість, зминання	Стійкість на розрив у мокрому стані (бали від 1 до 5)	Характер горіння	Волокно

Питання для самоконтролю

1. За допомогою якої якісної реакції можна виявити крохмаль у будь-яких продуктах, як її провести?
2. Як отримати галаліт?
3. Як отримати «холодний фарфор»?
4. Як розрізнити поліетилен, пінопласт, капрон і полівінилхлорид за фізичними і хімічними властивостями?
5. Як отримати капронове волокно?
6. Як отримати мідно аміачне волокно?
7. Як розрізнити волокна за їхніми властивостями?

Визначення та виготовлення волокон

Мета роботи – ознайомитися з будовою та властивостями високомолекулярних речовин.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: способи отримання, будову та властивості високомолекулярних речовин.

Студент повинен вміти: розпізнавати пластмаси за фізичними властивостями.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Високомолекулярні сполуки ще називаються органічними полімерами.

Полімери можна отримати двома способами:

1. Спосіб полімеризації.
2. Спосіб поліконденсації.

Спосіб полімеризації: розриваються подвійні або потрійні зв'язки у органічних сполуках.

$$H_2C = CH_2 \rightarrow -H_2C - CH_2-$$

етилен — поліетилен

Схематично: $A = A \rightarrow -A - A-$

Тут однаковий склад полімерних ланцюгів.

Спосіб поліконденсації: при утворенні полімеру йде звільнення низькомолекулярного продукту (H_2O, CO_2, H_2S).

$$(H - A) + (Б - OH) \rightarrow [- A - Б -] + H_2O$$

При поліконденсації структурні ланцюги можуть бути різні.

Кількість ланцюгів (n) залежить від різних факторів: тиску, температури, каталізатора. Від величини ланцюгів або від їх кількості залежать властивості полімерів.

Для поліетилену: при n = 20 одержуємо в'язку рідину, при n = 100 одержуємо воскоподібну речовину, а при n = 1000 отримаємо твердий продукт.

За хімічною природою, складом ланцюгів та їх конфігурацією бувають:

1. *Гомополімери* – мономери мають одну і ту саму хімічну природу.

При цьому вони можуть бути розгалужені (лінійні) і привиті (прищеплені), але бокові ланцюги менші за головні.

2. *Сополімери* – це продукти спільної полімеризації або поліконденсації мономерів різної природи.

Вони можуть бути лінійні, привиті і блок–сополімери, коли об'єднуються у ланцюги десятки тисяч блоків. При цьому можуть бути органічні і неорганічні кільця.

Велике значення мають сітчасті сополімери, ланцюги у яких нібито сточуються (зшиваються) між собою поперечним зв'язком.

Природні високомолекулярні сполуки. До них відносяться білки, крохмаль, клітковина, каучук та ін.

Білки – складаються із залишків різних амінокислот зв'язаних між собою пептидним зв'язком. Молекулярна вага від десятків тисяч до кілька мільйонів в.о. Білки мають спіральну конфігурацію (в основі).

Крохмаль і целюлоза - $(C_6H_{10}O_5)_n$. Відрізняються вони характером будови ланцюгів. Крохмаль має розгалужені ланцюги. У целюлози розташування ланцюгів лінійне, зате вони «зшиті» між собою водневими зв'язками. Молекулярна вага у крохмалю менша, ніж у целюлози.

Каучук – $(C_5H_8)n$. М. В. 170 –200 тис. в.о. Макромолекули каучуку побудовані ланцюгоподібно. При вулканізації відбувається зшиття молекул каучуку з сіркою і утворюється резина (гума). Коли сірки буде більше 25–30%, каучук перетворюється на тверду речовину чорного кольору – ебоніт. Із ебоніту роблять радіоприлади, медичний інструмент та ін.

Штучні високомолекулярні речовини. Їх одержують шляхом хімічної переробки *природних* високомолекулярних речовин.

Наприклад, *ацетилцелюлоза* – складний ефір целюлози і оцтової кислоти $[C_6H_7O_2(–O–CH_3CO)_3]n$. Це негорючий матеріал, який широко використовується для виготовлення *ацетатного шовку* і пластмас.

Нітроцелюлоза, тринітроцелюлоза $[C_6H_7O_2(ONO_2)_3]n$ – піроксилін. Це – ефір целюлози і азотної кислоти. Застосовується як вибухова речовина. Одержують бездимний порох. Схема отримання тринітроцелюлози така:

$(C_6H_{10}O_5)_n + 3nHNO_3 \rightarrow 3nH_2O + [C_6H_7O_2(ONO_2)_3]n$

Нітроцелюлоза разом з камфорою утворюють целулоїд, з якого одержують кіноплівки, іграшки, скло «триплекс».

Віскоза – одержують із целюлози і сірки. Із неї роблять целофан, віскозний шовк і т. д. Целюлозу для віскозного волокна отримують з ялинової деревини без будь-яких домішок.

Синтетичні високомолекулярні речовини. Синтетичну речовину отримують шляхом полімеризації або поліконденсації продуктів переробкт нафти та природного газу. Вони ще називаються смолами.

Штучні волокна. Ацетатний шовк отримують так: відходи бавовни при перемішуванні обробляють концентрованою оцтовою кислотою і її ангідридом в присутності невеликої кількості сірчаної кислоти, яка служить каталізатором. Утворюється триацетат целюлози - ефір целюлози з оцтовою кислотою, у якого етерифікованих всі три гідроксильні групи в кожному залишку глюкози, з яких побудована целюлоза. Цю речовину піддають потім зворотному перетворенню в більш легко розчинний диацетат целюлози. Останній розчиняють в пропаноні (ацетоні) або суміші етанолу з бензолом і отримують прядильний розчин.

Для виготовлення ниток цей розчин продавлюють через філь'єри - металеві або фарфорові диски з дуже вузькими отворами (кількість отворів коливається від 24 до 36 тис.) - в прядильну шахту, яка продувається нагрітим повітрям. При цьому розчинник випаровується і видаляється разом з потоком повітря. Пари розчинника конденсирують і знову використовують у виробництві. Далі нитки з однієї філь'єри на прядильних машинах з'єднуються в одну загальну нитку, витягуються і намотуються на бобіну.

Мідно-аміачне волокно - одне з найперших штучних волокон, сировиною для нього служить целюлоза, наприклад, з тирси та інших відходів лісової промисловості. Мідноаміачне волокно застосовують і зараз - в килимарстві, на трикотажних фабриках, але набагато рідше, ніж раніше, тому що з'явилися міцніші і дешевші волокна.

Штучні волокна формують з прядильних розчинів, продавлюючи їх крізь вузькі отвори - фільєри. При цьому розчинена клітковина виділяється у вигляді ниток. Основу прядильного розчину становить сполука міді з аміаком, що має загальну формулу [Cu (NH3) n](OH)$_2$.

Серед різних видів штучного волокна, які виготовляються з целюлози, мідноаміачне волокно посідає особливе місце. Цей вид штучного волокна вперше був одержанний у 1882 р.: Вестон розчинив целюлозу в мідноаміачному реактиві Швейцера і застосував цей розчин для виготовлення ниток, які застосовувалися у виробництві вугільних ниток електричних ламп розжарювання. У 1890 р. Деспесіс запатентував спосіб виробництва штучного шовку з мідноаміачних розчинів целюлози, а в 1897 р. Фремері і Урбану вдалося отримати мідноаміачні шовк у виробничому масштабі (випрядаючи мідноаміачний розчин целюлози у сірчанокислу осаджувальну ванну).

У даний час більшість дослідників сходяться на тому, що при взаємодії гідроксиду міді (або основних солей міді) з аміаком і наступному розчиненні целюлози у швейцеровому реактиві відбуваються наступні реакції:

$Cu(OH)_3 + 4NH_3 \rightarrow Cu(NH_3)_4(OH)_2$ (1)

$3Cu(NH_3)_4(OH)_2 + 2C_6H_{10}O_5 \rightarrow (C_6H_7O_5Cu)_2Cu(NH_3)_4 + 8NH_3 + 6H_2O$. (2)

У даний час близько 80% загальної кількості штучного шовку виробляється віскозним способом, і тільки 3-4% - мідноамміачним способом. Собівартість аміачного шовку до останнього часу була вище собівартості

віскозного шовку. Між тим мідноаміачний шовк відрізняється, безсумнівно, більш високими якостями і більш гарним зовнішнім виглядом, ніж віскозний шовк.

До переваг мідноаміачного шовку перед віскозним відносяться:

1.Більша міцність сухого шовку і менше падіння міцності після замочування.

2.Більша еластичність. З цим, очевидно, пов'язана також підвищена міцність виробів з мідноаміачного волокна в пранні і носінні.

3.Більш глибоке і рівномірне забарвлення.

4.Більш приємний, спокійний блиск; за зовнішнім виглядом мідноаміачний шовк наближається до натурального.

Синтетичні волокна

Капрон (дедерон) – застосовується для виготовлення канатів, штучного каракулю і т.ін.

Анід (найлон) – йде на виготовлення кордних тканин, для авіа – і автопокришок.

Капрон і анід відносяться до групи поліамідних волокон. У їх будові є певна схожість з простими білками - протеїнами:

-NH-CHR_1-CO-NH-CHR_2-CO- - фрагмент молекули білка (поліпептидний ланцюг), R1 і R2 - бічні ланцюги.

[-NH-$(CH_2)_5$-CO-]$_n$ - капрон

[-CO-$(CH_2)_4$-CO-NH-$(CH_2)_6$-NH-]$_n$ - анід

Капрон - легкий і водночас дуже міцний матеріал. Пара жіночих панчіх з нього важить всього лише 10-20 г. Між тим, для їх виготовлення потрібно більше 10 кілометрів нитки.

Межа міцності капрону на розрив становить близько 57 кгс/мм^2, тоді як у латуні вона дорівнює 35-52, у міді 22-38, а у алюмінію 10-20 кгс/мм^2. Крім того, капронове волокно володіє високою еластичністю, задовільною стійкістю до дії розбавлених кислот і лугів, а також виключно високим опором стиранню і подовжньому вигину.

При виготовленні капронових панчіх застосовують *метод формування ниток з розплаву*. В'язку масу простягають через філь'єри зі швидкістю 900-1100 м/хв. У прядильній шахті під дією теплого повітря нитки тверднуть. Після охолодження їх розтягують, при цьому вони стають в 7 разів довше. *В процесі розтягування макромолекули, які до цього були ніби зморщені (складені гармошкою), випрямляються і розташовуються по осі волокна паралельно одна одній, а між групами CO і групами NH сусідніх молекул, розташованих одна над іншою, утворюються водневі зв'язки* (рис. 1). Завдяки цьому *міцність ниток на розрив збільшується в 5 разів*.

Цікаво, що, не вникаючи в усі тонкощі хімічної будови капрону, жінки вже багато років використовують проморожування панчіх у морозильній камері для подовження строку їх носіння. При заморожуванні у вологому

вигляді між волокнами капрону утворюються кристалики льоду, які розтягують волокна.

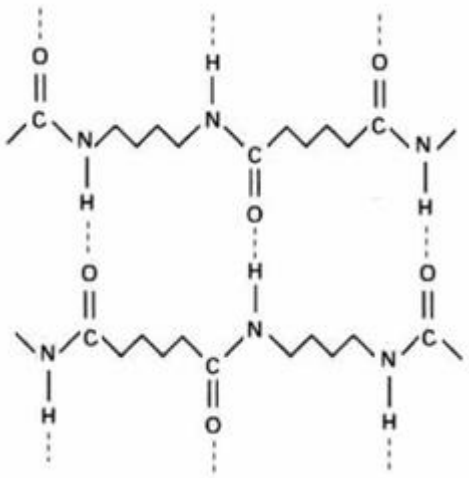


Рис. 1. Будова поліамідного волокна

*Єдина проблема – не переплутати хімічний склад панчіх – якщо вони з лайкри, то результат буде смішним і сумним.

Питання для самоконтролю

1. **Чим високомолекулярні сполуки відрізняються від низькомолекулярних?**
2. **Якими способами отримують полімери, суть способу полімеризації? Суть способу поліконденсації.**
3. **Наведіть приклади гомополімерів та сополімерів.**
4. **Дайте характеристику природних високомолекулярних сполук.**
5. **Чим відрізняються штучні полімери від синтетичних?**
6. **Як отримують ацетатний шовк?**
7. **Як отримують мідно-аміачне волокно?**
8. **Які переваги мідноаміачного шовку перед віскозним?**
9. **Капрон – це термопластичний чи термореактивний полімер? Як це довести?Як отримують капронове волокно?**
10. **Як збільшити міцність капронового волокна на розрив у 5 разів? Поясніть хімізм процесу.**
11. **Як розрізнити натуральні, штучні та синтетичні волокна?**

Визначення жорсткості води

Мета роботи – ознайомлення студентів з основними видами жорсткості і методами пом’якшення.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: які види жорсткості бувають, які солі обумовлюють тимчасову жорсткість, які солі обумовлюють постійну жорсткість, які застосовують методи для пом’якшення води.

Студент повинен вміти: відрізняти тимчасову жорсткість від постійної; визначити карбонатну жорсткість, визначити загальну жорсткість, усунути усі види жорсткості.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Пробірки місткістю 20 мл. Піпетка 5 мл. Бюретка місткістю 50 мл. Мензурка місткістю 20 мл. Колби конічні місткістю 100 мл. Колба мірна місткістю 100 мл. Розчин соляної кислоти 0,1н., лужна суміш (суміш рівних об´ємів 0,1н розчинів Na_2CO_3 і NaOH), індикатор метилоранж, нітрат срібла 10%, 4 пляшки різної мінеральної води.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Жорсткість води виражають сумою міліеквівалентів іонів кальцію і магнію, що міститься в 1л води. Один мілліеквівалент жорсткості відповідає вмісту 20,04 мг/л Ca^{2+} або 12,16 мг/л Mg^{2+}. Жорсткість води може змінюватися в широких межах. Воду з жорсткістю менш 4 мг-екв/л відносять до м'якої, від 4 до 8 мг-екв/л – до середньої, від 8 до 12 мг-екв/л – до жорсткої і вище 12 мг-екв/л – до дуже жорсткої.

Одним із методів визначення тимчасової (карбонатної) жорсткості води є титрування визначеного об'єму води розчином соляної кислоти відомої концентрації. При приливанні розчину соляної кислоти до води, що містить солі тимчасової жорсткості, відбуваються реакції, що виражаються рівняннями:

$Ca(HCO_3)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2CO_2 + H_2O$

$Mg(HCO_3)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2CO_2 + H_2O$

або в іонній формі:

$2HCO^-_3 + 2H^+ = 2CO_2 + 2H_2O$

Зміна фарбування індикатора (метилоранжу) відбувається в момент, коли гідрокарбонати цілком перетворилися в хлориди.

Приклад. Для титрування 100 мл води витратили 2,5 мл 0,1н розчину соляної кислоти. Яка тимчасова жорсткість води?

Рішення. Нормальність розчину, що містить солі тимчасової жорсткості, визначається по формулі:

$$\frac{V_{води}}{V_{HCl}} = \frac{N_{HCl}}{N_{Ж}}$$

де $V_{води}$ – об'єм води, яка взята для аналізу,

V_{HCl} – об'єм розчину соляної кислоти, який пішов на титрування,

N_{HCl} – нормальність розчину соляної кислоти,

$N_Ж$ – нормальність розчину, що містить солі тимчасової жорсткості.

Підставляючи числові значення у пропорцію, знаходимо $N_{Ж.}$

$N_Ж = (V_{HCl} \cdot N_{HCl})/V_{води} = 2,5 \cdot 0,1/100 = 0,0025$ (г-екв/л) = 2,5 мг-екв/л

Число грам-еквівалентів солей тимчасової жорсткості дорівнює числу грам-еквівалентів іонів Ca^{2+} і Mg^{2+}. Жорсткість води дорівнює 2,5 мг-екв/л.

При визначенні загальної жорсткості води використовується метод оборотного титрування, при якому до випробуваної води додають надлишок суміші рівних об´ємів 0,1н розчинів Na_2CO_3 і NaOH. При цьому іони Ca^{2+} і Mg^{2+} переходять в осад. Наприклад:

$MgSO_4 + Na_2CO_3 = MgCO_3 + Na_2SO_4$

$Mg(HCO_3)_2 + 2NaOH = MgCO_3 + Na_2CO_3 + H_2O$

або в іонній формі:

$Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3$

$Mg^{2+} + 2HCO_3^- + 2OH^- = MgCO_3 + CO_3^{2-} + 2H_2O$

Кількість Na_2CO_3 і NaOH, що не прореагували, визначається титруванням 0,1н розчином HCl. Вирахувавши кількість лужної суміші, що пішла на осадження солей Ca^{2+} і Mg^{2+}, можна визначити і загальну жорсткість випробуваної води.

Приклад. До100 мл випробуваної води додано 20 мл 0,1н розчину лужної суміші. Для оборотного титрування води витратили 15 мл 0,1н розчину соляної кислоти. Яка загальна жорсткість води?

Рішення. Позначив об'єм 0,1н розчину лужної суміші, що **не прореагувала** із солями жорсткості, через V, можна написати: V/15=0,1/0,1; тобто, V=15 (мл).

Об'єм 0,1н розчину лужної суміші, що **прореагували** із солями жорсткості, дорівнює: 20мл – 15мл = 5 мл.

Кількість витраченого лугу еквівалентна кількості солей, що знаходяться у досліджуваній воді. Якщо на 100 мл води пішло 5 мл розчину лужної суміші, то на 1 л піде 50 мл. Таким чином, загальна жорсткість води $С_Ж$ =50•0,1/1000=0,005 г-екв, або 5 мг-екв/л.

Постійна жорсткість води може бути визначена по різниці між загальною і тимчасовою жорсткістю.

Для пом'якшення води часто використовують гексаметафосфат натрію $(NaPO_3)_6$, фосфат натрію Na_3PO_4 й ін. Для боротьби з утворенням накипі використовуються речовини, називані антинакипи.

До них відносяться колоїдно-дисперсний графіт, таннат заліза й ін. При їхньому застосуванні солі кальцію і магнію утворюють тверді частки, зважені у воді (щільної накипи по стінках не має).

У промисловості для очищення води широко набув метод іонного обміну, здійснюваний за допомогою цеолітів, пермутитів та синтетичні іоніти. Цеоліти і пермутити – сполуки, які відносяться до групи алюмосилікатів, склад яких позначається умовною формулою $Na_2П$. Ці алюмосилікати мають пухку кристалічну структуру і спроможні обмінювати іони натрію на іони Ca^{2+} і Mg^{2+}:

$Na_2П + CaSO_4 = CaП + Na_2SO_4$

$Na_2П + Ca(HCO_3)_2 = CaП + 2NaHCO_3$

Солі магнію реагують аналогічно.

Розглянемо на прикладах **розрахунок жорсткості води**.

Приклад 1. Обчислити тимчасову жорсткість, якщо в одному літрі води міститься 60,12 мг іонів Ca^{2+} і 28,37 мг іонів Mg^{2+}.

Рішення. Число ммоль еквівалентів іонів кальцію обчислюємо за співвідношенням:

1 ммоль Ca^{2+} — 20,04 мг Ca^{2+}

x — 60,12 мг Ca^{2+}

x=3 ммоль

Число ммоль еквівалентів Mg^{2+} визначаємо аналогічно:

1 ммоль Mg^{2+} — 12,15 мг Mg^{2+}

x — 28,37 мг Mg

x=2,5 ммоль

Загальне число ммоль еквівалентів іонів Ca^{2+} и Mg^{2+} на один літр води:

Ж = 3 + 2,5 = 5,5 ммоль/л (вода середньої жорсткості).

Приклад 2. Визначити тимчасову жорсткість води, що містить гідрокарбонат магнію, якщо на титрування 100 мл цієї води витрачено 8,00 мл 0,1 н. розчину соляної кислоти.

Рішення. При титруванні жорсткої води соляною кислотою відбувається наступна хімічна реакція:

$$Mg(HCO_3)_2 + 2HCl = MgCl_2 + 2CO_2\uparrow + 2H_2O$$

Відповідно до закону еквівалентів, кількості еквівалентів речовин, які беруть участь в реакції, повинно бути однаковими, отже:

$$C_{эк}(H_2O)\cdot V(H_2O) = C_{эк}(HCl)\cdot V(HCl),$$

де $V(H_2O)$ – об′єм води, V(HCl) – об′єм HCl, який пішов на титрування, $C_{эк}(HCl)$ – еквівалентна концентрація соляної кислоти; $C_{эк}(H_2O)$ – еквівалентна концентрація солей жорсткості у воді.

Відтак:

$C_{эк}(H_2O)$ = 8 ммоль/л (вода жорстка).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення карбонатної жорсткості води

У колбу відміряти 100 мл випробуваної води. Додати 2 – 3 краплі розчину метилоранжу і долити з бюретки 0,1н розчин соляної кислоти доти випробувана вода від однієї краплі кислоти не змінить жовтого фарбування на оранжево – рожеве. Щоб точніше уловити момент зміни фарбування, корисно поставити поруч іншу колбу, що містить 100 мл випробуваної води з 2-3 краплями розчину метилоранжу. Повторити титрування декілька разів. Результати повторних титрувань не повинні відрізнятися один від одного більш, ніж на 0,05 мл. По отриманим даним розрахувати жорсткість води в мг-екв/л.

Форма запису.

Титрування	Об'єм випробуваної води, мл	Об'єм 0,1н розчину HCl, що пішов на титрування, мл
1	100	
2	100	
3	100	
Середнє значення		

Дослід 2. Визначення загальної жорсткості води

За допомогою циліндру відібрати в колбу 100 мл випробуваної води. Долити туди ж із бюретки 20 мл 0,1н розчину лужної суміші. Додати 2-3 краплі розчину метилоранжу. Лужну суміш, що не прореагували з солями жорсткості, відтитрувати 0,1н розчином соляної кислоти.

По отриманим даним розрахувати:

А) об'єм 0,1н розчину лужної суміші, що не прореагували із солями жорсткості;

Б) об'єм 0,1н розчину лужної суміші, що прореагували із солями жорсткості;

В) загальну жорсткість води.

Форма запису.

Титрування	Об'єм випробуваної води	Об'єм 0,1н розчину HCl, що пішов на титрування
1	100	
2	100	
3	100	
Середнє значення		

Дослід 3. Пом'якшення води (усунення жорсткості)

Розчин, отриманий у досліді 1(вода з індикатором метилоранжем+кислота), розділити на 2 частини. До однієї – долити 1-2 мл вапняної води. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

Іншу частину нагріти до кипіння. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Дослід 4. Визначення вмісту хлорид-іонів у воді.

Внаслідок гарної розчинності хлористих солей хлорид-іони містяться у всіх водах. Вони зумовлюють солоність морської та океанічної води, а також соленість озер.

Вміст хлорид-іонів в питній воді регламентується і ***не має перевищувати 350 мг/л***. Мінеральні води часто збагачені хлоридами, зокрема, концентрація їх у цілющій Миргородскій воді досягає 1000-2500мг/л.

Якісне визначення хлорид-іонів у воді.

Характеристика осаду або каламутності	Вміст Cl-, мг/л

Слабка каламутність	1-10
Велика каламутність	11-50
Утворення пластівців, що осаджуються	51-100
Білий об'ємний осад	> 100

У пробірку наливають 5 мл води і додають три краплини 10%-го розчину нітрату аргентуму ($AgNO_3$). Приблизний вміст хлорид-іонів визначають за осадом або по каламутності у відповідності з вищенаведеною таблицею.

Провести випробування водопровідної та мінеральних вод, результати занести до таблиці:

№ пляшки	Назва води	Характеристика осаду або каламутності при додаванні $AgNO_3$	Вміст CI-, мг/л

Питання для самоконтролю

1. **Присутність яких солей зумовлює тимчасову і постійну жорсткість води?**
2. **Яка реакція відповідальна за появу «накипу» при кип'ятінні води?**
3. **Які методи усунення тимчасової і постійної жорсткості води?**
4. **У яких одиницях виражається жорсткість води?**
5. **Як визначається карбонатна(тимчасова) жорсткість води?**
6. **Як визначають загальну жорсткість води?**
7. **Як знаходять постійну жорсткість води?**
8. **Як визначають вміст хлорид-іонів у воді?**

ЗАДАЧІ

1. Для усунення тимчасової жорсткості води до 100 л її було додано 4 г NaOH. Складіть рівняння реакції і розрахуйте, чому дорівнює жорсткість води в мг-екв/л?
2. Скільки гашеного вапна треба додати до 1 $м^3$ води, щоб усунути її тимчасову жорсткість, рівну 7,2 мг-екв/л?
3. Скільки грамів $CaSO_4$ знаходиться в 200 мл води. Коли жорсткість дорівнює 8 мг-екв/л.
4. Визначить жорсткість води, якщо в 500 л цієї води міститься 202,5 г $Ca(HCO_3)_2$.

5. В 1 $м^3$ води міститься 140 г $MgSO_4$. Яка жорсткість цієї води?

6. Розрахуйте тимчасову жорсткість води, що містить гідрокарбонат кальцію, якщо на титрування 50 мл цієї води витрачено 3 мл 0,1 н. розчину соляної кислоти.

Гідроліз солей

Мета роботи – провести гідроліз деяких солей, вивчити вплив складу солей і зовнішніх умов на повноту їх гідролізу.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: вивчити вплив складу солей і зовнішніх умов на повноту їх гідролізу, варіанти гідролізу.

Студент повинен вміти: провести гідроліз деяких солей, написати рівння реакції у молекулярному та іонному виді.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Універсальний індикаторний папір. Розчини KCl, $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3, $FeSO_4$ і $FeCl_3$, сульфіду натрію, хлориду сурми (III). Спиртівка. Пробірки.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

При розчиненні солей у воді, поряд з процесами електролітичної дисоціації з утворенням гідратованих іонів, протікають реакції взаємодії іонів солі з їх гідратною оболонкою. Цей процес називається гідролізом. У результаті гідролізу зміщується рівновага електролітичної дисоціації води, що приводить до зміни pH середовища, яке можна визначити за допомогою індикаторів.

Наприклад, при розчиненні ацетату натрію протікають такі процеси:
$NaCH3COO \leftrightarrow Na^+ + CH3COO^-$
$CH3COO^- + HOH \leftrightarrow CH3COOH + OH^-$
і середовище стає лужним. Зміна pH при розчиненні солі у воді є однією з основних ознак, що вказують на перебіг гідролізу.

Гідроліз можна розглядати як результат поляризаційної взаємодії іонів з їх гідратної оболонкою. Чим сильніше поляризуюча дія іонів і більше їх здатність до поляризації, тим більшою мірою протікає гідроліз. Сильну поляризуючу дію надають невеликі за розміром багатозарядні іони; зазвичай це катіони слабких основ. Сильно поляризуються великі за розмірами аніони - кислотні залишки слабких кислот.

Розрізняють декілька варіантів гідролізу.

1.Сіль, утворена сильною основою і сильною кислотою, практичнно не піддається гідролізу. Розчини таких солей (NaCl, KNO3 і ін.) Мають нейтральне середовище (pH ≈ 7).

2.Сіль, утворена сильною основою і слабкою кислотою, гідролізується за аніоном, тому що аніон утворює з іонами водню слабку кислоту:
$KCN + H_2O \leftrightarrow HCN + KOH$
$CN^+ HOH \leftrightarrow HCN^+ OH^-$

Середовище у цьому випадку лужне (pH> 7).
3.Солі, утворені багатоосновними кислотами, гідролізуються ступінчасто:
1-й ступінь: $K_2CO_3 + HOH \leftrightarrow KHCO_3 + KOH$
$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$
2-й ступінь: $KHCO_3 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 + KOH$
$HCO_3^- + HOH \leftrightarrow H_2CO_3 + OH^-$
причому, гідроліз йде в основному по першій ступені.
4.Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою, гідролізуються по катіону, тому що катіон утворює з іонами OH^- слабку основу:
$NH_4Cl + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + HCl$
або в іонному вигляді: $NH4^+ + HOH \leftrightarrow NH_4OH^+ H^+$
Середовище в цьому випадку кисле (pH <7).
5.Солі многокислотних основ гідролізуються степінчасто:
1-й ступінь: $ZnCl_2 + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)Cl + HCl$
$Zn_2^+ + HOH \leftrightarrow Zn(OH)^+ + H^+$
2-й ступінь: $Zn(OH)Cl + H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + HCl$
$Zn(OH)^+ + HOH \leftrightarrow Zn(OH)_2^+ H^+$,
причому, гідроліз йде в основному по першій ступені.
6. Солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою, гідролізуються і по катіону і по аніону:
$NH_4CN + H_2O \leftrightarrow NH_4OH + HCN$
При цьому pH середовища залежить від сили слабких кислот і основ, що утворюються (звичайно pH становить 6 - 8). Такі солі гідролізуються у більшій мірі. Іноді гідроліз таких солей відбувається практично необоротно, якщо виділяється газ або осад, або вони утворюються одночасно, наприклад:
$Al_2S_3 + 3H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Визначення середовища розчинів різних солей

На смужку універсального індикаторного паперу нанести по одній краплі розчинів KCl, $Al_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3. Зробити висновок, в якому випадку протікає гідроліз, визначити pH розчинів, занести результати в таблицю:

№	Формула солі	Колір індикатору	pH	середовище	Рівняння гідролізу в молекулярному і іонному вигляді
1	KCl				
2	$Al_2(SO_4)_3$				
3	Na_2CO_3				

Дослід 2. Вивчення впливу заряду катіона на його поляризуючу дію і гідроліз по катіону

За допомогою універсального індикаторного паперу порівняти pH розчинів $FeSO_4$ і $FeCl_3$. Яка з двох солей гідролізується сильніше і чому? Записати рівняння ступеневого гідролізу цих солей в молекулярному та іонному вигляді.

Дослід 3. Вивчення впливу умов проведення гідролізу

на повноту його протікання

3.1.Вплив концентрації. У пробірку налити 2 - 3 краплі концентрованого розчину хлориду заліза (III). Встановити за допомогою індикаторного паперу середовище розчину (pH). Розчин у пробірці розбавити водою, збільшивши обєм в 3-4 рази і встановити pH розведеного розчину. Написати рівняння гідролізу через солі по першій і другій ступенях. Зробити висновок про вплив концентрації солі на повноту її гідролізу.

3.2.Вплив температури. У пробірку налити розчин $FeCl_3$ і прокип'ятити на спиртівці. Що спостерігається? Написати рівняння гідролізу по всім ступіням, маючи на увазі, що друга і третя ступені гідролізу можливі при нагріванні. Зробити висновок про вплив температури на повноту гідролізу солей.

Дослід 4. Взаємне посилення гідролізу двох солей

До 5 - 6 крапель розчину сульфату алюмінію додати такий же об'єм розчину карбонату натрію. Спостерігати утворення осадів гідроксиду алюмінію і виділення бульбашок вуглекислого газу. Написати рівняння реакції і пояснити, чому утворюється не карбонат, а гідроксид алюмінію. Повторити дослід в інший пробірці з використанням сульфату алюмінію і сульфіду натрію. Визначити по запаху, який газ при цьому виділяється. Написати рівняння реакції і пояснити, чому утворюється не сульфід, а гідроксид алюмінію.

Дослід 5. Утворення оксосолі при гідролізі

У пробірку налити 2 - 3 краплі розчину хлориду сурми (III). Перевірити за допомогою індикаторного паперу середовище (pH). Вміст пробірки розбавити водою. Що відбувається? Написати рівняння гідролізу солі по першій і другій ступені і рівняння утворення оксосолі.

Питання для самоконтролю

1.Як можна визначити, що у розчині відбувся гідроліз солі?

2.Яи іони мають сильну поляризуючу дію?

3.Які бувають варіанти гідролізу солей?

4.За яких умов гідроліз солей відбувається практично необоротно?

Загальна характеристика металів

Мета роботи: ознайомити студентів з найбільш важливими фізичними та хімічними властивостями металів, а також із застосуванням металів і їх важливіших сполук.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: розташування металів у періодичній системі Д.І.Менделєєва; амфотерні метали; фізичні та хімічні властивості металів.

Студент повинен вміти: виконувати хімічні реакції, що визначають властивості металів; написати рівняння реакцій металів з іншими сполуками.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Штатив з пробірками, спиртівка, сірники, пробірко тримач.

Метали: залізо, цинк, алюміній, мідь, цинкова пластина, олов'яна пластина, іржавий залізний цвях.
Реактиви: розчини: $FeCl_2$, $FeCl_3$, NaOH (*30%)*, HCl, $CuCl_2$, HNO_3, $Al_2(SO_4)_3$, $BaCl_2$, $AlCl_3$, H_2SO_4, $CuSO_4$.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Всі елементи періодичної системи Д.І.Менделєєва умовно розділяються на дві групи: метали і неметали. До металів у більшості випадків відносяться елементи, в атомів яких на зовнішньому енергетичному рівні знаходиться один, два або три валентних електрони. Найхарактерніша хімічна властивість всіх металів – їх відновна активність, тобто здатність атомів легко віддавати валентні електрони і перетворюватися у позитивні іони. Здатність віддавати електрони у металів неоднакова. Чим легше метал віддає електрони, тим активніше і більш енергійно він взаємодіє з неметалами та іонами інших металів. За ознакою активності всі метали розташовуються у ряді, що називається **рядом активності** або **рядом напруги.**

Li, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, W, **H_2,** Cu, Ag, Hg, Au

У ряді напруги стоїть також водень, який віддає електрони і утворює позитивно заряджений іон, тобто поводить себе як метал.

З ряду напруги можна зробити три основних висновки, щодо хімічної активності металів:

1.Всі метали, що розташовані лівіше за водень, витискають (відновлюють) його з кислот.

Концентрована сірчана кислота взаємодіє майже із всіма металами незалежно від їх розташування у ряді напруги, але водень при цьому не виділяється. Продукт, до якого відновлюється кислота, залежить від відновної активності металу. Наприклад, при взаємодії з міддю – відновлюється до диоксиду сірки (IV) SO_2, з цинком – до вільної сірки, з кальцієм – до сірководню.

Специфічно взаємодіє з металами азотна кислота HNO_3. Навіть її розведені водні розчини окислюють метали без виділення водню. Продукт відновлення нітрат-іона залежить і від концентрації азотної кислоти і від активності металу, що з нею взаємодіє.

$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

$4Mg + 10HNO_3 \rightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$

$4Zn + 10HNO_3 \rightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$

Тут ми спостерігаємо, що замість водню з кислот відновлюються сірка і азот, які є більш електронегативними (електронофільними) – вони перехоплюють електрони, які віддає метал.

2.Кожний метал витискає (відновлює) з солей інші метали, розташовані у ряду напруг правіше від нього і може відновлюватися металами, які розташовані лівіше.

3.Чим лівіше у ряду напруг розташовується метал, тим він більш активний і кращий відновник.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Дія хлористоводневої і розведеної сірчаної кислоти на метали

1.1.У пробірку налийте 1-2 мл хлористоводневої кислоти і опустіть шматочок заліза. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції.

1.2.У пробірку налийте 1-2 мл хлористоводневої кислоти і опустіть шматочок цинку. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції.

1.3.У пробірку налийте 1-2 мл сірчаної кислоти концентрацією 2Н і опустіть шматочок алюмінію. Що відбувається? Напишіть рівняння реакції.

1.4.У пробірку налийте 1-2 мл 2Н сірчаної кислоти і опустіть шматочок міді. Що відбувається? Поясніть.

Дослід 2. Витискання менш активних металів з їх солей більш активними металами (див. ряд напруги металів)

2.1.У пробірку налийте 1-2 мл розчину сульфату міді і опустіть залізний цвях. Залиште його у розчині на декілька хвилин. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

2.2.У пробірку налийте 1-2 мл розчину сульфату міді і опустіть алюмінієвий дріт. Залиште його у розчині на декілька хвилин. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

2.3.У пробірку налийте 1-2 мл розчину сульфату міді і опустіть цинкову пластину. Залиште її у розчині на декілька хвилин. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

2.4.У пробірку налийте 1-2 мл розчину сульфату міді і опустіть олов'яну пластину. Залиште її у розчині на декілька хвилин. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Добування ферум(II) та ферум(III) гідроксидів реакцією обміну

В одну пробірку влийте 1-2 мл розчину солі Феруму(II), а в другу – розчину солі Феруму(III). До розчинів обох солей добавте по 3-4 краплі розчину лугу. Який колір утворених осадків? Складіть молекулярні та йонні рівняння проведених реакцій. Зробіть висновок.

За дії лугів на сполуки Феруму(II) утворюється світло-зелений осад Fe(OH)2, а сполуки Феруму (III) – бурий осад $Fe(OH)_3$. Сполуки Fe^{2+} із червоною кров'яною сіллю дають синій осад, а сполуки Fe^{3+} із калій роданідом дають криваво-червоний колір:

$3Fe^{2+} + 2K_3[Fe(CN)_6]$ *(червона кров'яна сіль)* $\rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]$ *(турнбулева синь)* $+ 6K^+$

$Fe^{3+} + 3KCNS$ *(роданід калію (безбарвний))* $\rightarrow Fe^{3+}(CNS)$ *(роданід заліза (криваво-червоний))* $+ 3K^+$

Дослід 4. Розв'язування експериментальних задач з теми «Метали»

4.1.Очистіть від іржі залізних цвях хімічним способом. Напишіть рівняння реакції.

4.2.Доведіть на досліді. що видана вам речовина є алюміній сульфат. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій.
4.3.Вам видано розчини хлоридів барію, алюмінію, феруму(II) і ферум(III). Визначте експериментально під яким номером міститься кожний розчин. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій.
4.4.Проробіть реакції, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення: $CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2$. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій.

Дослід 5. Добування алюміній гідроксиду та доведення його амфотерності

5.1.Добування алюміній гідроксиду. Налийте у пробірку 2-3 мл розчину солі алюмінію і по краплинах доливайте розбавлений розчин лугу до утворення драглистого осаду.
Чому розчин лугу необхідно доливати краплями? Яка речовина випадає в осад? Запишіть рівняння проведеної реакції в молекулярній та йонній формах.

5.2.Властивості алюміній гідроксиду. Добутий осад розлийте у дві пробірки. В одну з них долийте розчин кислоти, а в другу – розчин лугу. Що відбулося? Які властивості характерні для алюміній гідроксиду. Запишіть рівняння проведених реакцій в молекулярній та йонній формах.

Питання для самоконтролю

1. **Які елементи періодичної системи можна віднести до металів?**
2. **Чому розподіл хімічних елементів на неметалеві і металеві слід вважати умовним? Відповідь підтвердить прикладами.**
3. **Які періоди системи Д.І.Менделєєва повністю складаються з елементів неметалів?**
4. **Користуючись періодичною системою Д.І.Менделєєва назвіть, які метали відносяться до s- , p-, d- і f- елементів?**
5. **Визначте тип хімічного зв’язку у металах?**
6. **Які фізичні властивості металів – простих речовин – обумовлюють наявність металевого зв'язку у кристалічній решітці?**
7. **Які три основних висновки можна зробити з ряду напруги металів?**
8. **Як взаємодіють з металами концентрована сірчана та азотна кислоти?**
9. **Визначте основну хімічну властивість металів.**
10. **Користуючись рядом напруги, назвіть метали, які не відновлюють водень з кислот.**
11. **В яких випадках метали, що розташовані у ряді напруги перед воднем, не відновлюють водень з кислот?**
12. **У якому вигляді найчастіше використовуються метали у техніці?**

ЗАДАЧІ

1.Напишіть рівняння реакцій для слідуючи перетворень:
$AI \rightarrow AI(OH)_3 \rightarrow AI(NO_3)_3$
2.На підводних човнах для поповнення запасів кисню і зв'язування двоокису вуглецю використовують перекис натрію, який реагує з двоокисом вуглецю за схемою: $Na_2O_2 + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + O_2$

Скільки потрібно перекису натрію, щоб підводний човен з 32 членами екіпажу протримався під водою дві доби, якщо кожному з членів екіпажу потрібно на добу 660 *л* кисню?
3.В електролітичному виробництві нікелю розчин солі нікелю, який містить як домішку сірчанокислу мідь, очищають від міді дією нікелевого порошку. На якому принципі ґрунтується очищення розчинів нікелевої солі? Скільки нікелевого порошку витрачається на очищення 1г солі, яка містить 3,2% сірчанокислої міді?

4. Поставте коефіцієнти в рівняннях реакцій:
$K + S \rightarrow K_2S$

$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$

$Ba + O_2 \rightarrow BaO$

$Mg + N_2 \rightarrow Mg_2N_3$

5.Складіть рівняння таких реакцій:
$Al + O_2 \rightarrow$

$Al + HCl \rightarrow$

$K + H_2O \rightarrow$

$Pb(NO_3)_2 + Zn \rightarrow$

$Fe + HCl \rightarrow$

$Na + Br_2 \rightarrow$

6.З якими металами буде взаємодіяти розбавлена сульфатна кислота: а) цинк; б) мідь; в) срібло? Напишіть рівняння можливої реакції.

7. Між якими речовинами відбувається хімічна реакція: а) $CuSO_4$ і Pb; б) $ZnCl_2$ і Fe; в) $Pb(NO_3)_2$ і Cu? Запишіть рівняння.

8. Назвіть елемент за такими даними: знаходяться в II групі відносна молекулярна маса гідроксиду 74.
Напишіть рівняння реакцій характерні для цього елементу.

9.При взаємодії невідомого металу масою 13,7 г з водою виділилось 2,24 л газу. Який це метал?

10.Обчисліть масу цинку, який треба розчинити в хлоридній кислоті, щоб добути водень, необхідний для відновлення купрум(II) оксиду масою 20 г.

11.На 10 г суміші порошків міді і алюмінію подіяли розбавленою сульфатною кислотою. При цьому виділилося 5,6 л газу. Визначте масову частку металів у суміші.

12.При взаємодії суміші цинку і міді масою 25 г з розбавленою сульфатною кислотою виділився водень об'ємом 448 мл. Визначте масу металів у суміші.

13.У результаті розчинення ошурків алюмінію і заліза масою 11 г у сульфатній кислоті виділився газ H_2 кількістю речовини 0,4 моль. Визначте масовий склад металів у суміші.

14.При біленні стін та для обприскування фруктових дерев проти захворювань використовують розчин мідного купоросу ($CuSO_4$). Чи можна готувати його і зберігати в залізних відрах? А якщо відра оцинковані? Відповідь підтвердіть рівняннями реакції.

15. Визначте масову частку Феруму в його природних сполуках: Fe_2O_3; Fe_3O_4; $Fe_2O_3 \cdot H_2O$.

Окисно-відновні реакції

Мета роботи – практичне ознайомлення з найбільш розповсюдженими окислювачами і відновниками, з різними типами окисно-відновних реакцій, з методами складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: що таке окислення та відновлення; які речовини є окисниками та відновниками; на які групи ділять окисно-відновні реакції.

Студент повинен вміти: складати рівняння окисно-відновних реакцій; провести хімічний дослід та пояснити спостереження, зробити висновок.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Сульфат заліза (II) кристалічний. Дихромат амонію кристалічний. Кристалічний сульфіт натрію. Розчини сульфату мангану (II), КОН, дихромату калію $K_2Cr_2O_7$, сірчаної кислоти, хлориду олова (II), $FeCl_3$, роданіду амонію, NaOH, нітрату вісмуту (III), перманганату калію. Мікрошпатель. Піпетка. Порцелянова чашка. Пробірки.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Окисно-відновні називаються хімічні реакції, що супроводжуються зміною ступенів окислення елементів. **Окислення** - процес підвищення, а **відновленням** - зниження ступеня окислення. Атом, молекула або іон, в яких ступінь окислення елемента підвищується, називається відновником, а в яких знижується - окислювачем.

Згідно електронної теорії, *зміна ступенів окислення в окисно-відновних реакціях обумовлено віддачею електронів відновником і приєднанням їх окислювачем.*

Окислювачами є неметали (галогени, кисень, сірка), молекули або іони, в яких центральний атом має вищий ступінь окислення (MnO_4^-, $Cr_2O_7^{2-}$, NO_3^-, ClO_4^- і ін.), катіони малоактивних металів і водню (H^+). **Відновниками** є метали, деякі неметали (гідроген, карбон, силіцій), іони і молекули, в яких є атом нижчого ступеня окислення. Речовини, що містять атоми в проміжному ступені окислення, можуть бути як окислювачами, так і відновниками в залежності від «партнера» і умов протікання реакції. Про такі речовини кажуть, що вони мають **окисно-відновну двоїстість**; до них відносяться нітрити, сульфіти, MnO_2 і ін.

Окисно-відновні реакції зазвичай ділять на чотири групи:

1) Реакції міжмолекулярного окислення-відновлення; це реакції, в яких окислювач і відновник є різними речовинами, наприклад:

$$\overset{+3}{N}a\overset{+3}{N}O_2 + K_2\overset{+6}{Cr}_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \overset{+5}{N}aNO_3 + \overset{+3}{Cr}_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

2) Реакції внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення; це реакції, які протікають зі зміною ступенів окислення атомів різних елементів, що входять до складу однієї і тій самої речовини:

$$KCl\overset{+5}{O}_3 \rightarrow K\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{O}_2$$

3) Реакції диспропорціонування (самоокисления-самовідновлення); це реакції, в яких відбувається збільшення і зменшення ступеня окислення одного і того самого елемента:

$$KCl\overset{+5}{O}_3 \rightarrow K\overset{+7}{Cl}O_4 + KCl$$

4) Реакції контрдіспропорціонування - це реакції, в яких беруть участь дві речовини з атомами одного і того ж елемента у різних ступенях окислення:

$$\overset{-2}{H}_2S + \overset{+4}{S}O_2 \rightarrow \overset{0}{S} + H_2O$$

З метою визначення коефіцієнтів *для рівнянь окисно-відновних реакцій користуються методом електронного балансу або електронно-іонного балансу - число електронів, відданих відновником, повинно дорівнювати числу електронів, приєднаних окислювачем.*

Наприклад:

$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

треба спочатку визначити ступені окислення атомів до і після реакції, а тоді встановити, які атоми або іони виступають у ролі окислювачів та відновників

окислювач $\overset{0}{O}_2 + 4\bar{e} = 2\overset{-2}{O}$	12	3	(реакція відновлення)
відновник $\overset{0}{Al} - 3\bar{e} = \overset{+3}{Al}$		4	(реакція окислення)

Визначаємо найменше спільне кратне, яке буде 12, та обчислюємо стехіометричні коефіцієнти, ділячи це число на кількість електронів, для молекули O_2 це 3, а для AI - 4. Розставляємо перед окислювачем та відновником ці коефіцієнти і дістаємо: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$

Метод електронного балансу використовується для реакцій, які перебігають **при високих температурах** (реакцій горіння, випалу, сплавлення), рідше для реакцій у розчинах. **Метод електронно-іонного балансу (метод напівреакцій)** використовується для окисно-відновних реакцій, які перебігають **у розчинах** у кислотному, лужному та нейтральному середовищах. Метод базується на складанні окремих рівнянь окислення та відновлення.

Приклад:

$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO + H_2O$

$Zn^0 + H^+ + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + 2NO_3^- + NO + H_2O$

Вибираємо іони, атоми, молекули, які змінились у реакції: $Zn^0 + H^+ + NO_3^- \rightarrow Zn^{2+} + NO + H_2O$; Складаємо схеми процесів окислення та відновлення: $Zn \rightarrow Zn^{2+}$ $NO_3^- \rightarrow NO$

Присутність іонів H^+ у лівій частині рівняння вказує на кисле середовище. Складаємо рівняння процесів окислення та відновлення:

- окислення $Zn^0 - 2e = Zn^{2+}$; - відновлення $NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O$

Визначаємо коефіцієнти при окислювачі та відновнику (кількість відданих відновником електронів повинна дорівнювати кількості електронів, приєднаних окислювачем):

$$\begin{array}{c|l} 3 & Zn - 2e = Zn^{2+} \\ 2 & NO_3^- + 4H^+ + 3e = NO + 2H_2O \end{array}$$

Додаємо рівняння процесів окислення і відновлення, маючи на увазі коефіцієнти, одержуємо повне іонне рівняння процесу

$2NO_3^- + 3Zn^0 + 8H^+ = 2NO + 3Zn^{2+} + 4H_2O$

Переносимо коефіцієнти в молекулярне рівняння

$3Zn + 8HNO_3 = 3Zn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Досіід 1. Реакції з участю кисню повітря

Взяти дві пробірки, в одну помістити мікрошпатель сульфату заліза (II), в іншу 2 - 3 краплі розчину сульфату мангану (II). Сульфат заліза розчинити у воді, потім в обидві пробірки ввести розчин лугу KOH. Струшуючи пробірки, спостерігати потемніння осадів. Чому осади темніють? Скласти рівняння

реакцій одержання гідроксиду заліза (II) і мангану (II), їх подальшого окислення киснем повітря (у присутності води в якості середовища) до $Fe(OH)_3$ і $Mn(OH)_4$. Коефіцієнти в окисно-відновних реакціях підібрати методом електронного балансу. Відмітити забарвлення осадів $Fe(OH)_2$ і $Fe(OH)_3$; $Mn(OH)_2$ і $Mn(OH)_4$. Зробити висновок про роль кисню, $Fe(OH)_2$ і $Mn(OH)_2$ у цих реакціях.

Дослід 2. Окислювальні властивості дихромату калію

У пробірку помістити 2 - 3 краплі дихромату калію $K_2Cr_2O_7$, додати 7-8 крапель сірчаної кислоти, внести в підкисленою розчин один мікрошпатель кристалічного сульфату заліза (II), розмішати. Спостерігати зміну забарвлення при протіканні реакції. Записати схему реакції, враховуючи, що продуктами є сульфат хрому (III), сульфат заліза (III), сульфат калію і вода. Визначити тип окисно-відновної реакції, підібрати коефіцієнти методами електронного балансу і напівреакцій.

Дослід 3. Окислювальні властивості іонів металів у вищих ступенях окиснення

3.1. Іон Fe^{3+} - окислювач. У пробірку помістити 2 - 3 краплі розчину хлориду олова (II) і додати одну краплю розчину $FeCl_3$. Додати до продуктів реакції одну краплю роданіду амонію NH_4SCN. При появі червоного забарвлення розчину додати ще дві-три краплі хлориду олова (II). Рівняння реакції записати послідовно: спочатку окислення хлориду олова (II) до хлориду олова (IV), потім, якщо реакція пройшла не до кінця, записати рівняння якісної реакції на іони Fe^{3+}: $FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$

У разі, якщо Fe^{3+} відновився повністю, червоне забарвлення розчину зникає. Написати рівняння реакції відновлення $FeCl_3$ хлоридом олова (II), коефіцієнти підібрати двома методами, звернути увагу на те, що в цьому випадку вони ідентичні. Зробити висновок про окисно-відновні властивості іонів Fe^{3+} і Sn^{2+}.

3.2. Іон Bi^{3+} - окислювач. У пробірку помістити 2 - 3 краплі хлориду олова (II), додати по краплях розчин лугу NaOH спочатку у пробірці утворюється білий осад гідроксиду олова (II) $Sn(OH)_2$. Потім додати надлишок лугу до повного розчинення осаду з утворенням тетрагідроксостанната (II) натрію за схемою: $Sn(OH)_2 + NaOH \rightarrow Na_2[Sn(OH)_4]$

До тетрагідроксостаннату (II) натрію додати 3 - 4 краплі нітрату вісмуту (III). Відбувається окисно-відновна реакція, рівняння якої записати самостійно, враховуючи, що вона відбувається у лужному середовищі і що в результаті реакції утворюється гексагідроксостаннат (IV) натрію, вісмут (у вигляді осаду чорного кольору) і нітрат натрію. Підібрати стехіометричні коефіцієнти двома методами. До якого типу належить реакція? Вказати в ній окислювач і відновник.

Дослід 4. Термічне розкладання дихромату амонію

У порцелянову чашку помістити трохи кристалічного дихромату амонію $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Запаленим сірником доторкнутися до його поверхні. Що

спостерігається в ході реакції? Описати хід реакції. Записати схему реакції, враховуючи, що продуктами розкладання є оксид хрому (III), вільний азот і вода. Урівняти реакцію методом електронного балансу. Який тип цієї реакції? Яке природне явище в зменшеному масштабі вона нагадує?

Дослід 5. Вплив середовища на окисні властивості перманганату калію

Перманганат-іон MnO_4^- є сильним окислювачем. Залежно від середовища відновлення перманганат-іона відбувається по-різному.

5.1. Відновлення MnO_4^- в кислому середовищі. У пробірку помістити 3 - 4 краплі перманганату калію, додати 5 - 10 крапель розчину H_2SO_4, а потім внести один мікрошпатель кристалічного сульфіту натрію. Що спостерігається при цьому?

Написати рівняння реакції самостійно, враховуючи, що продуктами є сульфат марганцю (II), сульфат натрію, сульфат калію і вода. Підібрати в ній коефіцієнти методом напівреакцій.

5.2.Відновлення MnO_4^- у нейтральному середовищі. У пробірку помістити 3 - 4 краплі перманганату калію, додати 5 - 10 крапель води, а потім внести один мікрошпатель кристалічного сульфіту натрію. Випадає коричневий осад діоксиду марганцю, а Na_2SO_3 окислюється до Na_2SO_4. Написати рівняння реакції, підібрати коефіцієнти методом напівреакцій.

5.3. Окислювальні властивості MnO_4^- в сильно лужному середовищі.

У пробірку помістити 3 - 4 краплі перманганату калію, додати 5 - 10 крапель концентрованого лугу КОН, а потім внести один мікрошпатель кристалічного сульфіту натрію. Схема реакції:

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

Підібрати стехіометричні коефіцієнти самостійно.

Примітка: Якщо додається луг NaOH, то в якості продуктів утворюються одночасно манганат натрію і манганат калію.

У звіті описати дослід, відзначити забарвлення манганата калію, привести рівняння реакції і підібрати в ньому коефіцієнти методом напівреакцій.

5.4. Окислювальні властивості перманганату калію у слаболужному середовищі. При використанні в якості середовища розведеного розчину лугу реакція протікає за схемою, описаною в досліді 5.2. Тільки в самий перший момент може спостерігатися зелене забарвлення розчину внаслідок утворення манганата калію (як в досліді 5.3.):

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH$ (розб) $\rightarrow K_2MnO_4 + Na_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

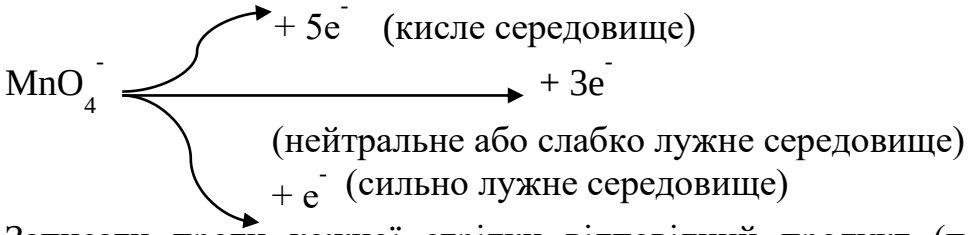
Але незабаром колір розчину починає змінюватися, т. як манганат-іон в нейтральному і слаболужному середовищах є нестабільним:

$K2MnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KMnO_4 + KOH$,

так що кінцевим продуктом відновлення перманганат-іона в нейтральних і слабколужних розчинах є оксид марганцю (IV).

Підібрати коефіцієнти за обома схемами окисно-відновних реакцій. До яких типів вони належать?

Висновок про вплив середовища на окисні властивості перманганату калію рекомендується зробити за наступною схемою:



Записати проти кожної стрілки відповідний продукт (по дослідам 5) із зазначенням його забарвлення. В якому середовищі перманганат-іон відновлюється максимально, а в якому - мінімально?

Питання для самоконтролю

1.Охарактеризуйте, що таке окислення та відновлення.

2.Які речовини є окисниками та відновниками?

3.На які групи ділять окисно-відновні реакції?

4.Поясніть прикладами, як впливають на процеси окислювання-відновлення кисень повітря, дихромат калію, іони металів у вищих ступенях окиснення.

5.Як впливає середовище на окислювальні властивості перманганату калію?

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ КИСЛОТ, ОСНОВ ТА СОЛЕЙ. РЕАКЦІЇ ОБМІНУ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи – ознайомитися з теорією електролітичної дисоціації, теорією сильних електролітів Дебая – Гюккеля, дослідити властивості розчинів електролітів, визначити фактори, що впливають на активність кислот та встановити причини, які викликають перебіг реакцій іонного обміну до кінця.

Прилади та реактиви: штатив з набором пробірок, амперметр, вугільні електроди, мікро шпатель, скляні стакани. Шматочки цинку або мармуру. Розчини: хлороводневої, сірчаної, щавелевої кислот, гідроксиду натрію, гідроксиду амонію, хлориду натрію, нітрату срібла, карбонату натрію, ацетату натрію.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Відповідно до законів Рауля, такі фізичні властивості розчинів, як зниження тиску насиченої пари, підвищення температури кипіння розчинів, зниження температури замерзання розчинів, визначаються числом молів (частинок) розчинених речовин і не залежать від їх природи. Але для розчинів електролітів (солей, кислот, основ), тобто речовин, які у розплавленому стані або у розчині здатні проводити електричний струм, спостерігаються відхилення від законів Рауля, Вант-Гофф установив, що такі самі відхилення спостерігаються стосовно зниження тиску насиченої пари ΔP та підвищення температури кипіння розчину ΔT_K. Тому для кількісного врахування всіх цих відхилень досить ввести один

поправочний множник, названий *ізотонічним коефіцієнтом і*, який дає змогу застосовувати закони Рауля до розбавлених розчинів електролітів.

Числові значення ізотонічного коефіцієнта залежать від природи електроліту та його концентрації в розчині. Для прикладу наведемо значення *і* для розчинів деяких електролітів однакової моляльної концентрації, що дорівнює 0,1 моль/кг: КС1 - 1,85; $Ba(OH)_2$ - 2,54; H_2SO_4 - 2,2; CH_3COOH - 1,01; NH_40H - 1,01.

Зі зменшенням концентрації електроліту (з розбавленням розчину) значення *і* зростають, поступово наближаючись до цілих чисел: для розчину КС1 - *до* 2, для CH_3COOH і NH_40H - теж до 2, але дуже повільно, $Ba(OH)_2$ і H_2SO_4 - до 3.

Аналізуючи ці дані, С.Арреніус дійшов висновку, що кількість частинок у розчині електроліту збільшується, тому що електроліти в процесі розчинення розпадаються на дрібніші заряджені частинки - іони, їх рух в електричному полі пояснює здатність електролітів проводити електричний струм.

С.Арреніус з'ясував фізичний зміст ізотонічного коефіцієнта. Цей коефіцієнт показує, у скільки разів збільшується число частинок у розчинах електролітів внаслідок їх дисоціації на іони. Якби електроліти повністю розпадалися на іони, число частинок збільшилося б у ціле число разів. Так, за повної дисоціації КС1, NH_40H, CH_3COOH коефіцієнт і має дорівнювати двом, H_2SO_4, $Ba(OH)_2$ - трьом і т.д. Оскільки знайдені значення *і* були меншими від цих чисел, Арреніус припустив, що дисоціація відбувається неповністю, тобто зворотно.

Для кількісної характеристики процесу дисоціації було введено поняття ступінь дисоціації α - відношення числа молекул, що розпалися на іони $N_{дис}$, до вихідного числа N розчинених молекул:

$$\alpha = \frac{N_{дис}}{N} \qquad (1)$$

Ступінь дисоціації можна обчислити за значенням ізотонічного коефіцієнта, який визначають, вимірюючи температури замерзання або кипіння розчину.

Для розчинів багатьох електролітів на основі експериментально визначених $\Delta T'_к$ *і* $\Delta T'_з$ були розраховані значення ізотонічного коефіцієнта та ступеня дисоціації. Ці значення ступенів дисоціації збігалися з величинами *а,* які були знайдені іншим методом - вимірюванням електропровідності розчинів. Це підтвердило положення теорії електролітичної дисоціації, розробленої Арреніусом.

Експериментальні дані, одержані під час вивчення процесів дисоціації різних електролітів, дозволили зробити висновок, що електроліти можна розділити на *сильні,* ступінь дисоціації яких в розбавлених (С = 0,01 ...1 моль/л) розчинах перевищує 0,5 (50%) і *слабкі,* для яких α < 0,1 (10%). Відомі також електроліти *середньої сили,* для яких *а* знаходиться в межах 0,1 - 0,5.

До сильних електролітів належить переважна більшість розчинних солей, деякі мінеральні кислоти ($HClO_4$, H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr та ін.), а також луги (розчинні у воді гідроксиди лужних та лужно - земельних металів NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$ та ін.). Слабкими електролітами у водних розчинах є органічні кислоти, багато мінеральних кислот (наприклад, HCN, H_2S, H_2CO_3, H_3BO_3), сполуки аміаку та органічних амінів з водою, амфотерні сполуки, до яких перш за все належить сама вода. Між сильними і слабкими електролітами існують не тільки кількісні розбіжності в значеннях ступенів дисоціації, але й деякі якісні відмінності.

Розглянемо стан сильних електролітів у розчинах. Оскільки ізотонічні коефіцієнти завжди були меншими, ніж число іонів, на яке розпадається одна молекула електроліту, і розраховані за їх значеннями, ступені дисоціації не досягали 100%, Арреніус вважав, що сильні електроліти дисоціюють не повністю. В такому разі треба припустити, що у розчині встановлюється рівновага між молекулами сильного електроліту і іонами, що утворюються внаслідок дисоціації. Однак дослідження іонних сполук, наприклад, KCl, Na_2SO_4, $KMnO_4$ та ін., показали, що молекули їх не існують навіть у кристалічному стані, а у вузлах кристалічної решітки знаходяться іони. Фізичними методами дослідження доведена відсутність молекул цих сполук також і в розчинах. Спроби визначення констант рівноваги процесу дисоціації *(констант дисоціації $K_{дис}$)* показали, що їх значення несталі і залежать від концентрації. Все це свідчить про те, що сильні електроліти в розчинах дисоціюють практично необоротно:

$KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$; $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$;

$KMnO_4 \rightarrow K^+ + MnO_4^-$; $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$.

Але чому ж тоді значення ступенів дисоціації, розраховані за величинами електропровідності розчинів або їх температурами замерзання чи кипіння, менші від 100%? Причина в тому, що *в розчинах має місце електростатичне притягання іонів протилежного знаку навіть після їх сольватації.* Тому кожний іон у розчині буде оточений переважно іонами протилежного знаку, як в іонному кристалі. Але в рідині сили притягання іонів набагато слабкіші, крім того, має місце поступальний рух частинок. Тому іони розташовуються один відносно одного як дещо розмита "іонна атмосфера", до складу якої входять іони різного заряду, що знаходяться в розчині. Оскільки в оточенні кожного даного іона все ж переважають іони з протилежним знаком, рух його гальмується "іонною атмосферою". Тому активна (або ефективна) концентрація *a* виявляється меншою від загальної *a* (аналітичної) концентрації електроліту. Відношення $\frac{\alpha}{c}$ називають *коефіцієнтом активності* γ. Він показує, *в якій мірі відбувається електростатична взаємодія ("притягання") іонів у розчині.* Його використовують для характеристики поведінки *сильних* електролітів у розчинах, замість ступеня дисоціації, який тут є уявною величиною. Експериментально значення γ можна знайти за величиною ізотонічного

коефіцієнта. Значення γ можна також знайти вимірюванням електропровідності розчинів.

Зі зменшенням концентрації (розбавленням) розчину відстані між іонами зростають, взаємодія їх послаблюється, активна концентрація наближається до загальної (при с →0, α → с), а γ - до1.

П. Дебаєм та Г.Хюккелем було розроблено метод розрахунку γ. Для бінарного електроліту у придельній формі, яка відноситься до водних розчинів при 298К, рівняння має вигляд

$$\lg \gamma = -0.51 z^2 \sqrt{I}, \qquad (2)$$

де z – заряд іону (у одиницях заряду електрону), для якого розраховується коефіцієнт активності γ, I – іонна сила розчину.

Теорія П. Дебая та Г. Хюккеля застосовується тільки при концентраціях 0,01 – 0,05 кмоль/м^3. При високих концентраціях ця теорія виявляється недостатньо повною, щоб описати складні системи, які утворюються при цьому. Так, наприклад, маємо дані, що при більш високих концентраціях може спостерігатися асоціація іонів, коли протилежно заряджені іони наближуються та взаємодіють між собою, хоча не так сильно, як при загальному утворенні молекули.

Дисоціація слабких електролітів

Слабкі електроліти, на відміну від сильних, дисоціюють на іони зворотно, між молекулами та іонами встановлюється рівновага, стан якої характеризується константою дисоціації (константа рівноваги). Наприклад, для оцтової кислоти:

$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$

$$K_{дис} = \frac{[H^+] * [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \qquad (3)$$

Значення константи дисоціації можна зв'язати з величиною ступеня дисоціації *а*, який відповідає відношенню концентрації дисоційованих молекул до вихідної (аналітичної) концентрації $\left(\alpha = \frac{C_{дис}}{C}\right)$. Концентрацію кислоти, що розпалась на іони, можна виразити співвідношенням: $[H^+] = [CH_3COO^-] = \alpha * C$. Рівноважна концентрація недисоційованих молекул дорівнює С - α*С. Підставивши ці значення у вираз для константи рівноваги (3), дістанемо рівняння, яке називається *законом розбавлення:*

$$K = \frac{\alpha C * \alpha C}{C - \alpha C} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} \qquad (4)$$

Під час розбавлення концентрація оцтової кислоти в розчині зменшується. Відповідно до принципу Ле Шательє рівновага в системі зсувається так, щоб послабити зменшення кількості розчинених частинок. Збільшенню числа частинок у розчині сприяє процес дисоціації (1 молекула CH_3COOH —> 2 іони), і α зростає. Але це збільшення відбувається так, що

константа дисоціації залишається сталою, оскільки вона не залежить від концентрації.

Рівновага процесу дисоціації зміщується й тоді, коли в розчин вводити надлишок одного з іонів, що утворюються в результаті дисоціації (такі іони називають однойменними). Так, якщо до розчину оцтової кислоти додати розчинної у воді солі цієї кислоти, наприклад CH_3COONa, остання повністю дисоціює на іони:

$CH_3COONa = CH_3COO^- + Na^+$,

підвищуючи концентрацію ацетат-іонів CH_3COO^- у розчині. Згідно з принципом ле Шательє рівновага дисоціації оцтової кислоти зміститься так, щоб послабити зростання концентрації цих іонів у розчині, тобто в бік утворення вихідної речовини - оцтової кислоти. Ступінь дисоціації кислоти при цьому зменшиться. Отже, збільшення $[CH_3COO^-]$ призводить до зміни концентрацій усіх частинок у розчині: зменшення $[H^+]$, збільшення $[CH_3COOH]$, але так, щоб значення константи дисоціації залишалося незмінним.

Таким чином, за сталої температури константа дисоціації слабкого електроліту є сталою величиною і *може використовуватись для характеристики сили такого електроліту, а ступінь дисоціації - для характеристики стану рівноваги в системі.*

Зміна температури впливає як на значення констант дисоціації так і ступенів дисоціації слабких електролітів, але її вплив найчастіше є не дуже значним.

Реакція обміну в розчинах електролітів.

Іонні рівняння

Спочатку розглянемо процеси, які відбуваються, коли до насиченого розчину малорозчинного електроліту, наприклад AgC1, додавати одночасно два однойменні іони, тобто такі, які перебувають у рівновазі з цим малорозчинним електролітом. Для цього в розчин треба ввести сильні розчинні електроліти, в одному з яких містяться іони Cl^- (HC1, NaC1, $CaC1_2$ тощо), а в іншому - іони Ag^+ ($AgNO_3$, AgF). Обидва іони зміщують рівновагу в бік утворення осаду. Це означає, що *між електролітами, які вводять у розчин, відбувається обмінна реакція, спрямована в бік утворення осаду:*

$AgNO_3 + KC1 = KNO_3 + AgC1\downarrow$

Оскільки $AgNO_3$, KC1, KNO_3 – добре розчинні сильні електроліти, вони повністю дисоціюють на іони. Тому можна записати:

$$Ag^+ + NO_3^- + K^+ + C1^- = K^+ + NO_3^- + AgC1\downarrow$$

Йони K^+ та NO_3^- участі в реакції фактично не беруть, і їх можна виключити з рівняння. В результаті одержимо скорочене іонне рівняння, яке й відображає суть хімічного процесу в розчині за участю двох електролітів:

$$Ag^+ + C1^- = AgC1\downarrow$$

Якщо до розчину слабкого електроліту, наприклад CH_3COOH, одночасно додавати сильні електроліти, що містять однойменні іони, в одному - H^+ (HC1, HNO_3 та ін.), а в другому - CH_3COO^- ($NaCH_3COO$ та ін.), рівновага зсуватиметься у бік малодисоційованих молекул CH_3COOH:

$CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$;

Це означає, що *між електролітами, які ввели у розчин, відбувається обмінна реакція з утворенням слабкого електроліту:*

$CH_3COONa + HC1 = CH_3COOH + NaC1$.

Але суть даного процесу краще передає і*онне рівняння.*

Складаючи такі рівняння, сильні електроліти записують у вигляді іонів, що утворюються під час їх дисоціації, а слабкі електроліти і нерозчинені речовини - у молекулярній формі:

$Na^+ + CH_3COO^- + H^+ + CI^- = CH_3COOH + Na^+ + CI^-$

Виключивши іони Na^+ *і* CI^- , які не беруть участі в реакції, дістанемо скорочене іонне рівняння:

$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$

Таким чином, в процесі реакцій обміну між електролітами утворені ними іони сполучаються, внаслідок чого утворюються малодисоційовані або нерозчинні речовини.

Якщо слабкі чи малорозчинні електроліти є і серед вихідних речовин, і серед продуктів, то обмінні реакції відбуваються зворотно, а рівновага зміщується в бік менш дисоційованих електролітів, наприклад:

$2NaOH + H_2S = Na_2S + 2H_2O$;

$2OH^- + H_2S = S^{2-} + 2H_2O$

Тут H_2S і H_2O - слабкі електроліти, рівновага зміщена в бік більш слабкого електроліту - води.

Аналогічно реакція $FeS + 2HC1 = FeC1_2 + H_2S$ перебігає в бік утворення сульфідної кислоти, при дисоціації якої іонів утворюється менше, ніж у насиченому розчині малорозчинного сульфіду феруму (Ⅱ): загальна константа дисоціації H_2S (10^{-21}) менша, ніж *ДР* FeS (10^{-19}).

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Порівняння хімічної активності кислот і основ.

а) В три склянки налийте по 10 мл 0,1 н розчинів: в першу - сірчаної кислоти, в другу - гідроксид натрію, в третю - гідроксид амонію. Визначити електричну провідність цих розчинів.

б) Налийте в пробірку 1/3 її об'єму 2н. розчин сірчаної кислоти, в іншу - таку ж кількість щавлевої кислоти. В обидві пробірки внести однакові шматочки цинку. В якій з пробірок реакція протікає більш бурхливо?

Завдання. Напишіть молекулярні і іонні рівняння реакції. Від концентрації яких іонів в розчині залежить швидкість виділення водню. Яка кислота сильніше? Що є кількісною характеристикою кислот?

Дослід 2. Залежність активності кислот від їх концентрації.

До одної пробірки налити до 1/3 її об'єму розчин хлсроводневої кислоти, до другої - декілька крапель хлороводневої кислоти та додати до рівня першої пробірки

води. Потім до двох пробірок внести однакові шматочки цинку (або мармуру). Відмітити, в якій з пробірок реакція протікає більш енергійно.

Завдання. Напишіть молекулярні та іонні рівняння реакції. Зробити висновок про залежність активності розчинів кислот від їх концентрації.

Дослід 3. Обмінні реакції в розчинах електролітів.

а) реакції, що ідуть з утворенням осаду.

В пробірку налийте розчин хлориду натрію і додайте 2-3 краплини розчину нітрату срібла. Що спостерігається при проведенні цих реакцій?

б) реакції, що йдуть з утворенням легких сполучень.

В пробірку налийте розчин карбонату натрію і додайте по краплинам хлороводневу кислоту. Що спостерігається?

в) реакції, що йдуть з утворенням малодисоціюючих речовин.

В пробірку налийте розчин ацетату натрію і додайте трохи хлороводневої кислоти. За запаху визначити речовину, що утвориться.

Завдання. Запишіть рівняння реакцій в молекулярному і іонному вигляді. Зробити висновок про умови протікання реакцій іонного обміну до кінця.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Відхилення від законів Рауля, Вант – Гоффа. Ізотонічний коефіцієнт Вант - Гоффа.
2. Чому розчини електролітів виявляють зниження температури замерзання і більш підвищення температури кипіння, ніж еквімолекулярні розчини неелектролітів?
3. В чому полягає суть електролітичної дисоціації та її механізм?
4. Що називається ступенем дисоціації електроліту? Фактори від яких вона залежить.
5. В чому суть східчастої дисоціації? Що називається константою дисоціації?
6. Сильні та слабкі електроліти.

ЗАДАЧІ

1. Написати іонно – молекулярні рівняння реакцій взаємодії між водними розчинами слідуючих сполук: а) HCI та NaOH, б) $Pb(NO_3)_2$ та Na_2S, в) NaCIO та HNO_3, г) K_2CO_3 та H_2SO_4, д) CH_3COOH та NaOH.
2. Обчислити ізотонічний коефіцієнт і уявний ступінь дисоціації (коефіцієнт активності) нітрату калію, якщо розчин, який містить 2,02г KNO_3 в 200г води, має температуру кристалізації -0,333 ^{0}C ($К_{н_2о}$=1,86 К/моль).
3. Обчислити розчинність карбонату кальцію у воді за 298 К (у моль/л і г/л), якщо ДР карбонату кальцію за цієї температури $4,4*10^{-9}$. як зміниться розчинність карбонату кальцію, якщо в розчин ввести карбонат натрію, концентрація якого складає 0,1 моль/л?
4. Ступінь дисоціації оцтової кислоти в 0,1М розчині дорівнює $1,32*10^{-2}$. знайти константу дисоціації кислоти та значення рК.

5. Складіть молекулярні рівняння реакцій, яким відповідають слідуючи іонно – молекулярні рівняння: а) $SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2 + H_2O$, б) $Pb^{2+} + CrO_4^{2-} = PbCrO_4$, в) $HCO^{3-} + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$, г) $ZnOH^+ + H^+ = Zn^{2+} + H_2O$.
6. Константа дисоціації ціановодню (синильна кислота) дорівнює $7{,}9*10^{-10}$. Знайти ступінь дисоціації цієї кислоти в 0,001М розчині.
7. Східчасті константи дисоціації сірководню K_1 та K_2 дорівнюють відповідно $6*10^{-8}$ та $1*10^{-14}$. Розрахувати концентрації іонів H^+, HS^-, S^{2-} в 0,1М розчині кислоти.
8. Розчин, який містить 0,85г хлориду цинку в 125г води кристалізується при $-0{,}23^0$С. Розрахувати ступінь дисоціації хлориду цинку.
9. Знайти ізотонічний коефіцієнт для 0,2М розчина електроліту, якщо відомо, що у 1 л цього розчину міститься $2{,}18*10^{23}$ частинок (молекул та іонів) розчиненої речовини.

Іонообмінні реакції

Мета роботи: 1. Провести деякі незворотні і оборотні реакції у водних розчинах і записати їх молекулярні і іонно-молекулярні рівняння. 2. Вивчити вплив умов взаємодії на стан рівноваги іонообмінних реакцій.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: сутність хімічних процесів у розчинах електролітів, напрямок реакцій та причини зміщення рівноваги.

Студент повинен вміти: складати рівняння реакцій у молекулярній та іонній формах, добирати реактиви з урахуванням напрямку реакції.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Розчини нітрату свинцю (II), йодиду калію, хлориду натрію, сірчаної кислоти, нітрату срібла, хромату калію, хлориду магнію, сульфату міді (II) і нітрату вісмуту (III), гідроксиду натрію, хлориду хрому, соляної кислоти, сульфатів алюмінію і цинку, хлориду амонію, сульфату заліза (II), сульфату міді (II), сульфіду натрію, Пробірки. Спиртівка.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

У розчинах електролітів реакції протікають між іонами, тому сутність хімічних процесів виражається при запису їх в іонно-молекулярному вигляді. У таких рівняннях *слабкі електроліти, малорозчинні сполуки і гази записуються в молекулярній формі, а сильні електроліти - у вигляді йонів*. Наприклад, реакції нейтралізації записуються так:

$HCl + KOH = KCl + H_2O$ - молекулярне рівняння,

$H^+ + OH^- = H_2O$ - іонно-молекулярне рівняння,

з якого випливає, що сутність цього процесу зводиться до утворення з іонів водню і гідроксид-іонів слабкого електроліту - води.

Рівняння реакцій: $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$

$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaNO_3$

зводяться до процесу утворення однієї й той самої малорозчинної речовини - сульфату барію:

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO4\downarrow$

Ці приклади показують, що *іонообмінні реакції в розчинах електролітів протікають в напрямку зв'язування іонів з утворенням малорозчинних речовин (осадів або газів) або молекул слабких електролітів*: $Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$; $CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2\uparrow$

У тих випадках, коли малорозчинні речовини або слабкі електроліти є як серед вихідних речовин, так і серед продуктів реакції, *рівновага зміщується в бік утворення найменш розчинних або найменш дисоційованих речовин*. наприклад:

$\downarrow Mg(OH)_2 + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$

$\downarrow Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mg^{2+} + H_2O$

У цій реакції рівновага зміщена в бік утворення більш слабкого електроліту - води: Кд (H_2O) = $1,8 \cdot 10^{-16}$, тоді як добуток розчинності $[Mg(OH)_2] = 5,5 \cdot 10^{-12}$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Отримання малорозчинних солей

1.1.Отримання солей свинцю (II). У дві пробірки внести по 2 - 3 краплі розчину нітрату свинцю (II) і долити в одну розчин йодиду калію, в іншу - хлориду натрію. Описати хід досліду, спостереження і рівняння реакцій в молекуллярному і іонному вигляді.

1.2.Отримання інших малорозчинних солей. Користуючись таблицею розчинності, підібрати реактиви і отримати сульфід свинцю (II), хромат барію, хлорид срібла (I). У пробірках змішати по кілька крапель реактивів і спостерігати утворення осадів. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді і відзначити забарвлення осадів.

Дослід 2. Отримання малорозчинних основ

2.1.Неамфотерні основи. У три пробірки внести по 2 - 3 краплі розчинів-рів солей хлориду магнію, сульфату міді (II) і нітрату вісмуту (III); в кожну додати гідроксид натрію до випадіння осаду. Описати дослід. відзначити колір і зернистість отриманих основ, написати рівняння реакцій в молекуллярному і іонному вигляді.

2.2.Амфотерні основи. Налити 1/4 частина пробірки розчину хлориду хрому $CrCl_3$, додати розчин гідроксиду натрію NaOH по краплях до випадіння осаду. Осад розділити на дві частини, потім в одну пробірку долити надлишок лугу, в іншу - надлишок соляної кислоти. Написати рівняння реакцій отримання гідроксиду хрому (III) і його взаємодії з HCl і NaOH. Повторити і описати дослід з використанням сульфатів алюмінію і цинку.

Дослід 3. Іонообмінна реакція з утворенням газоподібного продукту

У пробірку налити кілька крапель розчину хлориду амонію, додати розчин NaOH і пробірку нагріти на спиртівці, не доводячи до кипіння. Визначити

газ, що виділяється по запаху, написати рівняння реакції в молекулярному і іонному вигляді.

Дослід 4. Отримання і розчинення малорозчинних речовин

В одну пробірку налити 5-6 крапель сульфату заліза (II), а в другу - стільки ж

Іонообмінні реакції

сульфату міді (II). В обидві пробірки додати кілька крапель розчину сульфіду натрію до отримання осадів. До отриманих осадів FeS і CuS долити соляну кислоту. Який з осадів розчинився в кислоті? Скласти рівняння всіх проведених реакцій в молекулярному та іонному вигляді. Пояснити відмінність в розчинності осадів, використовуючи значення добуток розчинності сульфіду заліза ($5\cdot10^{-18}$) і сульфіду міді ($6{,}3\cdot10^{-36}$).

Питання для самоконтролю

1.У чому сутність іонообмінних реакцій?

2. У якому напрямку протікають іонообмінні реакції в розчинах електролітів?

3. Куди зміщується рівновага іонообмінних реакцій?

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Мета роботи – ознайомити студентів з активністю металів, основними електрохімічними поняттями та процесами роботи гальванічних елементів.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: виникнення стрибка потенціалів на кордоні розчин – електрод, теорію електродних потенціалів та методи їх виміру, анодні та катодні процеси під час роботи гальванічних елементів, визначення ЕДС гальванічних елементів.

Студент повинен вміти: використовуючи ряд напруги металів, правильно записувати рівняння реакції витіснення водню з кислоти активним металом; складати схеми гальванічних елементів та записувати рівняння реакцій, які йдуть на електродах; розраховувати значення електродних потенціалів за формулою Нернста; розраховувати ЕДС гальванічних елементів.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

1.10% розчин сірчаної кислоти H_2SO_4. 2.Сульфат міді, $CuSO_4$, кристалічний і 2,0 н. розчин 3.Сульфат цинку, $ZnSO_4$, 0,1 М розчин 4.Насичений розчин NaCl (312 г/л або 25,6%)	6.Склянки об'ємом 250 мл – 2 шт. 7.Електроди: мідна, цинкова, алюмінієва, залізна пластинки **8.Войлочний місток** 9. Біхромат калію (*хромпик*, $K_2Cr_2O_7$) - 10% розчин 10. Сухі гальванічні елементи розрізані

5.Вольтметр, мідні проовідники з клемами	11.Спиртовий розчин фенолфталеїну

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Величина електродного потенціалу залежить від активності металу, концентрації його іонів у розчині та температури.
Електродний потенціал розраховується за формулою Нернста:

$$E = E_0 + \frac{0.059}{n} \lg C ,$$

де E_0 – стандартний електродний потенціал метала;
n – валентність іонів метала у розчині;
С – концентрація іонів метала у розчині (в г-іон/л).

Абсолютні значення потенціалів металів виміряти не вдається, тому вимірюють їх відносно водневого електроду.

Водневий електрод складається з платинової пластини, яка вкрита губчастою платиною. Електрод занурюють у розчин сірчаної кислоти, з концентрацією іонів водню 1 г-іон/л. Знизу електрод омивається струєю газоподібного водню під тиском 1 ат. Величину потенціалу такого електроду приймають за нуль.

Різниця потенціалів між металом зануреним у розчин своєї солі з концентрацією іонів металу 1 г - іон/л і водневим електродом, називається **стандартним або нормальним потенціалом металу.**

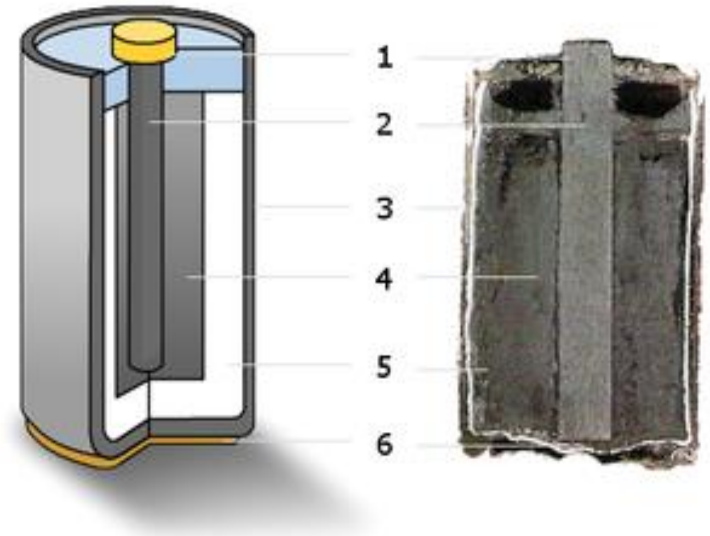
Гальванічні елементи *- це прилади, в яких хімічна енергія окислювально-відновної реакції перетворюється в електричну.*

Перший такий прилад був створено італійським фізиком - хіміком Вольта, потім вдосконалений Даніелем і Якобі. Їх гальванічний елемент складається з мідної та цинкової пластинок занурених у розчини своїх солей. Розчини розділені напівпроникною перетинкою. Якщо у зовнішній ланцюг увімкнути вольтметр, тоді ми виміряємо різницю електродних потенціалів або ЕРС елемента.

$ЕРС = E^0_{окисл.} – E_{відновн.}$

Схематично мідно-цинковий гальванічний елемент можна записати таким чином:

(-) Zn / $ZnSO_4$ // $CuSO_4$ /Cu (+).



Будова марганцево-цинкового елементу

а) сольовий:
1 - металевий ковпачок,
2 - графітовий електрод («+»),

3 - цинковий стакан («-»),
4 - активна маса катода (MnO_2 + C),
5 – електроліт (NH_4Cl або $ZnCl_2$),
6 - металевий контакт.

Електродами служать цинковий циліндр і вугільний (графітовий) стрижень. Електроліт є паста, яка в основному складається з хлориду амонію. Цинк розчиняється у пасті, а на вугіллі виділяється водень. Щоб уникнути поляризації, вугільний стрижень опускають в полотняний мішечок з сумішшю з вугільного порошку і піролюзиту. Вугільний порошок збільшує поверхню електрода, а пиролюзит (MnO2) діє як деполяризатор, повільно окислюючи водень. У сухих елементах напруга швидко падає, вони «втомлюються» внаслідок поляризації. Тільки через деякий час відбувається окислення водню піролюзитом. Таким чином, елементи «відпочивають», якщо деякий час не пропускати струм.
До недоліків сольових елементів відносяться:
- Різке падіння напруги в перебігу розряду;
- Значне зниження віддається ємності при збільшенні розрядних струмів до значень, необхідних для сучасних пристроїв;
- Різке погіршення характеристик при негативних температурах;
- Маленький термін зберігання (близько двох років). До кінця гарантованого терміну зберігання втрата ємності може складати 30-40%.
При використанні хлориду амонію електродні процеси описуються наступним рівнянням токоутворюючої реакції:

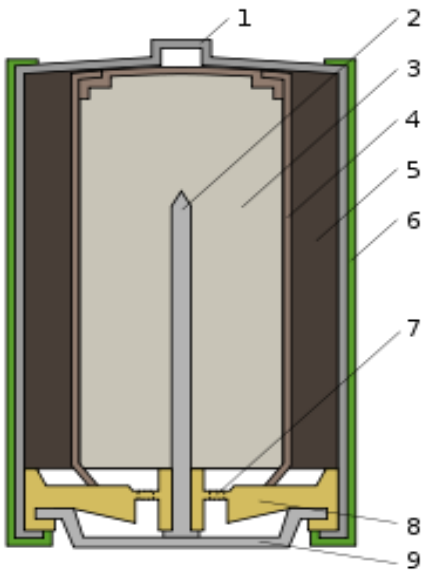
$$2MnO_2 + 2NH_4Cl + Zn \rightarrow ZnCl_2 \cdot 2NH_3 + H_2O + Mn_2O_3$$

При використанні хлориду цинку рівняння має вигляд:

$$8MnO_2 + 4Zn + 2ZnCl_2 + 9H_2O \rightarrow 8MnOOH + ZnCl_2 \cdot 4ZnO \cdot 5H_2O$$

Відновлення працездатності сольового елементу.
У міру розрядки цинковий стакан покривається шаром цинкдіаммінхлоріда ($[Zn(NH_3)_2]Cl_2$), за рахунок чого збільшується внутрішній опір елемента. Частково відновити ємність елемента можна, якщо видалити шар цінкдіаммінхлоріда з поверхні цинкової посудини. Зробити це вдається декількома способами:
• шляхом деформації цинкової посудини
• подачею на виводи батареї змінного струму особливої форми.
Другий спосіб нерідко помилково називають перезарядкою. Варто, однак, відзначити, що обидва способи пов'язані з ризиком пошкодження цинкової посудини і підтікання електроліту, а другий спосіб може також призвести до вибуху елемента.
Також причиною втрати ємності є висихання електроліту. У цьому випадку відновлення працездатності можливо після шприцювання батарейки водою, проте опісля необхідно щільно заізолювати отвір, інакше електроліт може незабаром знову висохнути, або почати підтікати.

Ще однією відомою несправністю є корозія (окислювання) цинкової посудини. Такий елемент відновленню не підлягає.



б) лужний (алкаліновий)
1 - сталевий нікельований стакан «+»)
2 - негативний потенціал знімається стержнем з латуні
3 - анодна маса (цинковий порошок, просочений загущеним лужним електролітом (KOH, NaOH, LiOH)
4 - сепаратор
5 - активна маса катода (MnO_2 + C)
6 - оболонка
7- запобіжна мембрана
8- прокладка
9- сталева тарілка («-»)

Лужні елементи мають як би вивернуту конструкцію, порівняно з сольовими (анод всередині, а катод – ззовні). Активна маса анода містить цинк (об'ємна частка 18-33%), загущувач (гель-компонент), розчин електроліту, оксид цинку і інгібітор корозії. Для зменшення швидкості корозії цинк може бути легований невеликими добавками свинцю, індію, вісмуту і алюмінію. Швидкість корозії цинку істотно зростає при збільшенні вмісту в ньому заліза, тому дуже важливо знижувати частку заліза до мінімального рівня. Середній діаметр частинок цинку - в межах 155-255 мкм, питома поверхня становить близько 0,02 $м^2$/г. Як гель-компоненти використовують похідні целюлози, поліакрилати, полівініловий спирт та інші полімери. Активна маса катода містить крім діоксиду марганцю, графіт або ацетиленову сажу, розчин KOH і зв'язуюче (крохмаль або інший полімер). Порошковий цинковий електрод забезпечує істотне збільшення коефіцієнта використання активного матеріалу в порівнянні з сольовими елементами. Лужні елементи краще функціонують і при низьких температурах: при -20 ° С віддають таку ж ємність, як сольові в режимі безперервного розряду при кімнатній температурі. Швидкість саморозряду лужних марганцево-цинкових елементів менше: після 1 року зберігання при +20 ° С або 3 місяців при +50 ° С втрати ємності складають приблизно 10% початкової ємності. Гарантійний термін зберігання лужних елементів складає 5-7 років, іноді він досягає 10 років. Через більш щільну активну масу і застосування сталевого корпусу лужні батарейки при тих же розмірах зазвичай важче сольових на 25-50%.

Отже, при однакових розмірах сольових і лужних батарейок тривалість роботи останніх при однакових малих токах в 1,5-2 рази більше, а при великих - в 4-10 разів більше.

Хімічні процеси всередині лужного елемента при використанні KOH в якості електроліту можна описати таким рівнянням:

$$Zn + 2KOH + 2MnO_2 + 2e^- \rightarrow 2e^- + ZnO + 2KOH + Mn_2O_3$$

На відміну від сольового елемента, у лужному електроліт в процесі розрядки батареї практично не витрачається, а значить достатньо малого його кількості. Тому, в лужному елементі в середньому в 1,5 рази більше діоксиду марганцю.

На відміну від сольових елементів лужні можуть працювати при більшому розрядному струмі. Крім того, відсутній ефект «втоми» елемента.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Сольовий гальванічний елемент.

Наповніть ємніть насиченим розчином кухонної солі (NaCl), додайте декілька крапель спиртового розчину індикатора фенолфталеїну і зануріть електроди з цинку і міді в розчин. Близько негативного полюса буде спостерігатися слабке червоне забарвлення, яке викликане утворенням на катоді гідроксиду натрію (NaOH). Визначте напругу за допомогою вольтметру. Додайте у розчин декілька грамів кристалічного сульфату купруму ($CuSO_4$). Повторно визначте напругу. Напишіть рівняння реакцій в іонному вигляді. Зробіть висновок.

Помістить у розчин різні пари металів і визначте напругу, яка виникає. Наприклад, магній і срібло дадуть особливо велику різницю потенціалів завдяки значній відстані між ними у ряду напруг, а цинк і залізо, навпаки, дуже маленьку, менше десятої частки вольта. Застосовуючи алюміній, ми не отримаємо через пасивацію, практично, ніякого струму.

Всі ці елементи (ланцюги) мають той недолік, що при зйомці струму на них дуже швидко падає напруга.

Дослід №2. Кислотний гальванічний елемент.

Наповніть ємніть до середини 10% -ним розчином сірчаної кислоти і зануріть в неї електроди з цинку і міді. Різницю потенціалів між електродами виявіть за допомогою вольтметра.

Безпосередньо після включення приладу в ланцюг стрілка вкаже приблизно 1 В, але потім напруга швидко впаде. Якщо під'єднати до елементу маленьку лампочку, що споживає напругу 1 В, то вона загориться - спочатку досить сильно, а потім напруга стане слабкою. За полярністю клем приладу можна зробити висновок, що мідний електрод є позитивним полюсом. Це можна довести і без приладу, розглянувши електрохімію процесу. На катоді цинк переходить в розчин за наступним рівнянням: $Zn = Zn^{2+} + 2e^{--}$.На мідному аноді розряджаються іони водню сірчаної кислоти. Вони приєднують електрони, що надходять по дроті від цинкового катода і в результаті утворюються бульбашки водню: $2H^{+} + 2e^{--} = H_2$. Через короткий проміжок часу мідь покриється найтоншим шаром бульбашок водню. При цьому мідний електрод перетвориться в водневий, а різниця потенціалів зменшиться. Цей процес називають **поляризацією електрода.** Поляризацію мідного електрода можна усунути, додавши в елемент після падіння напруги трохи розчину дихромата калію. Після цього напруга знову збільшиться, так

як дихромат калію окислить водень до води. Біхромат калію (*хромпик*, $K_2Cr_2O_7$) діє в цьому випадку як деполяризатор.

На практиці у сучасних сухих гальванічних елементах застосовують як деполяризатор *піролюзит* (MnO_2), який менш ефективний, ніж біхромат калію.

*Чому у сухих елементах перевагу надають піролюзиту?

Додайте в елемент трохи розчину дихромата калію. Відмітьте відновлення напруги. Запишіть висновок.

Дослід №3. Гальванічний елемент Якобі.

Зарисуйте схему елементу, яка наводиться нижче.

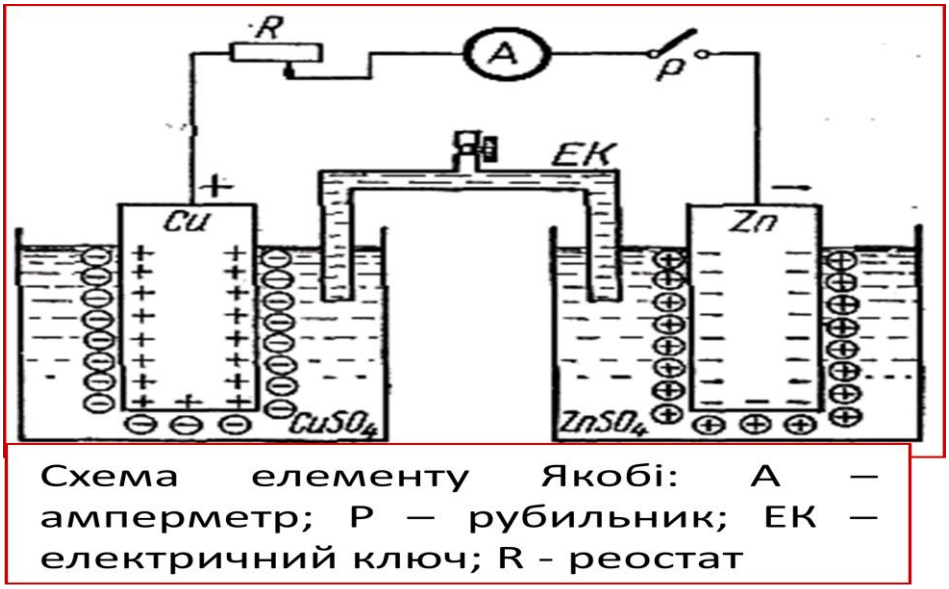


Схема елементу Якобі: А — амперметр; Р — рубильник; ЕК — електричний ключ; R - реостат

Зберіть елемент, з'єднавши напівелементи войлочним містком (ЕК), занурюючи його у розчин солей (див. рисунок). Мідну пластинку занурюють у 2,0 н. розчин сульфату міді, а цинкову – у 0,1 М розчин сульфату цинку.

Електроди з'єднайте з вольтметром. Спостерігайте відхилення стрілки, яке свідчить про виникнення електричного струму.

Складіть рівняння окислювально-відновних реакцій, які проходять на електродах. Розрахуйте ЕРС гальванічного елемента.

Дослід №4. Сухі гальванічні елементи.

Роздивіться внутрішню будову сухого сольового **марганцево-цинкового** елементу та сухого лужного елементу. Замалюйте їх схему. Складіть їх порівняльну характеристику за формою, що наведено нижче:

Показник	Сольовий марганцево-цинковий елемент $Zn\|ZnCl_2, NH_4Cl\|MnO_2$	Лужний марганцево-цинковий елемент $Zn\|KOH\|MnO_2$
Напруга, В, середня / кінцева		
Падіння напруги впродовж розряду		

(різке/повільне)		
Діапазон робочих температур		
Термін зберігання		
Явище «втоми» (є/немає)		
Вага (вище/нижче)		

Перевіримо явище «втоми» сольового марганцево-цинкового елементу на батарейці для кишенькового ліхтарика, до якої під'єднаємо лампочку. Паралельно лампі, тобто безпосередньо на клеми, підключимо вольтметр. Спочатку напруга складе близько 4,5 В. (Найчастіше у таких батарейках послідовно включені три комірки, кожна з теоретичною напругою 1,48 В.) Через деякий час напруга впаде, світ лампочки ослабне. За показниками вольтметра ми зможемо судити, як довго батарейці потрібно «відпочивати». Запишіть висновок: з чим пов’язане явище «втоми» сольового елементу, наведіть рівняння реакції.

Питання для самоконтролю

1. Як обладнаний нормальний водневий електрод та чому дорівнює його електродний потенціал?
2. Що таке стандартний (нормальний) електродний потенціал?
3. Як розрахувати ЕРС гальванічного елемента?
4. Чи можна зробити гальванічний елемент з одного і того самого металу?
5. Для чого служить електричний ключ (ЕК) у елементі Якобі?
6. Що виконує роль електричного ключа у сухих гальванічних елементах?
7. Які особливості будови алкалінового гальванічного елементу порівняно із сольовим?
8. Чи правильна назва «марганцево-цинковий» елемент з урахуванням катоду і аноду цього елементу?
***Щоб дізнатися, заряджена сольова батарейка, чи розряджена, достатньо кинути її з висоти 20-30 см на тверду поверхню. Яка батарейка відскоче далі і чому?**

ЗАДАЧІ

1.Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь була б катодом, а у другому – анодом. Напишіть рівняння реакцій, що протікають при роботі цих елементів, і обчисліть значення стандартних ЕРС.

2.Гальванічний елемент складається із срібного електроду, що занурений в 1 М розчин $AgNO_3$, і стандартного водневого електроду. Написати рівняння електродних процесів і сумарної реакції, що протікають при роботі елементу. Чому дорівнює його ЕРС?
3. ЕРС елементу, що складається з мідного та свинцевого електродів, що занурені в 1 М розчини солей цих металів, дорівнює 0,47 В. Чи зміниться ЕРС, якщо взяти 0,001 М розчини? Відповідь обґрунтувати.
4.Чи можливо скласти такий гальванічний елемент, у зовнішньому ланцюзі якого електрони перебігали б від електроду з більш позитивним стандартним потенціалом до електроду з більш негативним стандартним потенціалом? Дати пояснення.
5.Гальванічний елемент складається з стандартного цинкового електроду та хромового електроду, що занурений у розчин, який містить іони Cr^{3+}. При якій концентрації іонів Cr^{3+} ЕРС цього елементу буде дорівнювати нулю?
6.Розмістіть метали залізо, мідь, марганець, магній, срібло у ряд по збільшенню окисних властивостей їх катіонів.
7.Серед металів свинець, золото, кадмій, кальцій, мідь вкажіть: а) ті, що взаємодіють з соляною і розбавленою сірчаною кислотами; б) ті, що витісняють нікель з розчинів його солей.
8.Напишіть електрохімічний схему гальванічного елемента, складеного з мідного і марганцевого електродів з розчинами солей міді (II) і марганцю (II). Розрахуйте ЕРС елемента при стандартних умовах і при концентрації катіонів у розчинах 0,1 (температура стандартна).
9.Напишіть схему двох гальванічних елементів, в одному з яких цинк є катодом, а в іншому анодом; обчисліть їх ЕРС.
10.Наведена електрохімічна схема гальванічного елемента:

$$(-)\ Mn \mid Mn(NO_3)_2 \parallel AgNO_3 \mid Ag\ (+)$$

Напишіть схему катодного і анодного процесів, рівняння токоутворюючей реакції у молекулярному та іонному вигляді. Визначте ЕРС елемента при стандартних умовах.

ЕЛЕКТРОЛІЗ. ЕЛЕКТРОЛІЗНІ ПРОЦЕСИ

Мета роботи – ознайомити з катодними і анодними процесами електролізу водних розчинів солей та електрохімічними методами покривання металів.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ І УМІНЬ

Студент повинен знати: в чому сутність електролізу; послідовність розрядження іонів біля аноду і катоду; закони електролізу.

Студент повинен уміти: складати схеми електролізу водних розчинів солей з розчинним і нерозчинним анодами; експериментально здійснювати

електроліз водних розчинів солей; розраховувати кількості речовин, які виділяються на аноді і катоді.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Електроліз - розклад речовин (напр., води, розчинів кислот, лугів, розчинених або розплавлених солей тощо) постійним електричним струмом.

Пропускання струму через електроліти здійснюється за допомогою електродів: катода, на якому відбувається процес відновлення, і анода, на якому здійснюється процес окислення.

При електролізі розчинів солей **закономірності відновлення на катоді наступні.**

1. Катіони металів, розташованих в ряду напруг правіше заліза (від кадмію до золота), відновлюються відповідно до рівняння:

$$Me^{n+} + ne = Me$$

2. Катіони активних металів, розташованих в лівій частині ряду напруг (від літію до алюмінію), не відновлюються. У цьому випадку на катоді відбувається відновлення води:

$$2H_2O + 2e = H_2\uparrow + 2OH^-$$

3. Катіони металів, розташованих в середній частині ряду напруг (марганець, цинк, хром, залізо та ін.), Відновлюються на катоді разом з відновленням води, тобто паралельно йдуть два процеси, рівняння яких наведені вище.

Закономірності окислення на аноді наступні.

1. Прості аніони (Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}), крім F^--іонів, окислюються з утворенням відповідних простих речовин, наприклад:

$$2Cl^- - 2e = Cl_2\uparrow$$

2. Складні аніони (NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-} та інші) і F^- іони не окислюються. У цьому випадку на аноді відбувається окислення води:

$$2H_2O - 4e = O_2\uparrow + 4H^+$$

Ці закономірності відносяться до електролізу з інертним (нерозчинним) електродом: платина, графіт, електродна сталь.

Але якщо анод виготовлений з металу, сіль якого є електролітом, то в цьому випадку сам анод окислюється, переходячи в розчин у вигляді катіонів:

$$Me - ne = Me^{n+},$$

а на катоді відбувається відновлення цього ж металу:

$$Me^{n+} + ne = Me$$

Такий електроліз називається електролізом з активним (розчинним) анодом.

ПАСПОРТ РОБОТИ

1.Розчин йодиду калію.
2.Розчин сульфату міді.
3.Розчин карбонату натрію
4.Розчин сульфату цинку.
5.Розчин сульфату нікелю.
6.Розчин фенолфталеїну (спиртовий).
7.Клейстер з крохмалю.
8.Штатив з пробірками.
9.Електролізер з графітовими електродами.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Електроліз йде із застосуванням постійного електричного струму. Електролізер складається з U-подібної трубки висотою 15-20 см. Електродами є графітові стержні. У всіх дослідах електролізер заповнюється розчином електроліту на 2/3 за об'ємом. Перед початком кожного досліду електролізер і електроди миють дистильованою водою.

Дослід 1. Електроліз водних розчинів солей, що відбувається з окисленням на аноді кислотних залишків (електроліз розчину йодиду калію).

До розчину біля катоду додайте 2-3 краплини фенолфталеїну; до розчину біля аноду – 2-3 краплі крохмального клейстеру.

Спостерігайте забарвленість розчинів біля електродів. Скласти рівняння електродних процесів. Визначити реакцію середовища біля катоду і аноду.

Дослід 2. Електроліз водних розчинів солей, який йде з відновленням і окисленням води (електроліз водного розчину карбонату натрію).

Спостерігайте виділення газів біля електродів. Скласти рівняння електродних процесів.

Дослід 3. Електроліз водних розчинів солей, який йде з виділенням металів на катоді (метали на катоді зберігати до наступного досліду).

Спостерігайте виділення металу на катоді. Скласти рівняння електродних процесів.

1.1. Електроліз водного розчину сульфату міді.

1.2. Електроліз водного розчину сульфату цинку.

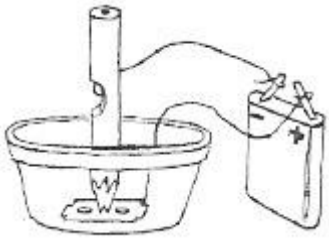
1.3. Електроліз водного розчину сульфату нікелю.

<u>Дослід 4.</u> Електроліз водних розчинів солей з розчинним анодом.

Після проведення досліду 3 поміняйте місцями клеми на електролізері (поверніть на 180° вилку у розетці випрямляча).

Спостерігайте розчинення шару металу на аноді, тобто окислення на аноді і перехід металу на катод. Скласти рівняння електродних процесів.

<u>Дослід 5.</u> Використання електролізу для «свердління» сталевого виробу. Приготувати насичений розчин кухонної солі. З'єднати проводом лезо безпечної бритви з позитивним полюсом батареї. Це лезо буде анодом. Заточити олівець, обламати заточений кінчик стержня, але так, щоб на цьому кінці олівця вийшло поглиблення 0,5-1 мм. На 1,5-2 см вище оголити стрижень і намотати на нього дріт, приєднаний до негативного полюса батарейки. Таким чином, стрижень олівця буде катодом.



Покласти лезо в розчин кухонної солі і торкнутися олівцем-катодом леза. Щоб олівець стійко знаходився в такому положенні, закріпити його. Необхідно пам'ятати, що якщо стержень загостреного кінця олівця буде торкатися металу, електроліз не відбудеться. (Чому?)
Поставити установку на 20-30 хв і спостерігати за змінами. Який газ виділяється навколо олівця? Чому лезо-анод в місці дотику олівця буде розчинятися і утворюється отвір? Як змінюється забарвлення рідини?
Скласти рівняння електродних процесів.

<u>КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ</u>

1. Що таке електроліз?
2. Вкажіть послідовність розрядження іонів на катоді і аноді під час електролізу?
3. Наведіть приклади електролізу з розчинним і нерозчинним анодом.
4. Сформулюйте закони електролізу.
5. Наведіть приклади електролізу водних розчинів солей, коли на електродах не розряджаються іони солі.
6. Чи можливо добути металевий натрій під час електролізу водного розчину сульфату натрію?
7. Що буде виділятися на електродах при електролізі розплаву $CaSO_4$, $NaNO_3$ і KCI?

8. Де знаходить застосування процес електролізу?

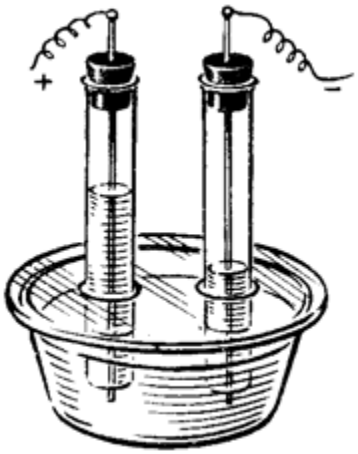
ЗАДАЧІ

1. Скільки натрію повинно виділитись у ванні в результаті електролізу розплаву кухонної солі за 12 *годин* роботи при струмі 1050 А?
2. Скласти схеми електролізу водних розчинів H_2SO_4, $CuCl_2$, $Pb(NO_3)_2$ з платиновими електродами.

3. Скласти схеми електролізу водного розчину хлориду цинку, якщо: а) анод цинковий; б) анод вугільний.

4. Обчислити вихід за струмом хлору, якщо у ванні, через електроліт якої проходить струм 1050 А, за добу виділилось 30,5 *кг* хлору.
5. Ванни для електролізу їдкого натру будують на навантаження 2500 А. Вихід натрію за струмом становить 60%. Скільки їдкого натру переробляє одна ванна за добу?
6.Електроліз розчину який солі призводить до збільшення її концентрації в розчині: $FeCl_3$, $NaNO_3$, $Cu(NO_3)_2$, NaCl?

7.На рисунку зображений електролізер з вугільними електродами. Яка сіль знаходиться у розчині: Na_2CO_3, $CuSO_4$, Na_2S, $AgNO_3$? Поясніть свій вибір. Напишіть рівняння процесів, що відбуваються.



8.Обчисліть об'єм газу, що виділився на аноді при електролізі розчину нітрату натрію за 1 годину, якщо сила струму дорівнює 5А, а вихід за струмом 90%.
9.Установіть послідовність відновлення металів з розплаву суміші: $AlCl_3$, $CuCl_2$, $FeCl_2$, $CdCl_2$.
10. Газоподібними продуктами електролізу яких солей є тільки хлор і водень?

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: Провести деякі характерні реакції на катіони і аніони, відобразити сутність процесу хімічними рівняннями і позйомитися з зовнішнім проявом якісних реакцій.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: розташування металів у періодичній системі Д.І.Менделєєва; амфотерні метали; фізичні та хімічні властивості металів.

Студент повинен вміти: виконувати хімічні реакції, що визначають властивості металів; написати рівняння реакцій металів з іншими сполуками.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Штатив з пробірками, спиртівка, сірники, пробіркотримач.

Розчини нітрату срібла, хромату калію (K_2CrO_4), HNO_3, NH_4OH, оцтової кислоти (2н.), NaOH, NaCl, NaBr, KI, Hg $(NO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$, $K_2Cr_2O_7$, сірчаної кислоти, $BaCl_2$, гексаціанофераату (II) калію, $FeCl_3$, NH_4SCN, KSCN. Металевий алюміній, цинк і залізо. Сульфат заліза (II) кристалічний.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Одне з найважливіших застосувань хімії - аналіз речовин. Хімічний аналіз підрозділяється на якісний і кількісний. Якісним аналізом проводять ідентифікацію речовини і встановлюють наявність у них домішок. Кількісним аналізом встановлюється конкретний вміст основної речовини і домішок. Якісний аналіз передує кількісному визначенню домішок. Якісний аналіз відповідає на питання «що?» (Присутній в речовині), а кількісний - на питання «скільки?». Якісний аналіз неорганічної речовин заснований на виявленні у розчинах цих речовин катіонів та аніонів за допомогою характерних реакцій. *Характерною називають реакцію, що супроводжується зміною забарвлення, випаданням осаду, розчиненням осаду або виділенням газу. Характерна якісна реакція є селективної*, тобто з її допомогою даний елемент виявляється в присутності великої кількості інших елементів. Важливою характеристикою якісної реакції є її чутливість. Чутливість виражається найменшою концентрацією розчину, при якій даний елемент ще може бути впевнено виявлено без попередньої обробки розчину з метою збільшення його концентрації. Всі катіони поділяються на п'ять аналітичних груп, а аніони - на три. Якісні характерні реакції на окремі іони, що володіють селективностью і високою чутливістю, називаються *специфічними*. Такі реакції вивчаються в даній роботі.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Якісні реакції на катіони срібла. Для виявлення катіонів Ag^+ використовуються його реакції з хроматом калія, лугами і галогенидами лужних металів.

1.Хромат калію K_2CrO_4 утворює з іонами Ag^+ цегляно-червоний осад хромату срібла Ag2CrO4:

$$2AgNO_3 + K_2CrO_4 = Ag_2CrO_4 \downarrow + 2KNO_3,$$

який розчиняється в HNO_3 і NH_4OH, але не розчиняється в оцтовій кислоті.
2.Гідроксиди (NaOH або KOH) утворюють з іонами Ag^+ осад AgOH, що розпадається з утворенням оксиду срібла (I) бурого кольору:
$2AgNO_3 + 2NaOH = Ag_2O \downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$
3.Розчини хлоридів, бромідів і йодидів утворюють з іонами Ag^+ білий рихлий осад AgCl, блідо-зелений AgBr і жовтий AgI:
$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$
$AgNO_3 + NaBr = AgBr \downarrow + NaNO_3$
$AgNO_3 + KI = AgI \downarrow + KNO_3$
Осад хлориду срібла добре розчиняється в NH_4OH з утворенням комплексної сполуки:
$AgCl + 2NH_4OH = [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O$,
бромід срібла розчиняється в NH_4OH частково, а йодид срібла практично не розчиняється.
Провести всі зазначені реакції, написати їх рівняння і вказати ознаки, за якими виявляються катіони срібла. Зробити висновок про те, яка з реакцій є найбільш чутливою.

Дослід 2. Якісні реакції на катіони ртуті

Луги утворюють з солями ртуті (II) жовтий осад HgO, тому що гідроксид ртуті (II) нестійкий:
$Hg(NO_3)_2 + 2NaOH = Hg(OH)_2 + 2NaNO_3$; $Hg(OH)_2 = HgO \downarrow + H_2O$
Йодид калію утворює з іонами Hg2 + оранжево-червоний осад йодиду ртуті (II), який в надлишку реактиву розчиняється, утворюючи в розчині безбарвне стійке комплексне з'єднання тетрайодогідраргерат (II) калію:
$Hg(NO_3)_2 + 2KI = HgI_2 \downarrow + 2KNO_3$; $HgI_2 + 2KI = K_2[HgI_4]$.
Провести реакції, вказати ознаки виявлення катіонів Hg^{2+} і зробити висновок про те, яка з цих реакцій є більш чутливою.

Дослід 3. Якісні реакції на катіони свинцю

1.Йодид калію утворює з іонами Pb^{2+} жовтий осад йодиду свинцю (II):
$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2 \downarrow + 2KNO_3$
Отримавши осад, додайте в пробірку декілька крапель води і 2н. розчину оцтової кислоти і нагрійте. При цьому осад розчиняється, але при охолодженні (зануренні пробірки в холодну воду) PbI_2 знову з'являється у вигляді блискучих золотистих кристалів. Ця специфічна для Pb^{2+} реакція є однією з найбільш красивих реакцій в аналітичній хімії («золотий дощ»).
2. Хромат і дихромат калію утворює з катіонами PB^{2+} один і той же осад - хромат свинцю (II) жовтого кольору:
$Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 = PbCrO_4\downarrow + 2KNO_3$
$Pb(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2O = PbCrO_4\downarrow + 2HNO_3$
Осад розчиняється в розчинах лугів, в розчині аміаку і оцтової кислоти, а в розведеній азотній кислоті розчиняється частково. Ця реакція на іони Pb^{2+} є найбільш чутливою.
3.Сірчана кислота і розчинні сульфати осаджують іон Pb^{2+} у вигляді білого осаду сульфату свинцю (II):

$Pb^{2+} + SO_4^{2-} = PbSO_4 \downarrow$

Осад розчинний при нагріванні в розчинах лугів, внаслідок утворення тетрагідроксоплюмбатів (II), наприклад:

$PbSO_4 + 4NaOH = Na_2[Pb(OH)_4] + Na_2SO_4$

Провести реакції, написати їх рівняння і вказати ознаки виявлення іонів свинцю (II).

Дослід 4. Якісні реакції на катіони барію

Дихромат калію $K_2Cr_2O_7$ утворює з іонами Ba^{2+} жовтий осад $BaCrO_4$, а не $BaCr_2O_7$, як можна було б очікувати.

$2BaCl_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2O = 2BaCrO_4\downarrow + 2KCl + 2HCl$

Осад хромата барію розчинний в сильних кислотах і не розчинний в оцтовій кислоті. Сильна кислота HCl утворюється при самій реакції, тому повного осадження $BaCrO_4$ не відбувається. Але, якщо до вихідного розчину хлориду барію додати надлишок ацетату натрію (CH3COONa), то соляна кислота буде взаємодіяти з ним з утворенням слабкої оцтової кислоти: $CH3COONa + HCl = CH3COOH + NaCl$, в якій $BaCrO_4$ не розчиняється.

Іони Ca^{2+} і Sr^{2+} з дихроматом калію осадів не утворюють і виявленню барію не заважають, тому розглянута реакція застосовується не тільки для відкриття іонів Ba^{2+}, але і для відділення їх від іонів кальцію і стронцію. Осад $BaCrO_4$ утворюється також при дії на розчини солей барію хроматом калію K_2CrO_4 (проведіть реакцію). Однак хромат калію утворює такий же жовтий осад $SrCrO_4$ с іонами Sr^{2+}, тому реакція вже не є специфічною. *Для проведення досліду необхідно внести в пробірку 2-3 краплі розчину $BaCl_2$, додати 5-6 крапель розчину ацетату натрію і діяти розчином дихромата калію, спостерігаючи утворення жовтого осаду хромату барію.*

Дослід 5. Якісні реакції на катіони заліза

Залізо у вигляді катіонів Fe^{2+} і Fe^{3+} є постійним в грунтових водах. Для виявлення цих катіонів використовується кілька високочутливих реакцій.

1.Виявлення іонів Fe^{2+}

Гідроксид NaOH і KOH, а також гідроксид амонію NH_4OH утворюють з іонами Fe^{2+} зелений осад гідроксиду заліза (II). Осад розчинний тільки в кислотах, тому що $Fe(OH)_2$ не має амфотерні властивості. При перемішуванні скляною паличкою зелений осад стає бурим внаслідок окислення киснем повітря до $Fe(OH)_3$.

Хід досліду. Кілька мікрокристаликів сульфату заліза (II) або солі Мора $(NH_4)\ 2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ розчинити в 20 краплях води і розділити розчин на дві приблизно рівні частини, відлив половину в другу пробірку для проведення наступного досліду. В першу пробірку додати 2-3 краплі розчину лугу або аміаку. Утворюється нерозчинний гідроксид заліза (II) світло-зеленого кольору. Перемішати розчин скляною паличкою. Що відбувається з осадом?

У звіті написати рівняння реакцій утворення гідроксиду заліза (II) і його окислення киснем за участю води.

Гексаціаноферрат (II) калію утворює з іоном Fe^{2+} синій осад «турнбулевої сині»: $FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] = KFe[Fe(CN)_6] \downarrow + K_2SO_4$

Ця реакція - найбільш чутлива на іони заліза (II). Осад зазвичай утворюється вже після додавання першої краплі K_3 [Fe (CN) $_6$].

2.Виявлення іонів Fe^{3+}

1. Гексаціаноферрат (IV) калію утворює з іоном Fe^{3+} темно-синій осад «берлінської блакиті»: $FeCl_3 + K_4$ [Fe (CN) $_6$] = KFe [Fe (CN) $_6$] ↓ + 3KCl

Хід досліду. Помістити в пробірку одну краплю розчину $FeCl_3$, розбавити його водою (6 - 8 крапель) і додати 1 - 2 краплі розчину K_4 [Fe (CN) $_6$]. У звіті описати дослід і пояснити, чим відрізняється "берлінська лазур" від "турнбулевої сині". Для правильної відповіді на це питання необхідно визначити ступені окислення атомів заліза в обох сполуках.

2. Роданід амонію NH_4SCN або калію KSCN утворює з іонами Fe^{3+} роданід заліза Fe (SCN) $_3$, що забарвлює розчин в криваво-червоний колір:

$Fe^{3+} + 3SCN^- = Fe(SCN)_3$

Ця реакція найбільш чутлива на іони Fe^{3+}, однак, вона не завжди надійна, тому що ряд речовин, що утворюють комплекси з іоном Fe^{3+}, заважають зявленню забарвлення. До таких речовин відносяться фториди, фосфорна кислота, солі щавлевої кислоти.

Провести дослід, додаючи в розбавлений розчин хлориду заліза (III) роданід амонію; переконатися в появі криваво-червоного забарвлення розчину.

Дослід 6. Якісні реакції на катіони міді

1. Луги NaOH і KOH утворюють з іонами Cu^{2+} блакитний осад $Cu(OH)_2$, чорніючий при нагріванні внаслідок перетворення в CuO: $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$; Cu (OH) $_2$ = CuO + H_2O.

2. Гексаціаноферрат (II) калію у нейтральному або слабокислому середовищі утворює з іоном Cu^{2+} червоно-бурий осад гексаціаноферрату (II) міді (II): 2 Cu^{2+} + [Fe (CN) $_6$] $^{4-}$ = Cu_2 [Fe (CN) $_6$] ↓

Осад не розчиняється в розбавлених кислотах, але розкладається при дії лугів: Cu_2 [Fe (CN) $_6$] + $4OH^-$ = 2Cu (OH) $_2$ ↓ + [Fe (CN) $_6$] $^{4-}$

3. Металевий алюміній, цинк і залізо відновлюють іони Cu^{2+} до металу, що випадає в осад у вигляді червоної губчастої маси, наприклад: $Cu^{2+} + Zn = Cu \downarrow + Zn^{2+}$

Метал-відновник може бути в будь-якому вигляді, але краще за все реакція спостерігається при їх використанні в порошкоподібному вигляді. Провести описані реакції і порівняти їх з наочності і чутливості.

Питання для самоконтролю

1.Які існують види хімічного аналізу?

2.Що таке характерна реакція?

3.Що таке специфічна реакція?

4.Які реакції використовують для виявлення катіонів Ag^+?

5. Які реакції використовують для виявлення катіонів ртуті?

6.Яка реакція на іони Pb^{2+} є найбільш чутливою?

7.Опишіть якісні реакції на катіони барію.

8.Яка реакція - найбільш чутлива на іони заліза (II)?

9.Як різняться осади іонів заліза (II) і (III) при взаємодії з гексаціанофератом (IV) калію?
10.Опишіть якісні реакції на катіони міді.

АНАЛІЗ АКУМУЛЯТОРНОЇ КИСЛОТИ

Мета роботи – ознайомлення студентів з основними типами акумуляторів, хімічними процесами, що йдуть на електродах при їх зарядженні та розрядженні.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: реакції, що мають місце при зарядженні і розрядженні свинцевого та залізно-нікелевого акумуляторів, що таке ємність акумуляторів і від чого вона залежить, які домішки у електроліті шкодять роботі акумуляторів.
Студент повинен вміти: зробити аналіз акумуляторної сірчаної кислоти на присутність шкідливих домішок; приготувати електроліт певної густини і концентрації, зарядити акумулятор, визначити ступінь зарядження і розрядження акумулятора.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Вивчаючи основні типи акумуляторів, приходиш до висновку, що ще не на всі запитання знайшли відповідь. Особливо це стосується свинцевого та залізо – нікелевого акумуляторів. Давайте поміркуємо і на деякі з них відповімо.

1. Що означає напис на акумуляторі: 6 СТ – 55 А?;
6 – банок; СТ – стартерний; 55 – А – ємність; 55 Ампер годин.
На зарубіжних акумуляторах: ***12V, 55Ah, RC 90 min, LOAD TEST 200A; CCA (-18C); BCI 400, IEC 275, DIN 255.***
Це означає: 12V - 12 вольт, 55Ah - 55 – ємність, RC 90 -резервна ємність 90 хвилин - скільки можна проїхати на акумуляторі при непрацюючому генераторі, LOAD TEST 200 – навантажуючий тест (струм навантаження при запуску двигуна; після 15 секунд перевірки під навантаженням акумулятор повинен давати 9,5V при t 21° С. Чим менше навантажуючий тест, тим менша ємність акумулятора, а значить менший двигун він повинен крутити); CCA (-18) – струм холодного пуску, для цього акумулятор витримують при температурі -18° С.; струм холостого пуску вимірюється по 3-м методикам: BCI 400, IEC 275, DIN 255, тобто 30, 60, 150 сек; 7,2; 8,4; або 6V кінцева напруга.
2. Як можна відремонтувати акумулятор?

Останнім часом сухозаряджені акумулятори роблять так: катодні пластини із губчастого свинцю (Pb), анодні – із диоксиду свинцю (PbO_2). (Продаються у магазинах).

3. Як готують сухозаряджений акумулятор до експлуатації?

Щоб акумулятор почав давати струм, треба залити електроліт не менш 2-х годин вони насичуються. Потім добрий хазяїн після цього підзаряджає акумулятор.

4. Від чого залежить ємність акумулятора?

Від площі активної маси.

5. Чому у свинцевому акумуляторі негативних пластин на одну більш ніж позитивних, а у залізо – нікелевого навпаки?

Для збільшення ємності, тому що збільшується площа активної маси.

6. Як визначити ємність акумулятора?

Його треба зарядити, потім навантажуючою вилкою розрядити (8 - 10 годин) і по формулі: $Q = I * t$ визначають ємність; де Q - ємність ; I - розрядний струм ; t - час в годинах;

7. Як можна визначити, що акумулятор заряджений або розряджений?

7.1. По кипінню. *Коли він розряджений, то бере на себе* зарядку *і кипіти не буде, а коли заряджений через декілька хвилин почне кипіти.*

7.2. Навантажуючою вилкою. *Коли кожна банка буде показувати напругу більше 1,8 V – він заряджений, менше – розряджений.*

7.3. По щільності (ареометром). *Коли щільність електроліту 1,25 г/см^3 і більше – він заряджений, нижче – розряджений.*

8. До якої напруги можна розряджати акумулятор?

До 1,8 V, нижче – йде сульфатація пластин.

9. Краще акумулятор "перезарядити чи недозарядити"?

Його не перезарядиш (йде кипіння) – а від недозарядки буде йти сульфатація пластин. Тому краще „перезарядити".

10. Краще акумулятор підзаряджати струмом малої величини чи великим?

Треба починати з малого і постійно прибавляючи, довести до нормального, тобто у 10 разів менше від ємності. Коли великим спочатку, акумулятор закипить і може вибухнути.

11. Як буде змінюватися щільність електроліту при зарядженні і розряджені акумулятора?

При зарядженні буде збільшуватися, при розряджені - зменшуватися.

12. Що таке "кипіння" акумулятора?

Йде електроліз електроліту, на катоді виділяється водень, на аноді – кисень (гримучий газ). Створюється уявлення, що електроліт кипить.

13. Що таке сульфатація пластин?

Це коли дрібнозернисті кристали $PbSO_4$ перетворюється у крупнозернисті.

14. Коли наступає сульфатація пластин?

14.1. Це спостерігається тоді коли довго не підзаряджати акумулятор.

14.2. Коли реле настроєно на малу напругу – 12V, а треба 14 – 14,3 V.

14.3. Коли оголяються пластини (виливається або випаровується електроліт і т. д.).

15. Як краще зберігати акумулятор?

Краще зберігати новий сухозаряджений акумулятор, заливши в нього 4% розчин борної кислоти; гірше – сухим; а ще гірше - з електролітом (буде йти саморозряд, треба підзаряджати).

16. Які домішки в електроліті небажані для акумулятора?

16.1. Механічні - пил, бруд, пісок, стружка та ін.

16. 2. Присутність кислот :соляної, азотної та ін. – вони розчиняють пластини.

16. 3. Присутність заліза та ін. металів – замикають пластини.

Вимоги до електроліту.

Акумуляторна сірчана кислота у відповідності із стандартом є особливим сортом контактної сірчаної кислоти, що містить 92-94 % моногідрату (тобто безводної сірчаної кислоти $SO_3 \cdot H_2O$). Технічні умови за стандартом допускають незначні (у частках проценту) домішки заліза, миш'яку, марганцю, соляної кислоти, оксидів азоту. Наявність домішок навіть у незначній кількості веде до саморозрядження акумулятора, зниженню його ємності, а інколи, до руйнування решіток і активної маси.

До особливо шкідливих домішок, що негативно впливають на пластини свинцевого (кислотного) акумулятора, відносять залізо і марганець. Означені метали можуть мати різні ступіні окислення, тому, відповідно до умов, можуть окислюватися або відновлюватися, що обумовлює появу локальних додаткових електричних струмів на пластинах.

Якщо у розчині сірчаної кислоти присутні домішки Fe^{3+} і Fe^{2+} , то процес їх взаємного перетворення визначається стандартним електродним потенціалом Fe^{3+}/Fe^{2+} = 0,771 В. Це означає, що іони Fe^{3+} будуть окислювати Pb^0 до Pb^{2+} (PbO_2/ Pb^{2+} = -0,126 В), зменшуючи активну масу аноду гальванічного елементу.

Процес, що відбувається на аноді у присутності Fe^{3+} , записується рівнянням:

$Pb^0 + Fe^{3+} + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\downarrow + Fe^{2+}$

Присутні у сірчаній кислоті катіони Fe^{2+} окислюються диоксидом свинцю PbO_2 PbO_2/ Pb^{2+} = 1,449 В, зменшуючи активну масу катоду гальванічного елементу.

Процес, що відбувається на катоді у присутності Fe^{2+} , записується рівнянням:

$PbO_2 + Fe^{2+} + 4H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\downarrow + 2H_2O + Fe^{3+}$

Утворені іони Fe^{3+} знову можуть окислювати свинець аноду, знижуючи
кількість його активної маси. У даному процесі має місце поступова реакція саморозрядки акумулятора, яка каталізується іонами Fe^{2+} і Fe^{3+}.

Сумарний процес каталітичного саморозрядження акумулятора записується рівнянням тотожним рівнянню розрядження кислотного акумулятора:

$$Pb^0 + PbO_2 + 4H^+ + 2SO_4^{2-} \rightarrow 2PbSO_4\downarrow + 2H_2O$$

Процес саморозрядження відбувається у акумуляторі і під час його роботи і у вимкнутому стані, прискорюючи його перехід до непрацюючого стану. Наприклад, присутність заліза у кислоті у кількості 0,5 % повністю розряджає акумуляторну батарею за 8-10 діб.

Дуже шкідливими домішками є кислоти – азотна, хлористоводнева, деякі органічні. Азотна кислота, як сильний окислювач, знижує електрохімічну активність негативних пластин, зменшуючи ємність акумулятора. Хлористоводнева і органічні кислоти викликають корозію пластин і передчасне їх руйнування. Домішки миш'яку та сурми сприяють розрядженню негативних пластин, що веде до зменшення ємності акумулятора.

Саморозрядження акумулятора інтенсивно збільшується при збільшенні температури. Домішки металів міді, ртуті, нікелю, олова та інших впливають на режим роботи акумулятора у меншій ступені. Присутність значних кількостей шкідливих домішок у акумуляторній кислоті може сприяти падінню ємності акумулятора до 50 % на добу. Більшість домішок попадає у кислоту під час її промислового добування, розливанні, пакуванні, експлуатації акумулятора, а також з води під час розведення кислоти. Для приготування електроліту необхідно використовувати тільки дистильовану воду. Густина електроліту зарядженого акумулятора у нашій зоні повинна бути 1,27 г/см^3.

ПАСПОРТ РОБОТИ

Реактиви, посуд, прилади, таблиці.

1. акумуляторна сірчана кислота
2. азотна кислота
3. хлористоводнева кислота
4. розчин нітрату срібла
5. розчин дифеніламіну
6. розчин сульфіду натрію
7. розчин роданіду амонію NH_4CNS.
8. штатив з пробірками
9. циліндр на 250 мл,
10. ареометр
11. акумулятор

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Визначення зовнішнього вигляду.

Кислота, яка перевіряється повинна бути прозорою і безбарвною. В ній не повинно бути осаду або частинок.

Дослід №2. Визначення густини кислоти.

Для визначення густини, кислоту, яка випробується, треба налити у циліндр ємністю 250 мл, занурити в неї сухий чистий ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра. Відлік ведеться зверху вниз з точністю 0,03.

Густина електроліту змінюється в залежності від ступені заряджения акумулятору. В результаті складних електрохімічних процесів під час заряджения густина електроліту підвищується, а під час розряджения – знижується. Межи густини електроліту під час заряджения залежить від кліматичних умов його роботи. Наприклад, в умовах низьких температур, щоб уникнути замерзання електроліту, потрібна підвищена його густина.

Шляхом досліду було знайдено, що електроліт з густиною 1,220 г/см^3 замерзає при температурі –34^{0}С; в той самий час електроліт з густиною 1,16 г/см^3 вже замерзає при температурі –16.

Дослід №3. Відкриття різних домішок.

Визначення хлористоводневої кислоти (іонів хлору CI^-) засновано на утворенні нерозчинного осаду AgCI. При незначних кількостях хлориду срібла спостерігають біле помутніння.

Для проведення досліду у пробірку налийте 1-2 мл кислоти, яку аналізуємо, додайте декілька крапель азотної кислоти і 2-3 краплини розчину нітрату срібла. Розчин різко змішайте і спостерігайте утворення осаду в випадку присутності іонів хлору. Напишіть рівняння реакції.

Визначення азотної кислоти (іонів NO_3^-) або азотного ангідриду засновано на утворенні забарвленої у синій колір сполуки, що є продуктом взаємодії азотної кислоти і дифеніламіну.

У пробірку налийте 1-2 мл кислоти, яку аналізуємо і 4-5 крапель розчину дифеніламіну у концентрованій сірчаній кислоті. Спостерігайте появу синього кольору при наявності азотної кислоти або її ангідриду.

Визначення заліза (іонів заліза Fe^{3+}) засноване на утворенні кривавочервоної сполуки $Fe(CNS)_3$ при взаємодії іонів заліза з роданідом амонію (NH_4CNS).

У пробірку налийте 2-3 мл кислоти, що аналізуєте, і додайте 2-3 краплини роданіду амонію. При наявності в електроліті іонів Fe^{3+} спостерігається червоне забарвлення розчину. Напишіть рівняння реакції.

Визначення іонів важких металів (Pb^{2+}, Ag^+ , Cu^{2+}) засновано на утворенні нерозчинних забарвлених сполук відповідних сульфідів при дії сірководню або сульфіду натрію.

У пробірку налийте 1-2 мл кислоти, яку аналізуєте, і додайте 1-2 мл сульфіду натрію. Йони важких металів визначаються сумарно. Потемніння

розчину і утворення темно-коричневого осаду вказує на присутність нерозчинних сульфідів.

Напишіть рівняння реакції у скороченій іонній формі.

По результатам дослідів зробить висновок, щодо придатності даної кислоти у якості акумуляторній.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Які прилади називаються акумуляторами?
2. Напишіть рівняння хімічних реакцій які мають місце під час зарядження та розрядження свинцевого акумулятора?
3. Напишіть рівняння хімічних реакцій які мають місце під час зарядження та розрядження залізо-нікелевого акумулятора?
4. Якої величини електричний струм використовують для зарядження акумулятора?
5. Як визначити, коли акумулятор заряджений?
6. Що краще: акумулятор “перезарядити” чи “недозарядити”?
7. Струмом якої величини (малої чи великої) треба підзаряджувати акумулятор?
8. Що таке сухозаряджений акумулятор?
9. Які перетворення здійснюються з катодними та анодними пластинками під час зарядження свинцевого і залізо-нікелевого акумуляторів?
10. Що таке кипіння акумулятора?
11. Що таке сульфатація пластин у свинцевому акумуляторі?
12. Чому у свинцевому акумуляторі негативно заряджених пластин на одну більш ніж позитивних?
13. Що таке ємність акумулятора і від чого вона залежить?
14. Як можна визначити ємність акумулятора?
15. Які домішки в акумуляторній кислоті є особливо шкідливими?
16. Які електрохімічні процеси на електродах сприяють порушенню роботи свинцевого акумулятора?
17. Якими якісними реакціями можна виявити у кислоті наявність домішок хлору і заліза?
18. Як впливають домішки хлороводневої, азотної та органічних кислот на пластини акумуляторів?
19. До якої величини напруження ведуть розрядку акумулятора?
20. Як буде змінюватись щільність електроліту при зарядці і розрядці акумулятора?
21. Які переваги та недолік свинцевого акумулятора у порівнянні з лужним?
22. Що означає надпис на акумуляторі 6СТ-55 А/год.

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ. МЕТОДИ ЗАХИСТУ ВІД КОРОЗІЇ

Мета роботи – ознайомлення студентів з основними типами корозії і способами захисту металів від корозії.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: -у чому сутність хімічної та електрохімічної корозії; фактори, що впливають на корозію; методи захисту металів від корозії.
Студент повинен вміти: - визначити тип корозії; описати катодні і анодні процеси електрохімічної корозії; вибрати найбільш ефективні методи захисту металів від корозії.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Майже всі метали у техніці є неоднорідними і наявність у них різних домішок веде до виникнення на поверхні великої кількості мікрогальванічних пар. Роль електроліту виконує гігроскопічна волога, що утворює на поверхні металу плівки товщиною у декілька десятків молекулярних шарів.

Той компонент окисленого середовища, який здатний поглинати загублені металом електрони, називається **деполяризатором**.

Якщо деполяризаторами є катіони водню, то має місце воднева деполяризація, а якщо атоми кисню – киснева деполяризація.

Захист від корозії здійснюється різними способами в залежності від природи металу, його призначення та умов експлуатації. З одного боку, збільшують корозійну стійкість металу; з другого – знижують корозійну стійкість навколишнього середовища.

До основних методів захисту металів можна віднести такі: захисні покриття (неметалеві, металеві та хімічні); захист електричним струмом (електрохімічний), одержання сплавів, зміна агресивності середовища тощо.

Захисні покриття. Неметалеві – покривання поверхні металів фарбою, лаком, емаллю, смолою тощо.

Металеві – покривання одних металів іншими, можна здійснювати 4 способами:

1. Гальванічний спосіб.
2. Гарячий спосіб.
3. Спосіб металізації.
4. Спосіб алітірування.

В залежності від положення металів у ряді напруги, розрізняють анодне і катодне.

У випадку анодного покриття метал, що виконує роль покриття, має меншу величину стандартного електродного потенціалу, ніж метал, який підлягає захисту (наприклад, оцинковане залізо).

У випадку катодного покриття стандартний електродний потенціал покриття більший, ніж потенціал основного металу (наприклад, вилуджене залізо).

Хімічні – це покривання поверхні металу шаром оксидів або солей. Наприклад оксидування (вороніння) – утворення оксидів FeO, Fe_2O_3, AI_2O_3 тощо; фосфатування – утворення солей ортофосфорної кислоти $Fe(H_2PO_4)_2$, $Mn(H_2PO_4)_2$; пасивування поверхні металів йде під впливом концентрованої азотної кислоти.

Протекторний захист від корозії здійснюється шляхом прикріплення більш активного металу до конструкції, через певну відстань.

Захист електричним струмом (електрохімічний) застосовується для зменшення корозії підземних споруд. Ділянка, що потребує захисту, підключається до катоду зовнішнього джерела постійного струму, а анодом є брухт.

Дуже ефективним захистом є зміна складу метала за рахунок введення до його складу спеціальних легуючих домішок. Наприклад, нержавіючі сталі (вводять до складу сталі хром, марганець, нікель, вольфрам, молібден).

Зміна складу агресивного середовища.

Це досягається введенням у склад середовища речовин (інгібіторів), які уповільнюють корозію.

Інгібітори дають можливість знижувати швидкість взаємодії металу з агресивним середовищем. Інгібітори широко застосовуються у різних випадках. Під час кислотного травлення, з метою розчинення ржи, знімання оксидних плівок, вилучення накипу тощо, введення таких інгібіторів як УНЧ, ПБ-5, уротропіну $(CH_2)_6N_4$ або тіосечовини $(NH_2)_2CS$ у кількості 0,1-1% дозволяє у сотні разів уповільнити швидкість розчинення самого металу. Для зменшення ржавіння металу у воді та нейтральних розчинах електролітів застосовують бензоат натрію C_6H_5COONa або деякі аміни та їх азотистокислі солі.

ПАСПОРТ РОБОТИ

1. Сірчана кислота.
2. Хлористоводнева кислота.
3. Розчин хлориду барію.
4. Спиртовий розчин фенолфталеїну.
5. Спиртовий розчин йоду у йодиді калію.
6. Розчин уротропіну.
7. Метали: цинк, алюміній, магній, залізо, мідь.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Корозія у розчинах електролітів.

Налийте у пробірку 2-3 мл 15% розчину хлориду натрію і 2-3 краплі фенолфталеїну і додайте відповідно до робочого місця такі матеріали:

1.Алюмінієву стружку.

2. Магнієву стружку.

3. Гранулу цинку.

4.Залізну стружку.

Підігрійте вміст означених пробірок. Спостерігайте зміну кольору розчину у пробірках. Напишіть відповідні рівняння хімічних реакцій.

Дослід 2. Вплив утворення гальванічної пари на процес розчинення металу у кислоті.

У 1-2 мл розчину сірчаної кислоти помістіть:

1. – гранулу цинку.

2. – магнієву стружку.

3. – алюмінієву стружку.

4. – залізну стружку.

Спостерігайте зміни, що мають місце під час реакції. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Гальванокорозія під час контакту двох металів.

До 1-2 мл хлористоводневої кислоти додайте:

1. – цинкову пластинку, обмотану мідним дротом.

2. – алюмінієвий дріт, обмотаний мідним дротом.

3. – залізний дріт, обмотаний мідним дротом, систему підігріти.

4. – залізний дріт, обмотаний алюмінієвим дротом.

Поясніть механізм роботи відповідної гальванічної пари. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Захист металів від кислотної корозії за допомогою інгібіторів (уповільнювачів корозії).

У пробірку налийте 2-3 мл хлористоводневої кислоти і додайте:

1. – магнієву стружку.

2. – алюмінієву стружку (підігріти).

3. – гранулу цинку (підігріти).

4. – залізну стружку (підігріти).

Спостерігайте виділення водню.

Потім додайте 1 мл спиртового розчину йоду у йодиді калію.

Порівняйте інтенсивність виділення водню. Зробіть висновок, щодо ролі даного інгібітору. Напишіть рівняння реакції.

КОНТРОЛЬНІ ПИТАННЯ

1. Що таке корозія металів?
2. В чому суть хімічної корозії? Приклади.
3. В чому сутність електрохімічної корозії? Приклади.
4. Що таке воднева та киснева деполяризація?
5. Які найважливіші методи захисту металів від корозії?
6. Що таке анодний і катодний захист металів від корозії?
7. Що таке інгібітори?
8. Чому хімічно чисті метали розчиняються у кислотах гірше, ніж технічні?
9. В чому суть протекторного захисту металів від корозії?
10. Що таке електричний захист металів від корозії?

ВЛАСТИВОСТІ СПЛАВІВ

Мета роботи – практичне ознайомлення з найбільш розповсюдженими окислювачами і відновниками, з різними типами окисно-відновних реакцій, з методами складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

ВИМОГИ ДО ЗНАНЬ ТА УМІНЬ

Студент повинен знати: що таке окислення та відновлення; які речовини є окисниками та відновниками; на які групи ділять окисно-відновні реакції.

Студент повинен вміти: складати рівняння окисно-відновних реакцій; провести хімічний дослід та пояснити спостереження, зробити висновок.

ОБЛАДНАННЯ ТА МАТЕРІАЛИ

Речовини колекції «Метали і сплави», магніт. Розчини сірчаної кислоти, NaOH, NaCl (3%). Мікрошпатель. Піпетка. Порцелянова чашка. Пробірки. Пластинки сталі розміром приблизно 2х2 см. Дрібний наждачний папір. Дистильована вода для ополіскування зачищеної поверхні металу (з обох сторін). М’яка гумка. Фільтрувальний папір, сушильна шафа, для

висушування зразків. Сульфатна кислота 7,5% -ної концентрації. Аналітичні або електричні терези (точність зважування до четвертого знаку після коми). Стакани ємністю 200-250 мл.

ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

Метали в розплавленому стані розчиняються один в одному і при охолодженні утворюється **твердий розчин – або сплав**.

Сплави – це системи із двох або більше металів, а також металів і неметалів. Основою сплавів служать такі метали як залізо, мідь, алюміній, магній, титан. Із неметалів важливими компонентами є вуглець, бор, кремній та ін.

Нині деякі сплави готують методом порошкової металургії. Беруть суміш металів у вигляді порошків, пресують її під великим тиском і спікають при високій температурі у відновлювальному середовищі. Таким способом отримують надтверді сплави. *Сплави за фізичними властивостями відрізняються від вихідних металів: вони тверді, гірше проводять електричний струм і теплоту.* Як правило *домішки знижують температуру плавлення* твердих тіл, тому сплави плавляться при нижчій температурі, як чисті метали. Температура плавлення свинцю 328°С, олова 232°С, а сплав свинцю (1 частина) і олова (2 частини) плавиться при 181°С, тобто значно нижчій температурі, ніж чисті метали.

Сплав, що складається з міді (99%) і берилію (1%) твердіший за мідь у сім разів. Відомо, що цинк, мідь і алюміній за звичайних умов не взаємодіють з водою. Сплав, який містить мідь (50%), алюміній (45%) і цинк (5%), за таких умов вступає в реакцію з водою з виділенням водню.

Домішки металів затрудняють переміщення вільних електронів внаслідок чого знижується електропровідність металів.

Сплави бувають тверді та м’які, тугоплавкі, легкоплавкі, жаростійкі, кислотостійкі, стійкі до дій лугів.

Сучасна техніка використовує більше 5000 сплавів. Особливо виділяються ***алюмінієві сплави***:

1) дюралюміни (від французького слова dur – твердий і aluminium – твердий алюміній). Дюралюміни в своєму складі можуть містити: а) 1,4–13% Cu; б) 0,4–2,8% Mg; в) 0,2–1% Mn; г) 5–7% Zn; д) 0,8–1,8%Fe; е) 0,02–0,35% Ti, іноді 0,5–6% Si. Дюралюміни міцні і легкі, теплопровідні, корозійно стійкі використовують в авіабудуванні для виготовлення деталей турбореактивних двигунів;

2) магналії – сплави алюмінію з великим вмістом магнію (5–13%), Mn (0,2–1,6%), Ni (1,75–2,25%), Be (до 0,15%), Ti (до 0,2%), Zr (0,2%) іноді Zn (3,5–4,5%). Магналій відрізняються високою міцністю і стійкістю до корозії в прісній і навіть в морській воді, стійкі до кислот. Застосовують для виготовлення арматури будівельних споруд, деталей холодильних установок, декоративних побутових предметів, в авіа-, судно- і машинобудуванні;

3) силуміни – сплави на основі алюмінію з високим вмістом Si. До складу силумінів входять: Si (3–26%), Cu (1–4%), Mg (0,2–1,5%), Mn (0,2–0,9%), Ni (0,8–2%) іноді Zn (2–4%), Cr (0,1–0,4%), Ti (0,05–1,5%) та ін. Силуміни

використовують в авіабудуванні, вагонобудуванні, автомобілебудуванні, будівництві сільськогосподарських машин, деталі коліс, корпусів і деталей приладів;

4) САП – сплав Al і Al_2O_3 (20–22%) володіє підвищеною стійкістю до окиснення, незмінний там, де температура експлуатації перевищує 400°С.

Широко застосовуються ***сплави на основі міді – латуні і бронзи***. *Латунь містить до 45% цинку* (проста латунь). *Спеціальні латуні крім міді і цинку містять залізо, алюміній, олово, кремній*. З неї виготовляють труби для конденсаторів і радіаторів, деталі механізмів, в суднобудуванні завдяки високій корозійній стійкості. Латунь з високим вмістом міді через свою подібність до золота використовують для ювелірних і декоративних виробів.

Бронза – це сплави міді з іншими речовинами: *Cu–Sn, Cu–Al (5–10%), Cu–Pb (33%), Cu–Si (4%)* використовують для виготовлення деталей машин, посуду. Для виготовлення електронагрівальних приладів використовують сплав *ніхром (Ni (67%), Cr (15%), Fe (16%), Mn (1,5%)).*

Для авіації застосовують *легкі сплави за основі магнію, титану, алюмінію*. Для металообробної промисловості з використанням вольфраму, кобальту, нікелю. В електротехніці – сплави на основі міді. *Потужні магніти – продукти взаємодії Кобальту, Самарію та інших рідкоземельних елементів*. Для машинобудування необхідні сплави легкі, нерозчинні в кислотах, стійкі в агресивних газових середовищах, теплопровідні, магнітні або немагнітні. Для медицини, зокрема хірургії і протезування, крім стійкості до мікроорганізмів, окиснення, сплави повинні «зростатися» з людським організмом.

Чавун – це сплав заліза, в якому міститься більше 1,7 % Карбону, а також домішки Силіцію, Мангану, Сульфуру, Фосфору. Він твердіший за залізо, крихкий, не піддається куванню і прокатуванню і розбивається внаслідок удару. Розрізняють два види чавуну: сірий і білий.

Сірий чавун (ливарний) містить *Карбон у вигляді графіту* і на зломі має сірий колір. У техніці він застосовується для відливання важких частин машин, маховиків, плит, труб, ґрати для мостів, хімічної апаратури.

Білий чавун (переробний) містить *Карбон у складі цементиту* Fe_3C світліший за сірий. Цей чавун переробляють на сталь.

Домішки Сульфуру надають чавуну червоноломкість (виникнення тріщин при гарячій механічній обробці), а Фосфору – холодноломкість (крихкість при обробці за звичайних умов).

Сталь – це сплав заліза, вміст Карбону в якому від 0,3 до 1,7%.

Сталь на відміну від чавуну легко піддається куванню і прокатуванню. При швидкому охолодженні вона виходить дуже твердою, при повільному – м’якою. М’яку сталь легко обробляти. Конструкційні сталі мають високу міцність і пластичність, добре обробляються тиском, різанням, зварюються. Інструментальні сталі мають високу міцність, твердість, стійкі до корозії. З них виготовлять деталі газових турбін, реактивних двигунів, ракетних установок. З магнітних сталей роблять магнітне обладнання.

Для добування легованих сталей, до них додають легуючі елементи, які надають сталі певних властивостей, підвищують твердість і температуростійкість. Так, хромомолібденові і хромованадієві сталі застосовують для виготовлення трубопроводів і деталей компресорів у реактивних двигунах, що працюють при високому тиску і температурі. З хромовольфрамових сталей виготовляють інструменти, які працюють при великих швидкостях і високих температурах. Марганцевисті сталі дуже стійкі до тертя та удару. Хромонікелеві сталі мають високу механічну міцність, жаростійкі та стійкі проти корозії, з них виготовляють деталі машин та предмети домашнього вжитку.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

1.Розгляньте видані вам зразки металів і сплавів. Досліджуйте колір поверхні сплавів заліза, їх твердість, властивість притягатися магнітом. Зверніть увагу на характер поверхні зламу чавуну і високовуглецевої сталі.
Подібність між самим алюмінієм і його сплавами: сріблястий блиск, висока електропровідність, висока теплопровідність, легкість (мала щільність).
Відмінності: Al - м'який метал; сплави найчастіше тверді.
Заповнимо таблицю:

Назва сплаву	Склад сплаву	Застосування
чавун ливарний	C: 3,7—4,2% Si: 2,26—2,75% Mn: 0,51—0,90% P: 0,11—0,30% S: 0,04%	виробництво сталі, виливок чавунних деталей машин
сталь мартенівська	C: 0,14—0,22% Si: 0,12—0,30% Mn: 0,40—0,65% P: не более 0,050% S: не более 0,055%	виготовлення деталей машин і у вигляді напівфабрикатів
хромонікелева сталь (нержавіюча та кислотостійка)	C: 0,06% Si: 0,50—1,0% Mn: 1,0—2,0% P: 0,030% S: 0,020%	виготовлення деталей машин і у вигляді напівфабрикатів
силумін	8—10,5% Si 0,17—0,3% Mg 0,25—0,5% Mn	для відливання деталей (поршні, коробки швидкостей)
дуралюміній	3,8—4,8% Cu 0,4—0,8% Mg 0,4—0,8% Mn	для обшивки літаків, автобусів

***** Вартість металу при здаванні на металобрухт, витраченого на виготовлення монет номіналом від 1 до 10 копійок, вище, ніж вартість того, что можно придбати за ці монети.

	Номінал монет	**Кількість монет в 10 грн**	**Вага**	**Вартість металу при здаванні на металобрухт**
1	1 коп	1000	1,5 кг нержавіючої сталі	27 грн
2	2 коп	500	0,320 кг алюмінієвого сплава	19 грн
3	5 коп	200	0,860 кг нержавіючої стали	15 грн
4	10 коп	100	0,170 кг алюмінієвої бронзи	11 грн
5	25 коп	40	0,116 кг алюмінієвої бронзи	7 грн
6	50 коп	20	0,084 кг алюмінієвої бронзи	5 грн
7	1 грн	10	0,071 кг латуні	4 грн

* Розмінні монети номіналом 50 копійок введені в обіг з 2 вересня 1996 року. Роки випуску: 1992, 1994, 1995, 1996, 2001, 2006, 2007, 2008, 2009, 2010. Монети 1995 р зустрічаються в обороті рідко. Монети 1992, 1994, 1995 і 1996 рр. виготовлені на Луганському верстатобудівному заводі. З 2001 р монети виготовляються на Банкнотно-монетному дворі НБУ. Монети, виготовлені на Луганському верстатобудівному заводі, виготовлені *з латуні*, на Банкнотно-монетному дворі НБУ - *з алюмінієвої бронзи*. Розміри і вага цих монет не відрізняються. Розмінні монети номіналом 50 копійок *з низьковуглецевої сталі з гальванічним покриттям* введені в обіг з 1 жовтня 2013 року. Роки випуску: 2013, 2014, 2015 року, 2016. Основною передумовою для зміни матеріалу заготовок послужила економія і впровадження новітніх технологій. Зокрема, відмова від використання дорогого кольорового металу при виготовленні монет зменшила собівартість 50-копійчаної монети, яка до цього карбувалася з алюмінієвої бронзи. Ні розміром, ні вагою нові монети від старих не відрізняються.

2.Корозійне випробування металів і сплавів.

До найважливіших кількісних показників корозії металів належить:

- **Масометричний показник** – це зміна маси зразка металу (Δm, г) внаслідок корозії за одиницю часу (τ, годин) на одиниці поверхні (S, м^2). При зменшенні маси зразка його обчислюють із співвідношення:

$$K_m^- = \frac{m_0 - m}{S \cdot \tau}; \quad \frac{г}{м^2 \cdot год}$$

Експериментально визначена величина масометричного показника дозволяє у разі рівномірної корозії обчислити інші важливі показники – глибинний, об'ємний і струмовий.

- **Глибинний показник** – це глибина проникнення корозії (h, мм) у метал за одиницю часу (τ, рік):

$$K_h = \frac{h}{\tau}, мм/рік$$

Зв'язок між K_h і K_m можна отримати на підставі наступних міркувань (рис.7).

Позначимо через h глибину проникнення корозії, а площу поверхні – через (S).

Тоді зменшення маси зразка буде:

$$\Delta m = S \cdot h \cdot \rho;$$

де ρ – густина металу, г/см^3 а глибина проникнення корозії стане:

$$h = \frac{\Delta m}{S \cdot \rho};$$

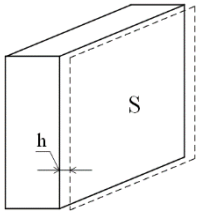


Рис.1. Схема корозії металу для визначення глибинного показника

Останнє підставимо у вираз для глибинного показника:

$$K_h = \frac{\Delta m}{S \cdot \tau \cdot \rho};$$

Для того, щоб застосовувати K_m в $\frac{г}{м^2 \cdot год}$ і ρ в г/см^3 та отримувати K_h в мм/рік необхідно застосувати відповідні множники:

$$K_h = \underset{\frac{г}{м^2 \cdot год}}{K_m^-} \cdot \frac{\overset{Число\ годин\ у\ році}{8760}}{\underset{г/см^3}{\rho} \cdot 1000}, мм/рік$$

За значенням глибинного показника корозії створена 10-ти бальна шкала корозійної стійкості металів, яка дозволяє охарактеризувати корозію групою і балом стійкості (табл.1). Вона застосовується на практиці при підборі металів в практичних та конструкторських роботах. Наприклад, треба визначити, який припуск необхідно взяти для труби, яка має 5 бал корозійної стійкості у середовищі експлуатації , для забезпечення її роботи протягом 15 років. Оскільки при цьому K_h =0,05 – 0,1 мм/рік, то товщину припуску слід взяти у межах 0,75 – 1,5 мм.

Табл.1

Десятибальна шкала корозійної стійкості металів

Група стійкості	Глибинний показник корозії, K_h, мм/рік	Бал стійкості
I Цілковито стійкі метали	Менш 0,001	1
II Дуже стійкі метали	0,001– 0,005 0,005 – 0.01	2 3
III Стійкі метали	0,01 – 0,05 0,05 – 0,1	4 5
IV Відносно стійкі метали	0,1 – 0,5 0,5 – 1,0	6 7
V Малостійкі метали	1,0 – 5,0 5,0 – 10,0	8 9
VI Нестійкі метали	Більше 10,0	10

2.1.Пластину металу (Fe, Al, Zn) з виміряною загальною площею поверхні зачищають дрібним наждачним папером, промивають у струмені водопровідної води з одночасним потиранням м'якою гумкою, ополіскують дистильованою водою, промокають фільтрувальним папером і висушують у сушильній шафі.

Охолоджений до кімнатної температури зразок зважують на аналітичних терезах (m_0) і на скляному гачку завішують у 7,5% розчин сульфатної кислоти, попередньо залитий у стакан ємністю 200 мл.

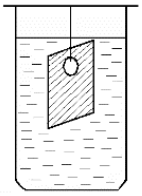


Рис.2. Визначення масометричного показника корозії

Після випробування протягом 1 – 1,5 години зразок виймають з розчину кислоти, промивають у струмені водопровідної води з потиранням поверхні м'якою гумкою, ополіскують дистильованою водою, промокають фільтрувальним папером і висушують у сушильній шафі.

Охолоджений зразок металу зважують на аналітичних терезах (m) і визначають зменшення його маси внаслідок корозії ($\Delta m = m_0 - m$).Обчислюють масометричний показник кислотної корозії металу K_m^-, г/м^2 · год і на його основі – глибинний показник (K_h) . Далі визначають групу і бал стійкості металу по 10 – ти бальній шкалі.

Результати записати до таблиці.

№ зразка	Назва металу	Вага до випробування	Вага після випробування	Масометричний показник кислотної корозії металу K_m^-, г/м^2 · год	Глибинний показник (K_h)	Группа стійкості	Бал стійкості

Зробити висновок про корозійну стійкість металів і сплавів.

Питання для самоконтролю

1. Назвіть сплави, які мають найбільш поширене застосування.

2. Охарактеризуйте найбільш уживані сплави за фізичними властивостями.

3.Які легуючі елементи посилюють корозійну стійкість сплавів?

4.Поясніть прикладами, як впливають легуючі елементи на властивості сплавів.

5.Як впливає середовище на корозійну стійкість сплавів?

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Базова

1.Хімія / В.П. Басов, В.М. Родіонов. – К.:Каравела, 2005. – 320 с.
2.Загальна хімія / О.І. Карнаухов, В.А. Копілевич, Д.О.Мельничук та ін. – К.: Фенікс, 2005. – 840 с.
3.Загальна хімія / О.І. Буря, М.Ф. Повхан, О.П. Чигвінцева та ін. – Дн.: Наука і освіта, 2002. – 306 с.
4.Кириченко В.І. Загальна хімія / В.І. Кириченко. – К.: Вища школа, 2005. – 639 с.
5.Органічна хімія / Ю.Ю. Ластухін, С.А. Воронов. – Львів: Центр Європи, 2001. – 863 с.

Допоміжна

1.Основи загальної хімії / В.С. Телегус ,О.І. Бодак, О.С. Заречнюк та ін. – Львів: Світ, 2000. – 424 с.
2.Теоретичні розділи загальної хімії / Л.Г. Рейтер, О.М. Степаненко, В.П. Басов. – К.: Каравела, 2006. – 304 с.
3.Загальна та неорганічна хімія / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовський та ін. – К.: Педагогічна преса, 2000. – 783 с.

ІНФОРМАЦІЙНІ РЕСУРСИ

1. Бібліотека ТДАТУ (адреса: м. Мелітополь, пр. Б.Хмельницького, 18)
2. Бібліотека ім. М.Ю. Лермонтова (адреса: м. Мелітополь, пл. Перемоги, 1)
3.Джерела Інтернету.
4. Навчально-інформаційний портал ТДАТУ: www. nip.tsatu.edu.ua
5. Сайт кафедри ПВБ: www. tsatu.edu.ua/pvb