

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
денної форми навчання
зі спеціальності 133 – Галузеве машинобудування,
освітньо-професійна програма «Галузеве машинобудування»)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2024

Методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт із навчальної дисципліни «Хімія» (для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти денної форми навчання зі спеціальності 133 – Галузеве машинобудування, освітньо-професійна програма «Галузеве машинобудування») / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. А. В. Скрипинець. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2024. – 52 с.

Укладач канд. техн. наук А. В. Скрипинець

Рецензент

І. С. Зайцева, кандидат хімічних наук, доцент кафедри хімії та інтегрованих технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій, протокол № 10 від 22 грудня 2023 р.

Методичні рекомендації призначені для здобувачів спеціальності 133 – Галузеве машинобудування. Подано вимоги до оформлення лабораторних робіт, зокрема методи виконання, рекомендації щодо обробки та аналізу отриманих даних.

ЗМІСТ

Вступ.....	4
Загальні правила виконання лабораторних робіт... ..	5
Правила техніки безпеки та перша допомога в разі виникнення нещасних випадків.....	5
Лабораторна робота № 1 Основні класи неорганічних сполук.....	6
Лабораторна робота № 2 Визначення молярної маси еквівалента складної речовини.....	13
Лабораторна робота № 3 Визначення теплових ефектів хімічних реакцій	18
Лабораторна робота № 4 Залежність швидкості хімічної реакції від концентрацій реагуючих речовин.	21
Лабораторна робота № 5 Хімічна рівновага.....	22
Лабораторна робота № 6 Приготування розчину заданої концентрації і встановлення його титру.....	24
Лабораторна робота № 7 Електролітична дисоціація. Реакції в розчинах електролітів.....	27
Лабораторна робота № 8 Гідроліз солей.....	30
Лабораторна робота № 9 Дисперсні системи. Колоїдні розчини.....	33
Лабораторна робота № 10 Окисно-відновні реакції.....	36
Лабораторна робота № 11 Гальванічні елементи.....	39
Лабораторна робота № 12 Корозія металів.....	42
Лабораторна робота № 13 Визначення карбонатної жорсткості води.....	45
Лабораторна робота № 14 Визначення агресивного діоксиду вуглецю....	47

ВСТУП

Метою цих рекомендацій є розвиток у студентів навичок наукового експериментування та дослідницького підходу до вивчення предмета і закріплення теоретичного матеріалу. Наведені рекомендації мають бути базою для вивчення основних спецдисциплін відповідно до програми навчання студентів зі спеціальності 133 – Галузеве машинобудування.

Рекомендації мають сприяти формуванню у студента уявлень про витоки і сучасність теоретичних передумов хімії; досягненню міцного й свідомого засвоєння провідних хімічних понять; розвитку в студентів навичок роботи в лабораторії і постановки хімічного експерименту.

ЗАГАЛЬНІ ПРАВИЛА ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

Методичні рекомендації є однією з найважливіших складових частин навчальної дисципліни «Хімія». Вони допомагають закріпленню лекційного матеріалу, сприяють розвитку навичок наукового експериментування, дослідницького підходу до вивчення хімії, логічного хімічного мислення.

Перед виконанням кожної лабораторної роботи студент повинен опрацювати відповідний розділ підручника, конспект лекцій та опис порядку проведення лабораторної роботи.

Під час підготовки до виконання лабораторної роботи та при оформленні звіту про виконану роботу всі записи необхідно заносити до лабораторного журналу, форму якого наведено далі (табл. 1).

Таблиця 1 – Форма ведення лабораторного журналу

Номер досліду	Назва та короткий зміст роботи	Спостереження	Рівняння реакцій. Розрахунки. Висновки
---------------	--------------------------------	---------------	----------------------------------------------

Під час проведення експерименту необхідно дотримуватися певних правил:

1. Досліди треба проводити в чистому посуді.
2. Не виливати надлишок реактиву з пробірки назад у реактивну склянку.
3. Сухі солі необхідно набирати чистим шпателем або ложечкою, до того ж надлишок реактиву не можна висипати назад у склянку.
4. Не можна плутати пробірки, піпетки або шпатели від інших склянок, оскільки в такий спосіб можна зіпсувати весь реактив у реактивній склянці.
5. Не можна забирати реактиви спільного користування на своє робоче місце.
6. Спрацьовані дорогі або рідкісні реактиви необхідно зливати в спеціально підготовлені для них склянки.

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ ТА ПЕРША ДОПОМОГА В РАЗІ ВИНИКНЕННЯ НЕЩАСНИХ ВИПАДКІВ

Працюючи в хімічній лабораторії, треба постійно пам'ятати про техніку безпеки. Необхідно дотримуватись деяких загальних рекомендацій:

1. Не можна брати речовини руками та куштувати їх на смак. Для визначення запаху речовин склянку треба тримати на відстані і спрямовувати повітря рухом руки від склянки до носа.
2. Досліди з концентрованими кислотами та лугами, отруйними та леткими речовинами треба проводити у витяжній шафі.

3. Під час додавання реактивів не можна нахилитися над отвором посудини для уникнення потрапляння бризок на обличчя та одяг.

4. Не можна нахилитися над рідиною, що нагрівається, для уникнення викиду. Під час нагрівання рідин у пробірках їх отвір треба направляти вбік від себе та оточуючих.

5. Під час розведення концентрованих кислот, особливо сірчаної, необхідно обережно вливати кислоту у воду!

6. З легкозаймистими рідинами не можна працювати поблизу нагрівальних приладів. У випадку спалахування займистих речовин треба погасити паливник, вимкнути електронагрівальні прилади, відставити посудину з вогненебезпечною речовиною і загасити пожежу.

При порушенні правил техніки безпеки в лабораторії трапляються випадки, що вимагають негайної медичної допомоги: порізи рук склом, опік їх гарячими предметами, кислотами, лугами. Необхідно пам'ятати основні правила першої допомоги:

1. У випадку поранення склом необхідно видалити осколки з рани, змазати край рани розчином йоду і перев'язати бинтом.

2. У випадку опіку рук або обличчя будь-якою речовиною треба змити її великою кількістю води, а потім або розведеною оцтовою кислотою (у випадку опіку лугом), або розчином соди (у випадку опіку кислотою), а далі знову водою.

3. У випадку опіку гарячою рідиною або гарячим предметом обпечену ділянку необхідно обробити свіжоприготовленим розчином перманганату калію, змазати обпечене місце маззю від опіків. Можна присипати опік содою і забинтувати.

4. У випадку хімічних опіків очей необхідно ретельно промити очі водою, використовуючи спеціальну ванночку, а потім звернутися до лікаря.

Лабораторна робота № 1

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Мета роботи – ознайомлення з класифікацією та номенклатурою неорганічних сполук.

Загальні рекомендації

Неорганічні речовини поділяють на прості речовини і сполуки, які своєю чергою поділяються на декілька класів за подібністю хімічної будови та властивостей (рис. 1).

Найважливішими класами неорганічних сполук за функціональними ознаками є оксиди, основи, кислоти, амфотерні гідроксиди і солі.

Оксидами називають бінарні сполуки елементів з киснем (киснем) (E_xO_y).

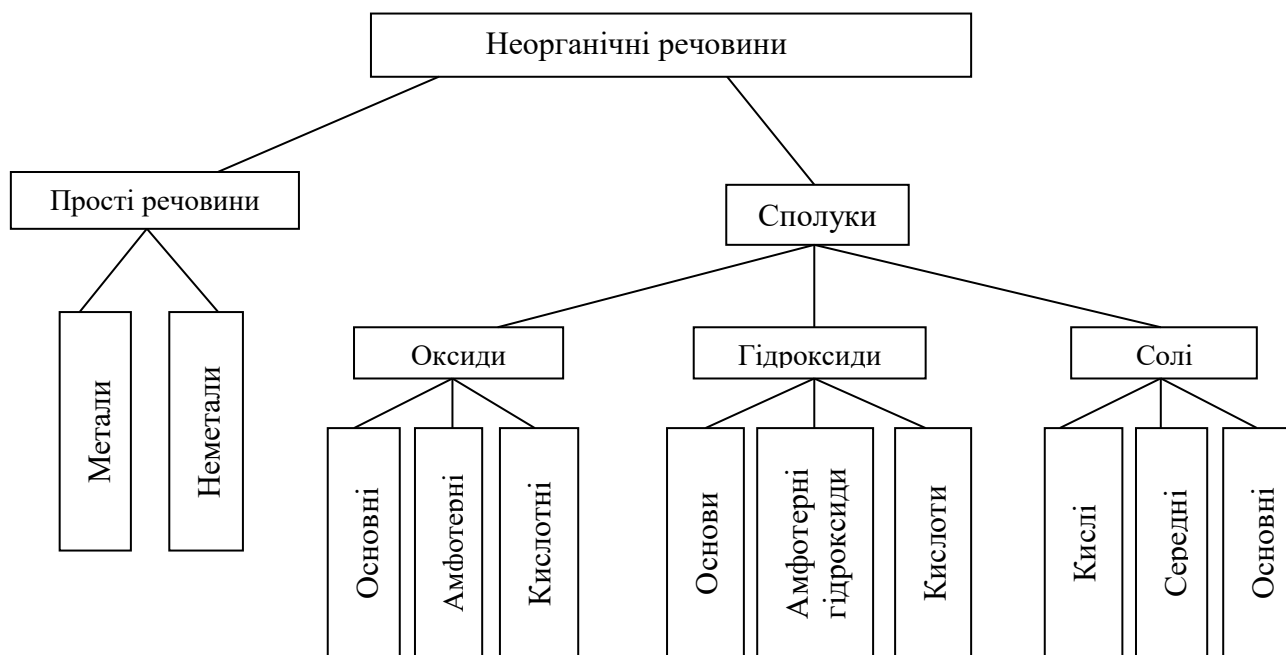


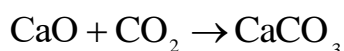
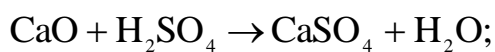
Рисунок 1 – Класифікація неорганічних речовин

За хімічними властивостями оксиди поділяють на солетворні й несолетворні. Солетворні – це такі оксиди, які в разі перебігу хімічних реакцій здатні утворювати солі. Несолетворні – це такі оксиди, які не здатні утворювати солей, наприклад: NO, N₂O, CO тощо (таких оксидів відомо мало).

Солетворні оксиди своєю чергою поділяються на основні, кислотні та амфотерні.

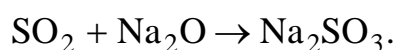
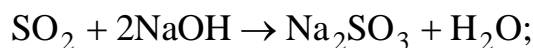
Основними оксидами називаються оксиди, гідроксиди яких є основами. До основних оксидів, як правило, належать оксиди типових металів (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Mg, Sr, Ba), а також d-металів у нижчих ступенях окиснення (CrO, MnO, FeO тощо).

Під час взаємодії з кислотами або кислотними оксидами вони утворюють солі:

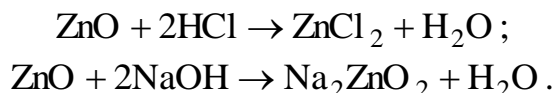


Кислотними оксидами називаються оксиди, гідроксиди яких є кислотами. Тому кислотні оксиди ще називаються ангідридами кислот. До них належать оксиди неметалів, наприклад: CO₂, SO₂, SO₃, а також металів зі змінною валентністю у вищих ступенях окиснення, наприклад: CrO₃, Mn₂O₇.

Під час взаємодії з основами або з основними оксидами вони утворюють солі:



Амфотерні оксиди залежно від умов виявляють властивості основних або кислотних оксидів, тобто утворюють солі при взаємодії як з кислотами, так і з основами:



До амфотерних належать оксиди деяких металів головних підгруп (Be, Al), а також оксиди багатьох d-металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окиснення (Al_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2 , Cr_2O_3 , PbO , ZnO).

Назви оксидів елементів, які мають постійний ступінь окиснення, згідно з номенклатурними правилами ІЮПАК, складаються з двох слів: назва хімічного елемента + слово «оксид» (MgO – магній оксид).

Якщо елемент утворює декілька оксидів, після назви елемента вказують його ступінь окиснення (римською цифрою в дужках): FeO – ферум(II) оксид.

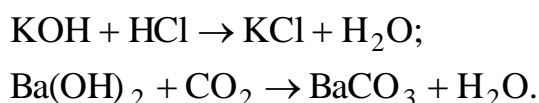
Називати оксиди можна також додаванням до слова оксид грецьких числівників: CO_2 – діоксид вуглецю.

Основами називають сполуки, до складу молекул яких входять атом металу або іон NH_4^+ і гідроксидні групи – OH^- , здатні заміщуватись на кислотний залишок. Число гідроксидних груп у молекулі основи відповідає валентності металу й обумовлює кислотність основи.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації основи – це електроліти, що дисоціюють у розчині з утворенням аніонів одного виду – гідроксид-іонів OH^- :



Характерною властивістю основ є їхня здатність взаємодіяти з кислотами й кислотними оксидами з утворенням солей:



Назви основ утворюють з назви катіона і слова «**гідроксид**». Якщо метал утворює декілька гідроксидів, ступінь його окиснення вказують римською цифрою в дужках: Cu(OH)_2 – купрум(II) гідроксид; Fe(OH)_3 – ферум(III) гідроксид.

Кислотами (кислотними гідроксидами) називають сполуки, які в своїх молекулах містять атоми Гідрогену (водню), здатні заміщуватися на атоми металів з утворенням солей.

З точки зору теорії електролітичної дисоціації кислоти – це сполуки, які під час дисоціації здатні відщеплювати катіони лише одного типу – H^+ .

Негативний іон, який утворюється в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох іонів Гідрогену (водню), називається кислотним залишком. Заряд його визначається числом іонів Гідрогену, що відірвалися від молекули.

За числом атомів Гідрогену (водню), здатних заміщуватися на метал з утворенням солей, кислоти поділяються на одноосновні (наприклад, азотна кислота або нітратна – HNO_3), двоосновні (сірчана або сульфатна кислота – H_2SO_4 , вугільна або карбонатна кислота – H_2CO_3), триосновні (ортофосфорна або ортофосфатна кислота – H_3PO_4).

За наявністю Оксигену (кисню) у складі молекули кислоти поділяються на оксигеновмісні (наприклад, H_2SO_4 , HNO_3) і безоксигенні (наприклад, HBr , H_2S).

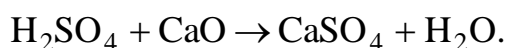
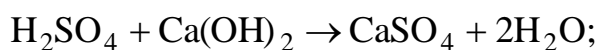
За міжнародними номенклатурними правилами назви оксигеновмісних кислот утворюють від кореня латинської назви кислотоутворюючого елемента, суфіксів – **-ат-** (вищий ступінь окиснення) або – **-ит-** (нижчий ступінь окиснення), а також закінчення – **-на** і слова «кислота». Якщо елемент може виявляти більше ніж два ступені окиснення в оксигеновмісних кислотах, то вживають префікси **гіпо-** – (найнижчий ступінь окиснення) і **пер-** – (найвищий). Наприклад, HClO – гіпохлоритна, HClO_4 – перхлоратна.

У полікислотах число атомів кислотоутворюючого елемента позначається грецьким префіксом. Назви безоксигенних кислот містять суфікс **-ид**. Кислоти, утворені елементом з певним ступенем окиснення, які відрізняються між собою числом молекул води, розрізняються за префіксами в назві кислоти: до назви найбагатшої на воду кислоти додають префікс **орто-** – до назви найбіднішої – **мета-**. Наприклад, H_3PO_4 – ортофосфатна, HPO_3 – метафосфатна.

Деякі кислоти мають поширені побутові (тривіальні) назви. Наприклад, HCl – соляна кислота, HNO_3 – азотна, H_2SO_4 – сірчана, H_2CO_3 – вугільна.

Назви деяких кислот та їхніх кислотних залишків наведено в таблиці 2.

Характерними властивостями кислот є їхня здатність взаємодіяти з основами й основними оксидами з утворенням солей:



Амфотерні гідроксиди – це сполуки, під час дисоціації яких можуть утворюватись як іони H^+ , так і іони OH^- , тобто це гідроксиди, які проявляють як основні, так і кислотні властивості залежно від природи другого компонента, що бере участь у кислотно-основній взаємодії.

Таблиця 2 – Деякі кислоти та їхні залишки

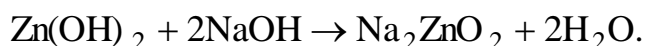
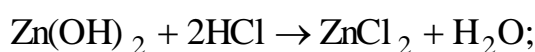
Кислота		Кислотний залишок	
Формула	Назва	Формула	Назва
1	2	3	4
HF	Фторидна, фтороводнева, плавікова	F ⁻	Фторид-іон
HCl	Хлоридна, хлороводнева, соляна	Cl ⁻	Хлорид-іон
HBr	Бромідна, бромоводнева	Br ⁻	Бромід-іон
HI	Іодидна, іодоводнева	I ⁻	Іодид-іон
HCN	Ціанідна, ціановоднева	CN ⁻	Ціанід-іон
HNO ₃	Нітратна, азотна	NO ₃ ⁻	Нітрат-іон
HNO ₂	Нітритна, нітратна(III), азотиста	NO ₂ ⁻	Нітрит-іон
H ₂ S	Сульфідна, сірководнева	HS ⁻	Гідрогенсульфід-іон, гідросульфід-іон,
		S ²⁻	Сульфід-іон
H ₂ SO ₄	Сульфатна, сірчана	HSO ₄ ⁻	Гідрогенсульфат-іон, гідросульфат-іон
		SO ₄ ²⁻	Сульфат-іон
H ₂ SO ₃	Сульфитна, сульфатна(IV), сірчиста	HSO ₃ ⁻	Гідрогенсульфіт-іон, гідросульфит-іон
		SO ₃ ²⁻	Сульфит-іон, сульфат (IV)-іон
H ₂ CO ₃	Карбонатна, вугільна	HCO ₃ ⁻	Гідрогенкарбонат-іон, гідрокарбонат-іон
		CO ₃ ²⁻	Карбонат-іон
H ₂ SiO ₃	Силікатна, кремнієва	HSiO ₃ ⁻	Гідрогенсилікат-іон, гідросилікат-іон
		SiO ₃ ²⁻	Силікат-іон

Продовження таблиці 2

1	2	3	4
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна, ортофосфорна	H ₂ PO ₄ ⁻	Дигідрогенфосфат-іон, дигідрофосфат-іон
		HPO ₄ ²⁻	Гідрогенфосфат-іон, гідрофосфат-іон
		PO ₄ ³⁻	Фосфат-іон, ортофосфат-іон
HMnO ₄	Перманганатна, марганцева	MnO ₄ ⁻	Перманганат-іон, манганат (VII)-іон
CH ₃ COOH	Ацетатна, оцтова	CH ₃ COO ⁻	Ацетат-іон

До амфотерних гідроксидів належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (Be, Al), а також багатьох металів побічних підгруп періодичної системи елементів у проміжних ступенях окиснення: Zn(OH)₂, Sn(OH)₂, Pb(OH)₂, Mn(OH)₂, Fe(OH)₂, Cr(OH)₃, Al(OH)₃, Bi(OH)₃.

Під час взаємодії з кислотами амфотерні гідроксиди проявляють властивості основ, а під час взаємодії з основами – властивості кислот:

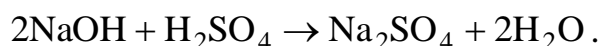


Назви амфотерних гідроксидів утворюються подібно до назв основ: Zn(OH)₂ – цинк гідроксид.

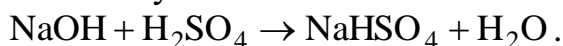
Солі можна розглядати як продукти повного чи часткового заміщення атомів Гідрогену (водню) у кислотах на атоми металів або як продукти повного чи часткового заміщення гідроксидних груп в основах на кислотні залишки.

Розрізняють такі типи солей: нормальні, або середні, кислі та основні.

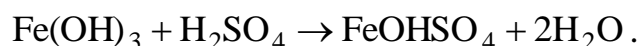
Нормальні солі – це продукти повного заміщення атомів Гідрогену (водню) кислоти на атоми металу:



Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів гідрогену (водню) в молекулі кислоти на атоми металу:



Основні солі – це продукти неповного заміщення гідроксильних груп у молекулі багатокислотної основи або амфотерного гідроксиду на кислотні залишки:



Можна вважати, що молекула солі утворюється із залишків основи і залишків кислоти.

За міжнародними номенклатурними правилами назва солі складається з назви металу та латинської назви кислотного залишку. Наприклад, Na_2SO_4 – натрій сульфат.

У назві кислих солей до латинської назви аніона додають числівник, що відповідає числу атомів Гідрогену (водню) в молекулі кислоти і префікс «гідроген» («гідро»). Наприклад, Na_2HPO_4 – натрій гідрогенфосфат, NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенфосфат.

У назвах основних солей до назви катіона додають грецький числівник (ди, три...), який вказує на кількість незаміщених груп OH і префікс «гідроксо-»: $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$ – гідроксоферум(II) хлорид, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – дигідроксоалюміній нітрат.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Зміна забарвлення індикаторів у розчинах кислот і лугів.

Налити в три пробірки дистильовану воду і краплями додати розчин лакмусу до появи помітного забарвлення. У першу пробірку додати кілька крапель кислоти, у другу – лугу, третя пробірка є контрольною. Спостерігати змінення забарвлення індикатора лакмусу.

Такий самий дослід провести з індикаторами: метилоранжем та фенолфталеїном.

Заповнити таблицю 3.

Таблиця 3 – Результати спостережень

Індикатор	Забарвлення індикатора		
	у воді	у кислоті	у лузі
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеїн			

Дослід 2. Добування кислот і їхні властивості.

1. У пробірку насипати невелику кількість сухого натрій ацетату і змочити розбавленим розчином сірчаної кислоти. За запахом визначити речовину, яка утворилась. В отвір пробірки, не торкаючись до стінок, помістити лакмусовий папірець. Що в цей час спостерігається?

2. *Взаємодія кислот з металами.* У три пробірки налити розчини сірчаної, соляної та оцтової кислот. У кожен пробірку опустити по кілька гранул цинку. Спостерігати виділення газу.

Дослід 3. Добування і властивості основ.

1 *Взаємодія гідроксидів із солями.* У три пробірки налити невеликі кількості розчинів купрум(II) сульфату, ферум(III) хлориду і ферум(II) сульфату. До розчинів додати такі самі об'єми 10%-го розчину натрій гідроксиду. Зазначити забарвлення новоутворених осадів.

2 *Реакція купрум(II) гідроксиду.* Купрум(II) гідроксид з попереднього дослідження помістити у дві пробірки. В одну з них додати розчин сірчаної кислоти й перемішати, а іншу пробірку нагрівати до появи чорного осаду.

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. Скласти рівняння електролітичної дисоціації кислоти й лугу. Які іони зумовлюють зміну забарвлення індикатора?

Досліди 2, 3. Скласти рівняння реакцій.

Питання для самоперевірки

1. Визначити характер оксидів: CaO, MgO, Al₂O₃, PbO₂, SO₂, SO₃, CO₂, Pb₂O₅.

Які з них будуть взаємодіяти між собою? Написати рівняння відповідних реакцій.

2. Скласти формули вищих оксидів Сульфуру (сірки), Алюмінію, Мангану (марганцю), Нітрогену (азоту), Силіцію (кремнію). Назвати ці оксиди.

3. Як, виходячи із соляної кислоти, одержати: а) натрій хлорид; б) магній хлорид; в) гідроксокальцій хлорид; г) дигідроксоалюміній хлорид. Написати рівняння реакцій.

4. Із якими з перелічених речовин взаємодіє NaOH: із кальцій оксидом, сульфур(IV) оксидом, алюміній оксидом. Написати рівняння відповідних реакцій.

5. Написати рівняння реакцій таких перетворень:
 $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(HSO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$.

Лабораторна робота № 2

ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА СКЛАДНОЇ РЕЧОВИНИ

Мета роботи – визначення молярної маси еквівалента кальцій карбонату.

Загальні рекомендації

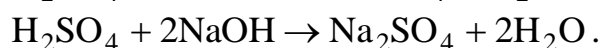
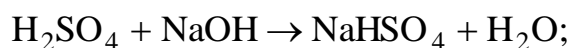
Під час виконання цієї роботи необхідно знати, що *хімічним еквівалентом (E)* називається реальна або умовна частинка речовини, яка може заміщувати, приєднувати, вивільняти або будь-яким іншим чином бути

еквівалентною одному іону водню H^+ у кислотно-основних, або одному електрону в окисно-відновних реакціях.

Наприклад, у сполуках HCl , H_2S , NH_3 формули еквівалентів Хлору,

Сульфуру, Нітрогену мають вигляд: $E_{(Cl)} = Cl$, $E_{(S)} = \frac{1}{2}S$, $E_{(N)} = \frac{1}{3}N$.

Для визначення складу еквівалента хімічної сполуки необхідно виходити з конкретної реакції, у якій бере участь ця речовина. Наприклад, сульфатна кислота з натрій гідроксидом може взаємодіяти з утворенням кислоти або середньої солі:



У першому випадку еквівалент сульфатної кислоти $E_{H_2SO_4}$ має склад, H_2SO_4 . Оскільки в реакцію вступає така кількість кислоти, яка відповідає одному атому Гідрогену, отже $E_{H_2SO_4} = H_2SO_4$. У другому випадку в реакції з натрій гідроксидом бере участь така кількість кислоти, яка відповідає двом атомам Гідрогену. У такому разі $E_{H_2SO_4} = \frac{1}{2}H_2SO_4$.

Масу 1 моль еквівалентів називають молярною масою еквівалента (M_E , г/моль.).

Молярні маси еквівалентів окремого елемента А і складних речовин можна розрахувати за формулами:

$$M_{E(A)} = \frac{M_A}{\text{Валентність}} = \frac{M_A}{B};$$

$$M_{E(\text{оксиду})} = \frac{M_{\text{оксиду}}}{\text{Кількість атомів елемента} \cdot \text{Валентність елемента}};$$

$$M_{E(\text{кислоти})} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{Основність кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{n_{H^+}};$$

$$M_{E(\text{основи})} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{Кислотність основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{n_{OH^-}};$$

$$M_{E(\text{солі})} = \frac{M_{\text{солі}}}{\text{Заряд катіона} \cdot \text{кількість катіонів}} = \frac{M_{\text{солі}}}{Z_{\text{кат}} \cdot n_{\text{кат}}};$$

$$M_{E(\text{іону})} = \frac{M_{\text{іону}}}{|\text{заряд іону}|} = \frac{M_{\text{іону}}}{|Z_{\text{іону}}|}.$$

Для розрахунку молярного об'єму еквівалента газу необхідно знати кількість молів еквівалентів в одному молі газу:

$$V_{M_{E(\text{газу})}} = \frac{V_M}{v_{E(\text{газу})}}.$$

Треба також звернути увагу на формулювання закону еквівалентів: *хімічні елементи сполучаються один з одним, а речовини взаємодіють і утворюються в еквівалентних кількостях.*

Так, для реакції $A + B \rightarrow C + D$ закон еквівалентів має такий вигляд:

$$v_{E(A)} = v_{E(B)} = v_{E(C)} = v_{E(D)}.$$

Оскільки
$$v_{E(A)} = \frac{m}{M_E},$$

$$\text{то } \frac{m_{(A)}}{M_{E(A)}} = \frac{m_{(B)}}{M_{E(B)}}, \quad \text{або } \frac{m_{(A)}}{m_{(B)}} = \frac{M_{E(A)}}{M_{E(B)}}$$

Тобто, закон еквівалентів може бути сформульований таким чином: *маси речовин, що взаємодіють або утворюються, є пропорційними до молярних мас їхніх еквівалентів.*

Для газів замість мас у законі еквівалентів можна використовувати відповідні об'єми:

$$\frac{m_{(A)}}{M_{E(A)}} = \frac{V_{(B)}}{V_{M_{E(B)}}}, \quad \text{або } \frac{m_{(A)}}{V_{(B)}} = \frac{M_{E(A)}}{V_{M_{E(B)}}}.$$

Порядок виконання роботи

Для визначення молярної маси еквівалента кальцій карбонату використовується реакція взаємодії його з соляною кислотою:



Вуглекислий газ, що утворюється при цьому, збирають і вимірюють його об'єм.

З цією метою в роботі використовується прилад для визначення об'єму газу (рис. 2).

Помістити наважку мармуру в колбу Вюрца (1), закрити її пробкою з краплинною лійкою (2) і перевірити на герметичність. Для цього відкрити кран краплинної лійки і підняти хімічну лійку (3) з водою на деяку висоту. Закрити кран краплинної лійки, укріпити хімічну лійку (3) у штативі і слідкувати за рівнем рідини. Якщо рівень води в бюретці буде безперервно знижуватись, то прилад є негерметичним. Необхідно усунути причини, що викликають негерметичність. Якщо прилад є герметичним, то в перший момент під час опускання лійки рівень води в бюретці (4) трохи знизиться, а далі залишиться постійним. Після цього треба ще раз відкрити кран краплинної лійки і, пересуваючи хімічну лійку вгору, установити рівень води в бюретці

на нульовій позначці або трохи нижче, а далі закрити кран краплинної лійки та опустити хімічну лійку.

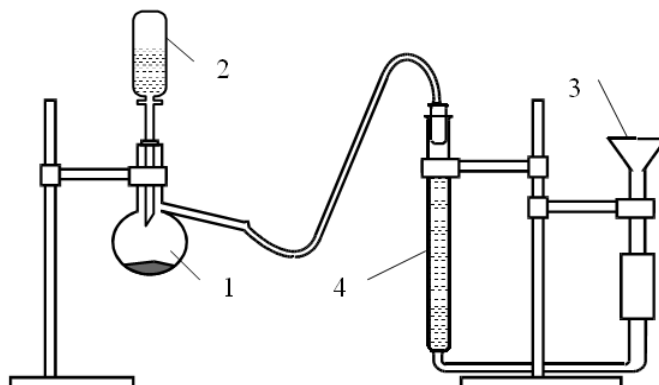


Рисунок 2 – Прилад для визначення молярної маси еквівалента:
1– колба Вюрца; 2 – краплинна лійка; 3 – хімічна лійка; 4 – бюретка

Відмірявши циліндром 10 мл розведеної соляної кислоти, помістити її в краплинну лійку, а далі вилити в колбу Вюрца, до якої поміщений мармур. Кран краплинної лійки перекрити в той момент, коли в ній ще міститься декілька крапель кислоти з метою перешкоджання проникненню зовнішньої атмосфери в колбу Вюрца. Під тиском газу, що утворився в результаті хімічної реакції, рідина з бюретки переміщується в лійку. Після закінчення реакції та охолодження колби до кімнатної температури привести рідину в бюретці і лійці до одного рівня, тобто створити в бюретці тиск, що дорівнює атмосферному. Для цього лійку потрібно опустити вниз, записати новий рівень рідини в бюретці і показання термометра та барометра під час досліду.

Оформлення результатів роботи

Записати в журнал результати досліду:

- 1) масу мармуру m_{CaCO_3} , г;
- 2) об'єм соляної кислоти, залитий у колбу Вюрца V_{HCl} , мл;
- 3) рівень рідини в бюретці:
 - до реакції $V_{\text{поч}}$, мл;
 - після реакції $V_{\text{кін}}$, мл;
- 4) температуру t , $^{\circ}\text{C}$;
- 5) тиск p , мм рт. ст.

Розрахувати об'єм газу, що виділився, за формулою

$$V_{\text{CO}_2} = V_{\text{кін}} - V_{\text{поч}} - V_{\text{HCl}} \text{ та абсолютну температуру } T \text{ за формулою } T = 273 + t, \text{ К.}$$

Застосувавши рівняння Менделєєва-Клапейрона $\left(PV = \frac{m}{M} RT \right)$, обчислити масу одержаного вуглекислого газу (m_{CO_2}).

Скориставшись законом еквівалентів

$$\frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{CO}_2}} = \frac{M_{\text{E}(\text{CaCO}_3)}}{M_{\text{E}(\text{CO}_2)}},$$

обчислити молярну масу еквівалента кальцій карбонату, маючи на увазі те, що молярна маса еквівалента CO_2 в реакції нейтралізації, що проходить з утворенням середньої солі, дорівнює $\frac{1}{2}$ моля.

Обчислити відносну похибку досліду за формулою

$$\Pi = \frac{M_{\text{E}}^{\text{теор}} - M_{\text{E}}^{\text{експ}}}{M_{\text{E}}^{\text{теор}}} \cdot 100\%,$$

де Π – відносна похибка, %;

$M_{\text{E}}^{\text{теор}}$ – теоретичне значення молярної маси еквівалента;

$M_{\text{E}}^{\text{експ}}$ – значення молярної маси еквівалента, обчислене на основі вимірювань.

Питання для самоперевірки

1. Що називається еквівалентом речовини?
2. Які елементи мають змінні значення еквівалентів?
3. Як обчислюється молярна маса еквівалента елемента та складних речовин? У яких одиницях вона виражається?
4. Чи однакові молярні маси еквівалентів Феруму у сполуках FeCl_2 , FeCl_3 та хрому у сполуках CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$?
5. Як формулюється закон еквівалентів? Навести його математичне вираження.
6. На чому базується метод визначення молярної маси еквівалента кальцій карбонату?
7. Обчислити молярну масу еквівалента Купруму, якщо відомо, що 3,18 г міді повністю сполучилися з 0,8 г кисню з утворенням CuO .

Лабораторна робота № 3

ВИЗНАЧЕННЯ ТЕПЛОВИХ ЕФЕКТІВ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета роботи – визначення теплоти гідратації солі на основі калориметричних вимірювань.

Загальні рекомендації

Під *теплотою гідратації солі* треба розуміти *тепловий ефект реакції утворення кристалогідрату з безводної солі, віднесений до одного моля речовини.*

Оскільки в хімії часто відбуваються процеси за сталого тиску й сталої температури, то варто мати на увазі, що в ізобарно-ізотермічних процесах тепловий ефект реакції визначається зміною ентальпії системи ΔH у процесі реакції. Ця величина пов'язана з теплотою, що виділяється або поглинається в ході перетворення, співвідношенням

$$\Delta H = -Q_p.$$

У зв'язку з тим, що безпосередньо теплоту гідратації солі визначити важко, її знаходять на основі закону Гесса, визначаючи теплоти розчинення безводної солі та її кристалогідрату.

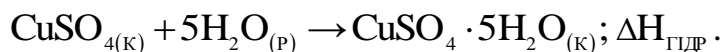
Згідно із законом Гесса, *тепловий ефект реакції не залежить від шляху її перебігу, а залежить лише від природи і фізичного стану вихідних речовин та продуктів реакції.*

Таким чином, загальний тепловий ефект процесу розчинення кристалічної речовини дорівнює сумі теплових ефектів окремих стадій, що становлять процес розчинення:

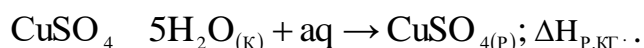
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

У цій роботі процес розчинення купрум(II) сульфату у воді складається з двох стадій.

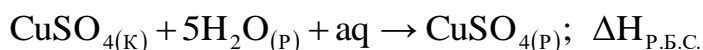
Перша стадія – процес гідратації солі, тобто утворення кристалогідрату купрум(II) сульфату:



Друга стадія – розчинення кристалогідрату у воді:



Сумарний процес розчинення безводної солі



має тепловий ефект згідно із законом Гесса:

$$\Delta H_{\text{р.б.с.}} = \Delta H_{\text{гидр.}} + \Delta H_{\text{р.к.г.}}$$

Таке співвідношення дозволяє розрахувати теплоту гідратації купрум(II) сульфату.

Порядок виконання роботи

Дослід потрібно проводити у спрощеному калориметрі (рис. 3).

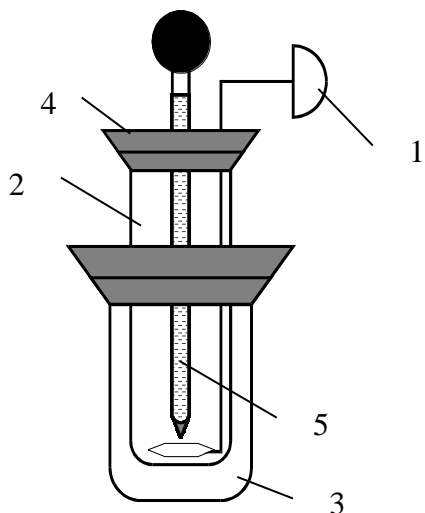


Рисунок 3 – Калориметрична установка:

- 1 – мішалка, 2 – калориметрична склянка, 3 – зовнішня посудина, 4 – кришка, 5 – термометр

У внутрішню посудину налити 25 мл дистильованої води, опустити в неї термометр і заміряти температуру з точністю до $0,1^{\circ}\text{C}$ – початкову температуру досліду $t_{\text{поч.}}$. Висипати наважку безводної солі в посудину з водою. Обережно перемішуючи розчин мішалкою, слідкувати за зміною температури, відмітити найвищу температуру розчину t_{max} .

Дослід повторити, взявши наважку кристалогідрату. Під час проведення досліду треба звернути увагу на пониження температури після внесення кристалогідрату й відмітити найнижчу температуру розчину t_{min} .

Оформлення результатів роботи

Записати в лабораторний журнал дані досліду для обох солей:

- 1) масу солі $m_{\text{солі}}$, г;
- 2) об'єм води $V_{\text{води}}$, мл;
- 3) початкову температуру $t_{\text{поч.}}$, $^{\circ}\text{C}$;
- 4) максимальну (мінімальну) температуру (t_{max} , t_{min}), $^{\circ}\text{C}$.

Розрахувати зміну температури за формулою $\Delta t = t_{\text{max(min)}} - t_{\text{поч.}}$.

Визначити кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час розчинення безводної солі та кристалогідрату, у перерахуванні на 1 моль речовини за формулою:

$$Q_p = \frac{\Delta t \cdot C \cdot C_p \cdot M_c}{m_c \cdot 10^3},$$

- де Q_p – кількість теплоти, кДж/моль;
 Δt – різниця температур, $^{\circ}\text{C}$;

C – питома теплоємність розчину, прийнята рівною теплоємності води, тобто $4,18 \text{ Дж/г} \cdot \text{град.}$;

m_p – маса розчину, г;

m_c – маса солі, г;

M_c – молярна маса солі, г/моль.

Записати теплові ефекти розчинення двох солей, виходячи з того, що

$$\Delta H = -Q_p.$$

Розрахувати теплоту гідратації $\Delta H_{\text{гідр}} = \Delta H_{\text{р.б.с.}} - \Delta H_{\text{р.к.}} \text{ г} \cdot$

Розрахувати відносну похибку досліду

$$\Pi = \frac{\Delta H_{\text{гідр}}^{\text{теор}} - \Delta H_{\text{гідр}}^{\text{експ}}}{\Delta H_{\text{гідр}}^{\text{теор}}} 100\% ,$$

де Π – відносна похибка, %;

$$\Delta H_{\text{гідр}}^{\text{теор}} \text{CuSO}_4 = -77,8 \text{ кДж/моль};$$

$\Delta H_{\text{гідр}}^{\text{експ}} \text{CuSO}_4$ – розраховане значення теплоти гідратації.

Питання для самоперевірки

1. Чим визначається тепловий ефект хімічної реакції? У яких одиницях він вимірюється?

2. Що називається теплотою утворення речовин?

3. Теплоти утворення яких речовин дорівнюють нулю?

4. Який закон лежить в основі термохімічних розрахунків?

Сформулюйте цей закон.

5. Що називається теплотою гідратації солі? Як можна розрахувати теплоту гідратації солі?

Лабораторна робота № 4

ЗАЛЕЖНІСТЬ ШВИДКОСТІ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ ВІД КОНЦЕНТРАЦІЙ РЕАГУЮЧИХ РЕЧОВИН

Мета роботи – вивчення впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції.

Загальні рекомендації

Під час виконання даної роботи необхідно знати, що швидкість хімічної реакції визначається зміною концентрацій речовин, які вступають в реакцію або утворюються в результаті реакції за одиницю часу в одиниці об'єму (для гомогенних реакцій) або на одиниці поверхні поділу фаз (для гетерогенних реакцій). Знайдена таким чином швидкість є середньою швидкістю реакції за певний проміжок часу:

$$V = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1},$$

де C_1 і C_2 – концентрації будь-якої з речовин у моменти часу t_1 , t_2 .

Необхідно пам'ятати, що швидкість хімічних реакцій залежить від природи взаємодіючих речовин і від умов проведення реакцій, насамперед від концентрації реагуючих речовин і температури.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації реагуючих речовин виражається законом дії мас: *швидкість хімічної реакції за сталої температури пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у степенях*, що дорівнюють значенням стехіометричних коефіцієнтів.

У загальному вигляді для реакції $aA + bB + \dots = \dots$ закон дії мас має вигляд:

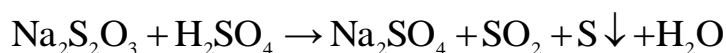
$$V = kC_A^a \cdot C_B^b,$$

де C_A і C_B – концентрації взаємодіючих речовин;

k – константа швидкості, що залежить від природи взаємодіючих речовин, температури, каталізатора, але не залежить від концентрації речовин.

Порядок виконання роботи

Залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин вивчають на прикладі взаємодії натрій тіосульфату із сірчаною кислотою:



Ознакою реакції є помутніння розчину внаслідок виділення сірки.

Необхідно приготувати розчини натрій тіосульфату різних концентрацій. Для цього в чотири великі пробірки потрібно послідовно за допомогою бюретки налити: у першу пробірку – 5 мл розчину натрій тіосульфату і 15 мл дистильованої води, у другу – 10 мл натрій тіосульфату і 10 мл дистильованої води, у третю – 15 мл натрій тіосульфату і 5 мл води, у четверту – 20 мл натрій тіосульфату.

У чотири маленькі пробірки потрібно налити по 5 мл сірчаної кислоти й долити кислоту по черзі в кожен із чотирьох пробірок з розчином натрій тіосульфату. Для перемішування розчину тіосульфату з розчином сірчаної кислоти пробірку потрібно закрити великим пальцем і двічі перевернути. Визначити час, через який у результаті перемішування почнеться помутніння в кожній пробірці.

Оформлення результатів роботи

Результати спостережень внести в таблицю 4.

Таблиця 4 – Результати спостережень

Номер пробірки	Об'єм V, мл			Відносна концентрація Na ₂ S ₂ O ₃	Об'єм V, мл H ₂ SO ₄	Час t появи мути, с	Відносна швидкість реакції 1/t
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	суміші				

Розрахувати швидкість реакції в умовних одиницях (1/t). Побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації натрій тіосульфату, відкладаючи на осі абсцис концентрацію, а на осі ординат – швидкість реакції в умовних одиницях. На основі графіка зробити висновок про залежність швидкості реакції від концентрації. Написати рівняння реакції і математичне вираження закону дії мас.

Питання для самоперевірки

1. Чим визначається швидкість хімічної реакції?
2. Від яких факторів залежить швидкість хімічних реакцій?
3. Який закон виражає залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин? Сформулюйте цей закон.
4. Що таке константа швидкості реакції?

Лабораторна робота № 5

ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Мета роботи – вивчення впливу концентрації реагуючих речовин на стан хімічної рівноваги.

Загальні рекомендації

Треба мати на увазі, що хімічна рівновага можлива лише для оборотних реакцій. Стан системи, за якого швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, називається хімічною рівновагою. Концентрації реагуючих речовин не змінюються, тому мають назву рівноважних концентрацій. Вони позначаються формулами речовин у квадратних дужках.

Величина, яка дорівнює відношенню добутку рівноважних концентрацій продуктів реакції до добутку рівноважних концентрацій вихідних речовин у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, називається константою рівноваги. Наприклад, для оборотної реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ константа рівноваги має вигляд:

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

Необхідно звернути увагу на те, що константа рівноваги не залежить від концентрації речовин у системі, а залежить лише від природи реагентів і температури.

Хімічна рівновага залишається незмінною доти, доки залишаються постійними параметри, за яких вона встановилася. У випадку зміни умов рівновага зміщується. Через деякий час у системі знову настає рівновага, яка характеризується новими рівноважними концентраціями всіх речовин і новою рівністю швидкостей прямої і зворотної реакцій.

У загальному випадку напрям зміщення рівноваги визначається за принципом Ле Шательє: якщо на врівноважену систем впливати ззовні, то рівновага зміщується в напрямку тієї реакції, яка протидіє зовнішньому впливу.

Порядок виконання роботи

У цій роботі розглядається оборотна реакція взаємодії ферум(III) хлориду з калій роданідом. Ферум(III) роданід $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ надає розчину червоного кольору. За зміною інтенсивності кольору можна судити про зміну концентрації $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, тобто про зміщення рівноваги в той чи інший бік. Для цього необхідно в склянці змішати 10 мл розведеного розчину ферум(III) хлориду FeCl_3 і 10 мл розчину калій роданіду KSCN , розлити приготовлений розчин порівну в чотири пробірки, одну з яких залишити як контрольну. У першу пробірку додати 1 мл концентрованого розчину ферум(III) хлориду, у другу – невелику кількість кристалічного калій роданіду, у третю – кристалічного калій хлориду. Розчини в усіх пробірках розмішати. Звернути увагу на інтенсивність зміни забарвлення розчину, порівнюючи його з розчином у контрольній пробірці.

Оформлення результатів роботи

Записати рівняння реакцій між FeCl_3 і KSCN . Зробити висновок щодо напрямку зміщення рівноваги за доваданням ферум(III) хлориду, калій роданіду, калій хлориду.

Пояснити зміни кольору, керуючись принципом Ле Шательє, записати вирази закону дії мас для прямої і зворотної реакції, а також константи рівноваги для цієї системи.

Питання для самоперевірки

1. Який стан називається станом хімічної рівноваги? Для яких реакцій він є характерним?
2. Що таке константа рівноваги?
3. Від яких факторів залежить константа рівноваги?
4. Які фактори впливають на стан хімічної рівноваги?
5. Який принцип визначає напрям зміщення рівноваги? Сформулюйте цей принцип.

Лабораторна робота № 6

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНУ ЗАДАНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ І ВСТАНОВЛЕННЯ ЙОГО ТИТРУ

Мета роботи – набуття навичок приготування розчинів з більш концентрованого розчину.

Загальні рекомендації

Склад розчину виражається концентрацією або часткою розчиненої речовини.

Молярна концентрація (C_M) визначається відношенням кількості речовини до об'єму розчину, моль/л:

$$C_M = \frac{V_{\text{реч.}}}{V_{\text{розч.}}}$$

Молярна концентрація еквівалента, або нормальність (C_N) визначається відношенням кількості речовини еквівалента до об'єму розчину, моль/л:

$$C_N = \frac{V_{\text{реч.екв.}}}{V_{\text{розч.}}}$$

Молярна концентрація (C_m) визначається відношенням кількості

речовини до маси розчинника, моль/кг:

$$C_m = \frac{V_{\text{реч.}}}{m_{\text{розч.}}}$$

Масова концентрація (або титр) T визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину, г/мл:

$$T = \frac{m_{\text{реч.}}}{V_{\text{р-ну}}}$$

Розрізняють такі частки розчиненої речовини: молярну, масову та об'ємну. Найчастіше вживаються масова та молярна частки.

Масова частка ω , або процентна концентрація $C\%$, визначається відношенням маси розчиненої речовини до маси всього розчину:

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

Молярна частка розчиненої речовини, або мольна частка N визначається відношенням числа молів розчиненої речовини до сумарного числа молів усіх

компонентів розчину: $N_i = \frac{V_i}{V_1 + V_2}$, або в загальному вигляді: $N_i = \frac{V_i}{\sum V_j}$.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Приготування 0,1 н розчину HCl з більш концентрованого розчину.

Спочатку треба розрахувати об'єм (мл) вихідного розчину кислоти, потрібний для приготування 100 мл 0,1 н розчину:

1 л 0,1 н розчину HCl містить 0,1 моль еквівалента HCl. Молярна маса еквівалента HCl дорівнює молярній масі, тому в 100 мл 0,1 н розчину HCl міститься 0,365 г HCl.

Далі необхідно розрахувати об'єм концентрованої соляної кислоти, у якому міститься розрахована маса HCl. Із таблиці густини розчинів сильних кислот і лугів видно, що соляна кислота з густиною $1,06 \text{ г/см}^3$ має концентрацію 12,2 %. Оскільки,

$$C\% = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{р-ну}}} \cdot 100\%,$$

то

$$m_{\text{р-ну}} = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 100\%}{C\%}$$

Для перерахування знайденої маси кислоти на її об'єм потрібно скористатися формулою

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

За допомогою мірного циліндра відміряти розрахований об'єм соляної кислоти, вилити кислоту в мірну колбу на 100 мл і довести дистильованою водою до позначки. Одержаний розчин ретельно перемішати.

Дослід 2. Встановлення концентрації (титру) приготовленого розчину.

Для перевірки концентрації приготовленого розчину соляної кислоти користуються методом титрування, який полягає в тому, що до певного, точно виміряного об'єму кислоти поступово додають з бюретки розчин лугу відомої концентрації до досягнення еквівалентної кількості, яка визначається за допомогою індикатора.

Титрування потрібно провести наступним чином. Бюретку наповнити 0,1 н розчином NaOH. Потім, підставивши під неї колбу або склянку і відкривши затискач, заповнити відтягнуту трубку бюретки так, щоб у ній не залишилось бульбашок повітря. Встановити рівень розчину на нульовій позначці.

У чисту конічну колбу перенести піпеткою 10 мл приготовленого розчину кислоти й додати 2–3 краплі індикатора – фенолфталеїну (у кислому й нейтральному середовищах фенолфталеїн стає безбарвним, у лужному середовищі він має малиновий колір). Колбу з кислотою потрібно поставити на аркуш білого паперу для отримання можливості спостерігати за зміною кольору індикатора. Луг додавати краплями з бюретки в колбу (вміст колби перемішувати) доти, доки від однієї краплі лугу розчин у колбі набуде блідо-рожевого кольору. Повторювати дослід декілька разів, доки останні три відліки не будуть відрізнятися один від одного не більше ніж на 0,2–0,3 мл.

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. Занести в графу «розрахунки» дані, необхідні для приготування 100 мл 0,1 н розчину HCl.

Дослід 2. Результати титрування оформити у вигляді таблиці 5.

Таблиця 5 – Результати спостережень

Номер проби	Об'єм кислоти, мл	Об'єм лугу, мл	Нормальність лугу, моль/л
-------------	-------------------	----------------	---------------------------

Розрахувати нормальність кислоти, користуючись формулою

$$\frac{C_{\text{H(к-ти)}}}{C_{\text{H(лугу)}}} = \frac{V_{\text{(лугу)}}}{V_{\text{(к-ти)}}} .$$

Розрахувати відносну похибку досліду за формулою

$$\Pi = \frac{C_{\text{H}}^{\text{теор}} - C_{\text{H}}^{\text{експ}}}{C_{\text{H}}^{\text{теор}}} \cdot 100\% ,$$

де Π – відносна похибка, %;

$C_{\text{H}}^{\text{теор}}$ – теоретичне значення нормальності розчину (у цьому разі – 0,1);

$C_{\text{H}}^{\text{експ}}$ – обчислене значення нормальності розчину.

Розрахувати титр приготовленого розчину кислоти за формулою:

$$T = \frac{C_{\text{H}} \cdot M_{\text{E}}}{1000} ,$$

де T – титр приготовленого розчину кислоти, г/мл;

C_{H} – нормальність приготовленого розчину кислоти, моль/л;

M_{E} – молярна маса еквівалента кислоти, г/моль.

Питання для самоперевірки

1. Чим виражається склад розчину?
2. Скільки грамів HCl міститься в 100 мл 0,1 н розчину HCl?
3. Визначити молярну й нормальну концентрації 30 % розчину сірчаної кислоти з густиною 1,224 г/см³.
4. Що таке титр розчину? Які розчини називаються титрованими?
5. У чому полягає процес титрування?

Лабораторна робота № 7

ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Мета роботи – вивчення хімічної рівноваги та можливості перебігу реакцій у розчинах електролітів.

Загальні рекомендації

Під час виконання лабораторної роботи необхідно знати, що *електороліти* – це речовини, які розпадаються в розчинах або розплавах на позитивно заряджені іони (катіони) і негативно заряджені іони (аніони). Процес розпаду молекул на іони – *електролітична дисоціація* – відбувається під дією

полярних молекул розчинника. При цьому одні речовини розпадаються на іони повністю (сильні електроліти), а інші – лише частково (слабкі електроліти).

До *сильних електролітів* належать майже всі солі, деякі мінеральні кислоти (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв})}$, HCl , HBr , HI) і основи, утворені лужними та лужноземельними металами (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

До *слабких електролітів* належать вода, практично всі органічні кислоти, мдеякі мінеральні кислоти (H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HCN), а також основи, утворенні р-, d-, f - металами, та $\text{Mg}(\text{OH})_2$, NH_4OH .

Здатність електролітів до дисоціації на іони визначається *ступенем дисоціації α* і *константою дисоціації K* .

$$\alpha = \frac{n_{\text{дис}}}{n}, \quad K = \frac{[\text{K}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{KA}]} \quad (\text{для електроліту KA}),$$

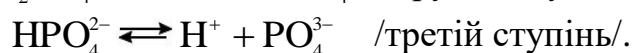
де $n_{\text{дис}}$ – число молекул, що розщепилися на іони;

n – загальне число розчинених молекул;

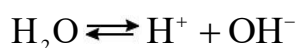
$[\text{K}^+]$, $[\text{A}^-]$, $[\text{KA}]$ – рівноважні концентрації іонів та недисоційованих молекул.

Необхідно звернути увагу на те, що більш зручною характеристикою сили електроліту є константа дисоціації, оскільки K , як і α , залежить від природи розчиненої речовини й розчинника та від температури, але, на відміну від α , вона не залежить від концентрації розчину.

Треба мати на увазі, що багатоосновні кислоти й багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто. Наприклад:



У водних розчинах електролітів необхідно враховувати дисоціацію води як слабого електроліту:



Іонний добуток води $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ для будь-яких водних розчинів є постійною величиною, що дорівнює 10^{-14} ($t = 22^\circ\text{C}$).

Для характеристики реакції середовища доцільно користуватися *водневим показником* $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$. У нейтральних розчинах $\text{pH} = 7$, у кислих $\text{pH} < 7$, в лужних $\text{pH} > 7$.

Для якісного визначення реакції середовища застосовують індикатори, колір яких змінюється залежно від величини pH розчину. Найчастіше використовують такі індикатори: лакмус, фенолфталеїн і метилоранж.

Необхідно пам'ятати, що реакції обміну в розчинах електролітів практично відбуваються в бік утворення осаду (малорозчинних речовин), газів (летких речовин) і слабких електролітів (малодисоційованих сполук).

Під час складання іонних рівнянь реакцій треба керуватися тим, що сильні розчинні електроліти, як практично повністю дисоційовані, пишуться у вигляді іонів, а речовини малодисоційовані, малорозчинні й газоподібні записують у молекулярному вигляді.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Хімічна рівновага в розчинах слабких електролітів.

1. У дві пробірки налити по 5 мл дистильованої води й додати в кожен з них по 2 краплі метилоранжу. Одну з пробірок залишити контрольною для порівняння кольору. У другу з пробірок додати одну краплю концентрованої оцтової кислоти CH_3COOH і звернути увагу на зміну кольору. Розділити вміст другої пробірки на дві частини і до однієї з них додати невелику кількість кристалічного натрій ацетату CH_3COONa , ретельно перемішати і порівняти колір розчинів у всіх трьох пробірках.

2. У дві пробірки налити по 5 мл дистильованої води й додати в кожен з них по 2 краплі фенолфталеїну. Одну з пробірок залишити контрольною для порівняння кольору. У другу з пробірок додати одну краплю концентрованого розчину амоній гідроксиду NH_4OH . Звернути увагу на зміну кольору. Розділити вміст другої пробірки на дві частини. До однієї з них додати трохи кристалічного амоній хлориду NH_4Cl , ретельно перемішати й порівняти колір розчинів у всіх трьох пробірках.

Дослід 2. Реакції в розчинах електролітів.

1. У пробірку налити 2–3 мл розчину калій нітрату KNO_3 й додати туди стільки ж розчину натрій хлориду NaCl . Звернути увагу на те, що відбувається.

2. В одну з пробірок налити 2 мл розчину магній сульфату MgSO_4 , у другу – стільки ж розчину хром сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, у третю – сірчаної кислоти H_2SO_4 . У кожен з пробірок додати по 3 мл барій хлориду BaCl_2 . Звернути увагу на те, що відбувається.

3. Налити в одну пробірку 2 мл розчину хром сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, у другу – стільки ж розчину калій хромату K_2CrO_4 і додати до кожної з них по кілька крапель розчину калій гідроксиду KOH . Звернути увагу на те, що відбувається в кожній із пробірок.

4. Налити в пробірку 2 мл розчину натрій карбонату Na_2CO_3 і додати стільки ж розчину соляної кислоти HCl . Звернути увагу на те, що відбувається.

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. Скласти рівняння дисоціації оцтової кислоти й амоній гідроксиду, вираз швидкостей прямої і зворотної реакцій, а також констант дисоціації для вказаних рівноважних систем. Записати рівняння дисоціації натрій ацетату і амоній хлориду.

Зробити висновок щодо причини зміни забарвлення розчинів.

Зробити загальний висновок про вплив додавання однойменного іона на дисоціацію слабого електроліту.

Дослід 2. Скласти рівняння реакцій у молекулярному та іонному виглядах.

На якій основі можна зробити висновок про те, що в розчинах електролітів реакції відбуваються між іонами, а не між молекулами? Пояснити, у яких випадках відбуваються реакції в розчинах електролітів.

Питання для самоперевірки

1. Що таке електроліти та неелектроліти?
2. Який процес називається електролітичною дисоціацією?
3. Що таке ступінь та константа дисоціації? Від яких факторів вони залежать?
4. За якою ознакою електроліти поділяють на слабкі та сильні?
5. У яких випадках можуть відбуватися реакції в розчинах електролітів?
6. Написати рівняння ступінчатої дисоціації сірководневої кислоти і вирази констант дисоціації.

Лабораторна робота № 8

ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

Мета роботи – вивчення реакції середовища в розчинах різних солей, а також факторів, які впливають на перебіг гідролізу.

Загальні рекомендації

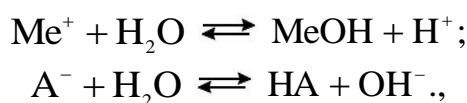
Гідроліз є реакцією обмінної взаємодії іонів розчиненої солі з водою, у результаті якої утворюються малодисоційовані сполуки (молекули слабких кислот або основ, аніони кислих або катіони основних солей) і змінюється рН середовища.

Щоб зрозуміти суть гідролізу, треба знати, що всі солі є сильними електролітами. Іони основних і кислотних залишків, на які дисоціюють солі, можуть сполучати H^+ або OH^- іони води. Внаслідок сполучення одного з іонів води відбувається зміщення рівноваги процесу дисоціації води вправо і нагромадження в розчині одного з іонів H^+ або OH^- , у результаті чого

змінюється рН середовища. З іонами води можуть сполучатись тільки ті іони солі, які утворюють слабку кислоту або слабку основу. Тому гідролізу підлягають солі, до складу яких входять катіон слабкої основи (AlCl_3 , ZnSO_4) або аніон слабкої кислоти (CH_3COONa , Na_2S), або і катіон, і аніон слабких електролітів одночасно (Al_2S_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$).

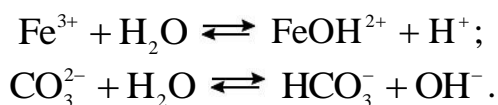
Солі, утворені сильною основою і сильною кислотою, не гідролізують, оскільки їхні іони не можуть утворити слабких електролітів з водою.

Залежно від типу солі процес гідролізу може відбуватися по-різному. Розрізняють гідроліз солей: 1) за катіоном (катіон від слабкої основи); 2) за аніоном (аніон від слабкої кислоти); 3) за катіоном і аніоном (і катіон, і аніон від слабких електролітів). Схеми гідролізу за катіоном і аніоном мають вигляд:



де A^- і Me^+ – відповідно умовні аніон слабкої кислоти HA і катіон слабкої основи MeOH .

Солі, утворені багатозарядним катіоном або багатозарядним аніоном, гідролізують ступінчасто. Взаємодія багатозарядних іонів (Fe^{3+} , Cu^{2+} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} та ін.) з водою звичайно відбувається до утворення основного або кислого іонів (перший ступінь гідролізу), наприклад:



Гідроліз за катіоном призводить до сполучення гідроксид-іонів води й нагромадження іонів водню (середовище кисле, $\text{pH} < 7$).

Гідроліз за аніоном призводить до сполучення іонів водню від води і нагромадження іонів OH (середовище лужне, $\text{pH} > 7$).

Необхідно пам'ятати, що процес гідролізу є оборотним, тому здебільшого до кінця не проходить.

Найбільш сильному гідролізу піддаються солі, утворені слабкою основою і слабкою кислотою. Реакція гідролізу може відбуватися практично до кінця і бути необоротною, якщо продукти гідролізу виводяться зі сфери реакції, наприклад:



У наведеному рівнянні продуктами гідролізу є слабка основа і слабка кислота, які до того ж видаляються з розчину, зміщуючи тим самим рівновагу гідролізу праворуч.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Визначення характеру середовища.

У п'ять пробірок налити нейтральний розчин лакмусу на чверть об'єму пробірки. Одну пробірку залишити для порівняння, а в інші чотири додати на кінчику шпателя кристали солей: у першу – натрій карбонат Na_2CO_3 , у другу – алюміній хлорид AlCl_3 , у третю – калій хлорид KCl , у четверту – амоній ацетат $\text{CH}_3\text{COONH}_4$. Розмішувати розчин у кожній пробірці треба окремою паличкою. Порівняти колір розчинів у пробірках з кольором розчину в контрольній пробірці.

Дослід 2. Вплив температури на ступінь гідролізу солі.

У пробірку налити на чверть її об'єму дистильованої води, додати на кінчику шпателя натрій ацетат CH_3COONa , розмішати, далі додати 1–2 краплі фенолфталеїну. Пробірку обережно нагріти до кипіння, а потім охолодити. Звернути увагу на зміну кольору під час нагрівання і при охолодженні.

Дослід 3. Повний (необоротний) гідроліз солей.

До 1–3 мл розчину алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ додати такий самий об'єм розчину соди Na_2CO_3 . Звернути увагу на те, що відбувається.

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. За зміною кольору лакмусу зробити висновок про реакцію середовища в розчині кожної солі. Одержані результати оформити у вигляді таблиці 6.

Таблиця 6 – Результати спостережень

Номер пробірки	Формула солі	Колір лакмусу	Реакція середовища: кисла, лужна, нейтральна	Порядок рН розчину: рН > 7, рН = 7, рН < 7
----------------	--------------	---------------	----------------------------------------------------	-----------------------------------------------

Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу.

Дослід 2. Написати молекулярне та іонне рівняння гідролізу натрій ацетату. Зробити висновок про зміну концентрації іонів OH^- у розчині на підставі зміни кольору фенолфталеїну. Зробити висновок щодо впливу температури на ступінь гідролізу солі.

Дослід 3. Написати рівняння реакцій між алюміній сульфатом і содою та гідролізу алюміній карбонату. Пояснити причину появи алюміній гідроксиду.

Питання для самоперевірки

1. Чим визначається реакція середовища? Якою величиною можна кількісно охарактеризувати реакцію середовища?
2. Що таке іонний добуток води? Чому він дорівнює?
3. Що таке гідроліз солей?
4. Від яких факторів залежить гідроліз солей?
5. Які з солей K_2S , $Pb(NO_3)_2$, $NaCl$ піддаються гідролізу? Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій гідролізу відповідних солей. Яке значення рН мають розчини цих солей?

Лабораторна робота № 9

ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ. КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

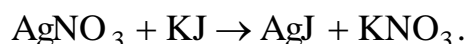
Мета роботи – одержання дисперсних систем (емульсія, суспензія, золь) і вивчення їхніх властивостей.

Загальні рекомендації

Під час виконання роботи треба знати, що до дисперсних систем належать гетерогенні системи з дуже розвинутою поверхнею поділу фаз. Залежно від розміру часточок дисперсної фази дисперсні системи поділяються на грубодисперсні (розмір часточок становить 10^{-5} – 10^{-7} м), до яких належать суспензії й емульсії та тонкодисперсні – колоїдні розчини або золі (розмір часточок становить 10^{-7} – 10^{-9} м). Якщо розмір часточок дисперсної фази є меншим за 10^{-9} м, то утворюються істинні розчини.

Під час дослідження властивостей дисперсних систем необхідно враховувати, що колоїдні системи відрізняються від суспензій та емульсій здатністю до агрегативної та кінетичної стійкостей. Причиною агрегативної стійкості колоїдних розчинів є однойменний заряд гранул колоїдних частинок, кінетична стійкість зумовлюється наявністю броунівського руху.

Розглянемо будову колоїдної частинки на прикладі золю йодиду срібла, який утворюється під час змішування розведених розчинів срібла нітрату і калій йодиду:



Залежно від того, який з реагентів узятий у надлишку ($AgNO_3$ чи KJ), колоїдна частинка золю буде мати різну будову. Одержані в результаті реакції молекули нерозчинної речовини AgJ злипаються, утворюючи мікрокристалик – *агрегат*. Оскільки розмір молекул дуже малий, то для утворення агрегату повинна об'єднатися велика кількість молекул AgJ . Позначимо агрегат через $[mAg]$. На поверхні агрегату відбуваються адсорбційні процеси, причому

переважно адсорбуються іони, які перебувають у надлишку і входять до складу агрегату. Їх називають *потенціалвизначальними* іонами. Якщо в надлишку AgNO_3 , то на поверхні мікрочастинки переважно будуть адсорбуватися n іонів Ag^+ . Агрегат разом з адсорбованими іонами Ag^+ називають *ядром*. До ядра притягуються іони з протилежним знаком, які перебувають у надлишку (NO_3^-). Вони називаються *протиіонами* і їхня кількість завжди менша за кількість початково адсорбованих іонів (Ag^+).

Агрегат разом з адсорбційним шаром утворює *гранулу*. Оскільки кількість початково адсорбованих іонів завжди є більшою за кількість протиіонів, то гранула має заряд, що дорівнює алгебраїчній сумі зарядів усіх іонів, що входять до адсорбційного шару. Біля поверхні гранули концентрується x протиіонів NO_3^- , утворюючи так званий *дифузний шар*. Гранулу разом з дифузним шаром називають *міцелою*. Міцела є електронейтральною частинкою (рис. 4).

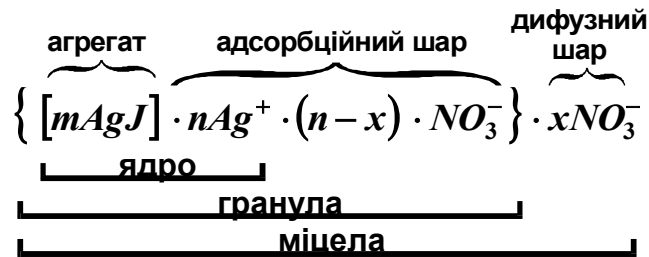


Рисунок 4 – Будова міцели золю AgJ (у надлишку AgNO_3)

Якщо в розглянутій реакції в надлишку взяти KI , то міцела буде мати іншу будову, (рис. 4, а).

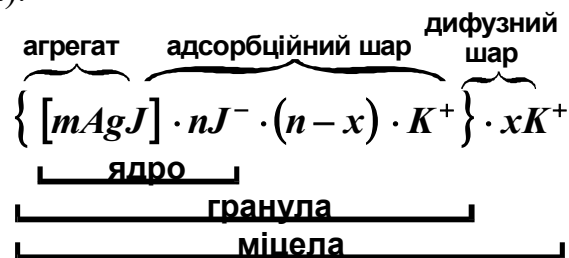


Рисунок 4, а – Будова міцели золю AgJ (у надлишку KJ)

Необхідно звернути увагу на те, що під час утворення багатьох золів до адсорбційного шару входять багатозарядні іони. При складанні формул міцел таких золів необхідно враховувати багатозарядність іонів.

Треба знати, що порушення агрегативної стійкості призводить до укрупнення колоїдних частинок – коагуляції. Коагуляція викликає

порушення кінетичної стійкості системи, що призводить до утворення осаду (коагуляту). Під час дослідження коагуляції золів електролітами необхідно звернути увагу на те, що коагуляцію викликають іони, які мають заряд, протилежний за знаком заряду гранули, причому чим більший заряд іона, тим вищою є його коагуляційна здатність.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Приготування суспензії крейди у воді.

У дві пробірки налити дистильованої води до половини об'єму. В одну з них додати 1 мл 0,5 % розчину желатину. Потім в обидві пробірки внести по одному мікрошпателью розтертої в порошок крейди й інтенсивно перемішати. Відзначити відносну швидкість розшарування суспензії в обох пробірках.

Дослід 2. Приготування емульсії олії у воді.

У дві пробірки налити по 5 мл води і по 5 мл олії. В одну з пробірок додати 5 крапель 2 % розчину мила. Закрити пробірки пробками й енергійно перемішати. Відзначити, у якій пробірці розшарування емульсії відбувається швидше.

Дослід 3. Одержання золю ферум(III) гідроксиду реакцією повного гідролізу ферум(III) хлориду.

Нагріти до кипіння 20–30 мл дистильованої води, до неї краплями додати 2 % розчину ферум(III) хлориду FeCl_3 до утворення золю кольору настою міцного чаю. Одержаний розчин зберегти для наступного досліді.

Дослід 4. Коагуляція золю ферум(III) гідроксиду, одержаного в попередньому досліді.

У три пробірки налити по 2 мл золю ферум(III) гідроксиду. У першу пробірку додати декілька крапель розчину натрій фосфату, у другу – декілька крапель розчину натрій хлориду, третю залишити для порівняння. Відзначити зміни, які відбуваються.

Оформлення результатів роботи

Досліди 1 і 2. Зробити висновок про стійкість суспензій та емульсій. Що в цих системах є дисперсною фазою, а що – дисперсійним середовищем? До якого виду дисперсних систем вони належать? Як впливають мило і желатин на стійкість цих дисперсних систем? Як називаються такі речовини?

Дослід 3. Написати рівняння реакції повного гідролізу ферум(III) хлориду, що відбувається під час нагрівання, до утворення ферум(III) гідроксиду. Скласти схему будови міцели золю ферум(III) гідроксиду, враховуючи, що потенціал-визначальними іонами є іони заліза.

Дослід 4. Зробити висновок щодо іонів, які викликають коагуляцію. Як впливає заряд коагулюючого іона на швидкість коагуляції?

Питання для самоперевірки

1. Які системи називаються дисперсними? З чого вони складаються?
2. Яка існує різниця між поняттями «істинний розчин» і «колоїдний розчин»?
3. У чому проявляється кінетична та агрегативна стійкість золів? Чим вона пояснюється?
4. Якими способами можна викликати коагуляцію колоїдного розчину?

Лабораторна робота № 10

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи – вивчення окисно-відновних властивостей різних речовин. Освоєння методики складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

Загальні рекомендації

До окисно-відновних реакцій належать реакції, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення одного або кількох елементів, що входять до складу реагуючих речовин. Зміна ступеня окиснення зумовлена переходом або зміщенням електронів до більш електронегативного атома.

Окиснення – це процес віддачі електронів, а відновлення – процес приєднання електронів. Частинки, які віддають електрони, є відновниками. У процесі реакції вони окиснюються (їхній ступінь окиснення підвищується). Частинки, які приєднують електрони, є окисниками, під час реакції вони відновлюються (ступінь окиснення знижується). Елементи, які перебувають у найвищому ступені окиснення, можуть тільки відновлюватися, тому що їхні атоми спроможні лише приймати електрони: азот у ступені окиснення (+5) (HNO_3 і нітрати), сірка (+6) (H_2SO_4), манган (+7) (KMnO_4), хром (+6) (K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) та ін. Елементи, які перебувають у найнижчому ступені окиснення, можуть тільки окиснюватися, оскільки їхні атоми здатні лише віддавати електрони: сірка в ступені окиснення (-2) (H_2S і сульфіді), йод (-1) (HI і йодиди) та ін.

Речовини, які містять елементи в проміжних ступенях окиснення, мають окисно-відновну двоїстість. Вони здатні і приймати і віддавати електрони, залежно від того, з якою сполукою вони взаємодіють (KNO_2 , Na_2SO_3 та ін.).

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій користуються двома методами підбору коефіцієнтів: методом електронного балансу і методом електронно-іонного балансу.

Метод електронного балансу дає змогу складати рівняння окисно-відновних реакцій, які відбуваються у водних розчинах, у газовій та твердій фазах.

Метод електронно-іонного балансу використовують при складанні рівнянь реакцій, які відбуваються в розчинах електролітів. У цьому випадку при визначенні коефіцієнтів у рівнянні окисно-відновної реакції виходять не із ступенів окиснення, а з реальних зарядів тих іонів, що існують у розчині.

Загальний хід складання рівнянь за обома методами є однаковим. Вони відрізняються лише за п. 4 наведеної далі послідовності операцій:

1. Записати формули речовин, що вступають у реакцію.

2. Визначити, яка з речовин цієї реакції виявляє окисні, а яка – відновні властивості. Для цього за формулами речовин знайти ступені окиснення всіх елементів і згідно з їх положенням у періодичній системі визначити, які з них мають вищі ступені окиснення, а які – нижчі.

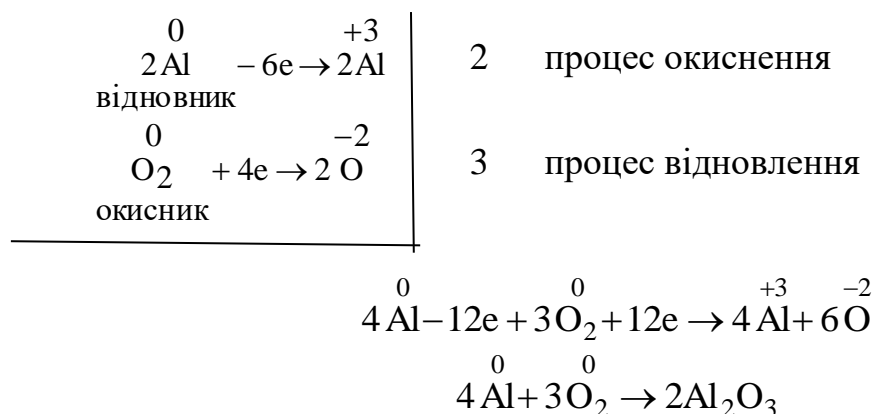
3. Записати формули речовин, на які перетворюються окисники внаслідок відновлення, а відновники – внаслідок окиснення.

4. Скласти електронні (метод електронного балансу) або електронно-іонні схеми (метод електронно-іонного балансу) процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти для цих схем так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, які приєднує окисник.

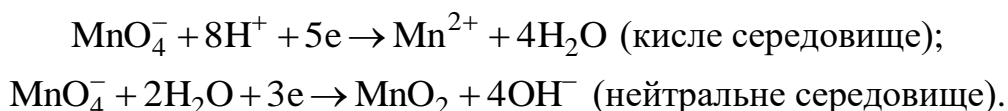
5. Розставити коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції так, щоб загальна кількість атомів кожного елемента була однаковою у лівій і правій частинах рівняння.

Приклад 1. Визначимо коефіцієнти за методом електронного балансу

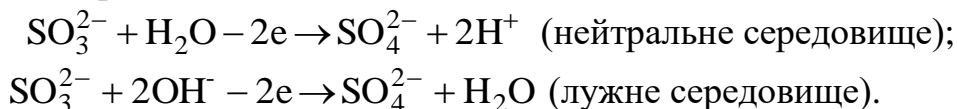
в рівнянні реакції $\overset{0}{\text{Al}} + \overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{+3}{\text{Al}_2} \overset{-2}{\text{O}_3}$



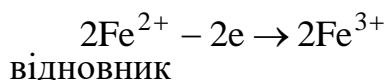
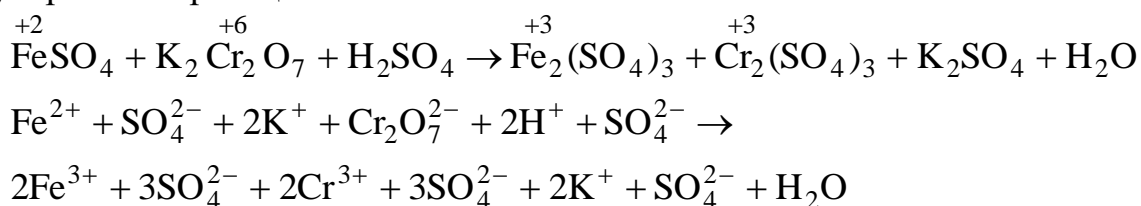
У випадку використання електронно-іонного балансу треба мати на увазі таке: якщо в напівреакції є незбалансований кисень, то надлишок кисню в лівій частині напівреакції в кислому середовищі зв'язується іонами водню з утворенням молекул води, а в нейтральному та лужному – молекулами води з утворенням гідроксид-іонів OH^- .



Нестача кисню в лівій частині напівреакції поповнюється в кислому та нейтральному середовищах киснем з молекул води, при цьому утворюються іони водню, а в лужному середовищі – за рахунок гідроксид-іонів з утворенням молекул води. Наприклад:

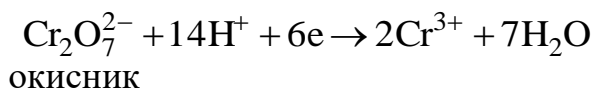


Приклад 2. Визначимо коефіцієнти за методом електронно-іонного балансу в рівнянні реакції:



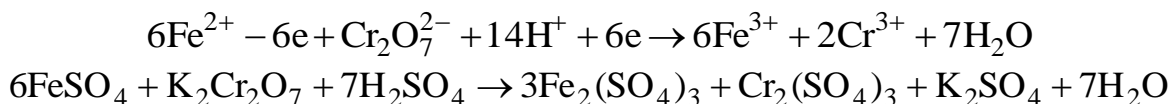
відновник

3 процес окиснення;



окисник

1 процес відновлення;



На характер перебігу окисно-відновних реакцій значно впливає середовище. Для створення кислого середовища звичайно використовують розведену H_2SO_4 , а лужне середовище створюють, додаючи в розчин KOH або NaOH .

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Окисно-відновні властивості натрій нітриту NaNO_2 .

Узяти дві пробірки. У першу пробірку налити 3 мл розчину калій йодиду KI , додати декілька крапель розведеного розчину H_2SO_4 і розчин NaNO_2 до змінення кольору. У другу пробірку налити 3 мл розчину KMnO_4 , підкислити його розведеним розчином H_2SO_4 і додати розчин NaNO_2 до утворення безбарвного розчину. Відзначити зміни, які відбуваються.

Дослід 2. Вплив рН середовища на окисно-відновні реакції.

У три пробірки налити по 3 мл розчину калій перманганату. У першу з них додати 2 мл H_2SO_4 , у другу – 2 мл H_2O , у третю – 2 мл KOH . У кожному пробірці додати по 3 мл розчину натрій сульфїту Na_2SO_3 .

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій, використовуючи метод електронно-іонного балансу. Зробити висновок про те, у якому випадку нітрит-іони мають відновні, а в якому – окисні властивості.

Дослід 2. Написати рівняння реакцій між KMnO_4 і Na_2SO_3 у кислому, нейтральному та лужному середовищах, враховуючи, що фіолетовий колір є характерним для іонів MnO_4^- , слабо-рожевий, майже безбарвний – для іонів Mn^{2+} , зелений – для іонів MnO_4^{2-} , бурий колір має осад MnO_2 . Зробити висновок щодо впливу рН середовища на глибину перебігу окисно-відновних процесів.

Питання для самоперевірки

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Що таке ступінь окиснення?
3. Що таке окисник і відновник?
4. Які сполуки мають окисно-відновну двоїстість?
5. Для яких реакцій використовують методи електронного та електронно-іонного балансів?

Лабораторна робота № 11

ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Мета роботи – ознайомлення з роботою гальванічного елемента (ГЕ) і вивчення впливу природи електродів на величину ЕРС гальванічного елемента.

Загальні рекомендації

Гальванічний елемент – це прилад, що служить для перетворення хімічної енергії окисно-відновної реакції на електричну, причому електрони переходять від відновника до окисника не безпосередньо, а через зовнішній провідник.

В основі роботи ГЕ лежать явища, що відбуваються на межі поділу метал – розчин електроліту, а саме: утворення подвійного електричного шару, що

призводить до виникнення стрибка потенціалу (електродного потенціалу) $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$.

Величину електродного потенціалу визначають за рівнянням Нернста, яке для $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ має вигляд:

$$\varphi = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg [C_{\text{Me}^{n+}}],$$

де $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартний електродний потенціал, В;

n – число електронів, що беруть участь у процесі;

$[C_{\text{Me}^{n+}}]$ – рівноважна концентрація іонів металу в розчині.

Величину стандартного електродного потенціалу φ^0 можна знайти в довідкових таблицях («ряд стандартних електродних потенціалів»). Положення металу в ряду характеризує його відновну здатність, а також окисні властивості іонів металу у водних розчинах. Чим менше значення φ^0 , тим активнішим є метал, тим сильніші відновні властивості виявляє він у вигляді простої речовини. Так, метал, який стоїть у ряду попереду, здатний витиснути із сполук метали, які стоять після нього.

При складанні ГЕ треба знати, що більш активний метал завжди є анодом, а менш активний – катодом. При цьому необхідно пам'ятати, що на аноді відбуваються процеси окиснення (віддачі електронів), а на катоді – процеси відновлення (приєднання електронів).

Роботу ГЕ розглянемо на прикладі мідно-цинкового ГЕ (рис. 5).

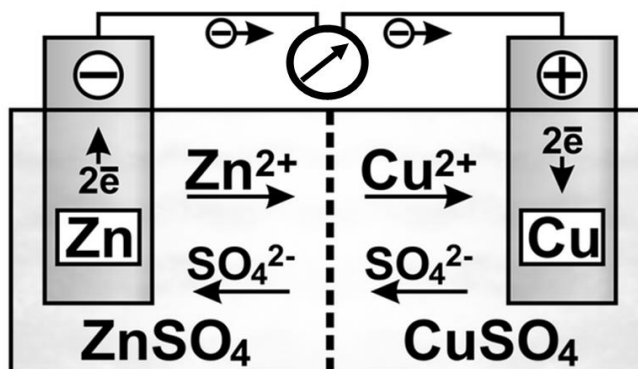
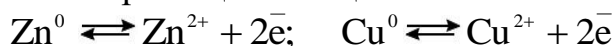


Рисунок 5 – Схема гальванічного елемента Даниеля-Якобі

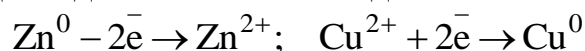
На межі поділу фаз виникають різниці потенціалів і встановлюються рівноваги:



Потенціал цинкового електрода має більш негативне значення, ніж потенціал мідного електрода, тому під час з'єднання цинкової пластини з мідною металевим дротом електрони будуть переміщуватись від цинку до міді. У результаті цього рівновага на цинковому електроді зміститься праворуч, а отже в розчин перейде додаткова кількість іонів цинку. У той самий час

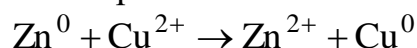
рівновага на мідному електроді зміститься ліворуч і на ньому відбудеться осідання іонів міді з розчину у вигляді атомів.

Таким чином, цинковий електрод є анодом, оскільки на ньому відбувається процес окиснення цинку, а мідний електрод – катодом, бо на ньому відбувається процес відновлення іонів міді:

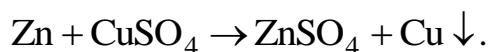


На внутрішній ділянці ланцюга аніони SO_4^{2-} переміщуються від мідного електрода до цинкового, а катіони Zn^{2+} і Cu^{2+} – у зворотному напрямку. Внаслідок такого переміщення зарядів розчини біля обох електродів залишаються електронейтральними.

Сумарний процес виражається рівнянням



або в молекулярній формі:



Електрохімічні системи ГЕ зображуються у вигляді схем, наприклад:



Ознайомившись з роботою гальванічного елемента, необхідно розрахувати його електрорушійну силу (ЕРС) за формулою

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

де $\varphi_{\text{к}}$ і $\varphi_{\text{а}}$ – потенціали відповідно катода і анода, В.

Порядок виконання роботи

Зібрати мідно-цинковий, залізо-цинковий і залізо-мідний ГЕ. Для цього потрібно в окремі склянки налити 0,01 М розчини CuSO_4 , ZnSO_4 , FeSO_4 , занурити в них електроди з відповідного металу і з'єднати попарно розчини U-подібною трубкою, наповненою насиченим розчином KCl у суміші з агар-агаром (електролітичний місток). З'єднати електроди зібраного ГЕ з вольтметром. Замкнути ланцюг і відзначити напрямок струму. Зняти показання за шкалою вольтметра.

Оформлення результатів роботи

1. Скласти схеми ГЕ. Вказати напрямок переміщення електронів по зовнішніх ланцюгах. Записати рівняння електродних процесів, скласти загальні рівняння реакцій, що відображають роботу кожного ГЕ.
2. Розрахувати теоретичні величини ЕРС кожного з досліджених елементів, використовуючи рівняння Нернста.
3. Порівняти теоретичні значення ЕРС з експериментальними.
4. Зробити висновок щодо впливу природи електродів на величину ЕРС гальванічного елемента.

Питання для самоперевірки

1. Обчислити потенціал цинкового електрода, зануреного в 0,01 М розчин цинк сульфату; потенціал водневого електрода, зануреного в чисту воду за температури 25 °С і тиску 1 атм.

2. Скласти схеми роботи двох ГЕ, в одному з яких мідь була б анодом, а в іншому – катодом. Написати рівняння реакцій, що відбуваються під час роботи цих елементів, і розрахувати ЕРС елементів за стандартних умов.

3. Користуючись таблицею стандартних електродних потенціалів, визначити, який з наведених нижче атомів та іонів може:

а) окиснюватися за допомогою H^+ :

$\text{Al}, \text{Zn}, \text{Ca}, \text{Ag}, \text{Fe}, \text{Hg}$;

б) відновлюватися за допомогою Zn :

$\text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$.

Скласти можливі молекулярні та іонні рівняння реакцій.

Лабораторна робота № 12

КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ

Мета роботи – ознайомлення з корозією металів і засобами захисту від неї.

Загальні рекомендації

Корозія металів є гетерогенним процесом, у якому хімічні та електрохімічні процеси відбуваються на межі поділу двох фаз – метал і зовнішнє середовище, причому метал переходить в іонний (окиснений) стан.

Особливу увагу необхідно звернути на електрохімічну корозію, яка відбувається в середовищі електроліту і супроводжується виникненням у системі електричного струму.

У процесі електрохімічної корозії руйнування металу відбувається внаслідок роботи багатьох мікрогальванічних елементів – гальванопар, які утворюються внаслідок різниці потенціалів на різних ділянках поверхні металу. Причиною різниці потенціалів можуть бути контакт двох різних металів, наявність домішок у металі, структурна неоднорідність металу тощо. При цьому треба пам'ятати, що анодними є ділянки металу, які мають менше значення електродного потенціалу. На анодних ділянках метал окиснюється, іони металу переходять у розчин і гідратуються, звільняючи зайві електрони, які, залишившись на металі, рухаються до катодної ділянки. На катодних ділянках поверхні металу зайві електрони поглинаються окисником.

Під час корозії залежно від реакції середовища окисниками можуть бути іони водню електроліту або розчинений в електроліті кисень повітря, хлор Cl_2 , іони Fe^{3+} , NO_3^- та ін. Для прикладу розглянемо корозію заліза з домішками міді в кислому середовищі (рис. 6).

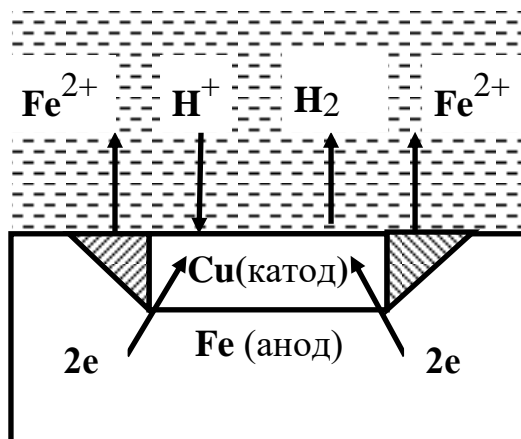


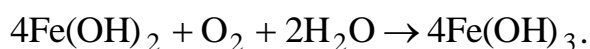
Рисунок 6 – Схема електрохімічної корозії заліза в кислому середовищі: на аноді: $\text{Fe} - 2e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; на катоді: $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \text{H}_2$

Отже, в кислому середовищі ($\text{pH} < 7$) залізо руйнується в місці контакту, а на міді виділяється водень.

У нейтральному і лужному середовищах ($\text{pH} \geq 7$) процес корозії виражається рівняннями:

- на аноді: $\text{Fe} - 2e \rightarrow \text{Fe}^{2+}$;
- на катоді: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e \rightarrow 4\text{OH}^-$;
- у розчині: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$.

Під впливом кисню повітря $\text{Fe}(\text{OH})_2$ окиснюється далі за рівнянням:



Порядок виконання роботи

Дослід 1. Вплив контакту металів на розчинення їх у кислотах.

1. У пробірку налити 5–6 мл 10 % розчину сірчаної кислоти, помістити туди шматочок гранульованого цинку (чистого). Відмітити, як швидко відбувається взаємодія цинку з кислотою (за швидкістю виділення бульбашок водню). Занурити в розчин мідну дротинку, доторкнутися нею до цинку. Спостерігати за зміною швидкості виділення водню. На якому з металів у цьому випадку виділяється водень?

Дослід 2. Електрохімічна корозія оцинкованого і лудженого заліза.

1. Попередні випробування на іон Fe^{2+} .

У результаті електрохімічної корозії заліза в розчин потрапляють іони Fe^{2+} , які можна виявити за допомогою калій гексаціаноферату(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, що утворює з ними комплексну сполуку $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ інтенсивно-синього кольору під назвою «турнбулева синь». Поява такого кольору свідчить про наявність іонів заліза Fe^{2+} у розчині, а отже, про корозію заліза.

Налити в пробірку декілька мілілітрів розведеного розчину FeSO_4 і додати декілька крапель розчину калій гексаціаноферату(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спростерігати за зміною забарвлення розчину в синій колір.

2. У дві пробірки налити по 2–3 мл розбавленої сірчаної кислоти й додати по 2–3 краплі калій гексаціаноферату(III). Взяти дві залізні канцелярські скріпки, в одну з них затиснути шматочок цинку, в іншу – олова і занурити в приготовлені пробірки. Через 5 хвилин відзначити зміну кольору розчину.

Дослід 3. Гальмування корозії за допомогою інгібіторів.

У дві пробірки налити по 2–3 мл 1н розчину соляної кислоти і помістити по шматочку цинку. Після того, як виділення водню стане досить інтенсивним (якщо реакція проходить повільно, підігріти пробірки), в одну з них додати уротропін на кінчику шпателя. Як змінилась інтенсивність виділення водню?

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. Скласти рівняння реакції взаємодії цинку з розчином сірчаної кислоти в молекулярній та іонній формах. Указати катод і анод та скласти рівняння реакцій катодного й анодного процесів під час контакту цинку з міддю. Зробити висновок щодо впливу на швидкість корозії цинку його контакту з менш активним металом.

Дослід 2. Зобразити схему електрохімічної корозії лудженого й оцинкованого заліза. Зробити висновок про те, де швидше проходить корозія заліза. Чому? У якому випадку під час руйнування захисного покриття (цинку або олова) корозія заліза буде проходити швидше?

Дослід 3. Зробити висновок щодо впливу уротропіну на швидкість корозії цинку.

Питання для самоперевірки

1. Що таке корозія металів?
2. Які існують основні типи корозії?
3. Як на швидкість корозії цинку впливає його контакт з міддю?
4. У чому полягає механізм електрохімічної корозії?
5. Що буде відбуватися при пошкодженні захисного покриття олова на залізному виробі, якщо виріб перебуває у воді? Скласти рівняння катодного та анодного процесів.
6. Під час контакту з яким із двох металів – міддю чи свинцем – залізо буде руйнуватися швидше? Чому?

Лабораторна робота № 13

ВИЗНАЧЕННЯ КАРБОНАТНОЇ ЖОРСТКОСТІ ВОДИ

Мета роботи – освоєння методики визначення карбонатної жорсткості води.

Загальні рекомендації

Однією з найважливіших характеристик природних вод є їхня жорсткість, яка обумовлена вмістом у них іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} .

Розрізняється жорсткість загальна, гідрокарбонатна (гідрогенкарбонатна) або тимчасова, карбонатна, зумовлена переважно гідрокарбонатами кальцій і магнію, і некарбонатна, обумовлена хлоридами й сульфатами кальцію і магнію, яку часто називають постійною жорсткістю.

Вимірюється жорсткість води кількістю мілімоль еквівалентів (ммоль екв) катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} або відповідних солей в 1 л води.

Під час розрахунків, пов'язаних із жорсткістю води, необхідно враховувати, що

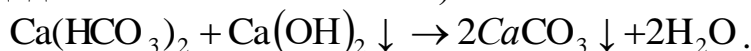
$$E_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{\text{Ca}^{2+}}{2} \quad \text{і} \quad E_{\text{Mg}^{2+}} = \frac{\text{Mg}^{2+}}{2};$$

$$M_{E(\text{Ca}^{2+})} = \frac{M_{\text{Ca}^{2+}}}{2} = 20 \text{ г/моль}; \quad M_{E(\text{Mg}^{2+})} = \frac{M_{\text{Mg}^{2+}}}{2} = 12 \text{ г/моль}.$$

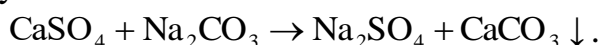
Вода, в якій містяться солі некарбонатної жорсткості, може бути пом'якшена термічною обробкою:



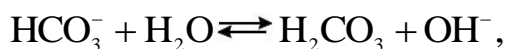
або вапнуванням (додаванням гашеного вапна):



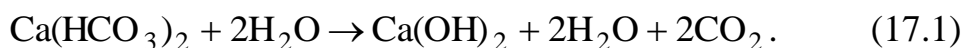
Вода, у якій містяться солі некарбонатної жорсткості, може бути пом'якшена реагентними методами (наприклад, додаванням соди Na_2CO_3) або методами іонного обміну:



Під час визначення карбонатної жорсткості води необхідно враховувати, що аніон HCO_3^- у воді гідролізує, у результаті чого вода набуває лужного середовища:

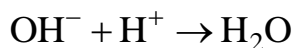


що в молекулярному вигляді можна записати так:

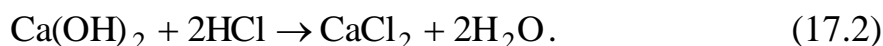


Саме тому карбонатну жорсткість визначають методом титрування проби води соляною кислотою в присутності індикатора метилоранжу до зміни жовтого кольору індикатора (характерного для лужного середовища) на рожевий.

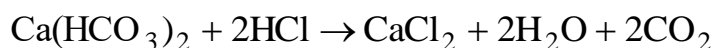
Під час титрування такої води розчином соляної кислоти відбувається реакція нейтралізації:



або



За рівняннями 17.1 і 17.2 одержимо рівняння реакції, яка відбувається під час визначення карбонатної жорсткості води за допомогою розчину соляної кислоти:



Порядок виконання роботи

У конічну колбу за допомогою циліндра відміряти 100 мл води, що досліджується, додати 1–2 краплі метилоранжу. Приготовану пробу відтитрувати 0,1н розчином соляної кислоти до зміни жовтого кольору індикатора на рожевий. Визначити об'єм кислоти, витраченої на титрування. Титрування повторити три рази (результати титрування не повинні розбігатися більш як на 0,1 мл). Знайти середнє значення об'єму розчину кислоти, витраченої на титрування води.

Оформлення результатів роботи

Результати титрування записати в таблицю 7.

Таблиця 7 – Результати спостережень

Номер проби	Об'єм води, мл	Об'єм кислоти, мл	Нормальність кислоти, моль екв·л ⁻¹

Розрахувати жорсткість води ($\frac{\text{ммоль екв}}{\text{л}}$) за формулою

$$J_B = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}}}{V_B} \cdot 1000,$$

де V_{HCl} – середній об'єм розчину соляної кислоти, витрачений на титрування,

мл;

$C_{H\text{ HCl}}$ – нормальність розчину соляної кислоти, моль екв/л;

V_B – об'єм проби води, взятої для титрування, мл.

Питання для самоперевірки

1. Наявність яких сполук обумовлює жорсткість води?
2. Які солі обумовлюють карбонатну, а які – некарбонатну жорсткість води?
3. У яких одиницях вимірюється жорсткість води?
4. У чому полягає метод визначення карбонатної жорсткості води?
5. Чому вода, що містить солі карбонатної жорсткості, має лужне середовище?
6. Якими способами можна усунути жорсткість води?

Лабораторна робота № 14

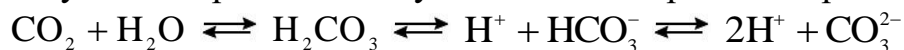
ВИЗНАЧЕННЯ АГРЕСИВНОГО ДІОКСИДУ ВУГЛЕЦЮ

Мета роботи – визначення кількості вільного і зв'язаного діоксиду вуглецю в пробах води та розрахування (на основі одержаних результатів) кількості агресивного діоксиду вуглецю у воді.

Загальні рекомендації

Діоксид вуглецю зазвичай присутній в усіх природних водах у двох формах: *вільний діоксид вуглецю* (CO_2 і H_2CO_3) і *зв'язаний діоксид вуглецю* (HCO_3^- і CO_3^{2-}).

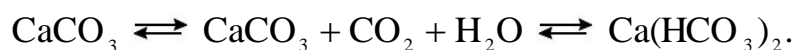
Саме наявність діоксиду вуглецю у воді в основному зумовлює корозійні властивості води відносно вапняних і бетонних споруд. Між різними формами вугільної кислоти у водних розчинах існує динамічна карбонатна рівновага:



Оскільки дисоціація вугільної кислоти за другим ступенем є незначною, то основна карбонатна рівновага природних вод є системою з вільної кислоти і гідрокарбонат-іонів:



Необхідно звернути увагу на той факт, що практично нерозчинний у воді кальцій карбонат CaCO_3 може взаємодіяти з розчиненим у воді діоксидом вуглецю CO_2 , перетворюючись на добре розчинний кальцій гідрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, і тим самим спричиняти вуглекислотну корозію бетонних і вапнякових споруд:



тв. речов. розчин

Константа цієї рівноваги має вигляд:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2]}{[\text{CaCO}_3] \cdot [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}.$$

Враховуючи сталість концентрацій $[\text{CaCO}_3]$ і $[\text{H}_2\text{O}]$, вона перетворюється на константу карбонатної рівноваги:

$$K_{\text{CO}_2} = \frac{[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2]}{[\text{CO}_2]}.$$

Та частина вільного діоксиду вуглецю CO_2 , яка входить у вираз константи карбонатної рівноваги і підтримує рівновагу між карбонатами та гідрокарбонатами, безпечна для будівельних споруд і називається рівноважним діоксидом вуглецю. Вуглекислотну корозію будівельних споруд викликає перевага кількості вільного діоксиду вуглецю над кількістю рівноважного. Ця величина називається агресивним діоксидом вуглецю. Кількість його дорівнює різниці між вмістом вільного діоксиду вуглецю у воді та рівноважного.

Порядок виконання роботи

Дослід 1. Визначення вільного діоксиду вуглецю.

Відібрати піпеткою 100 мл води і перенести в конічну колбу, додати 2–3 краплі фенолфталеїну та відтитрувати 0,1н розчином їдкого натру за постійного перемішування до появи блідо-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хвилини. Визначити об'єм лугу, витраченого на титрування. Титрування повторити три рази.

Дослід 2. Визначення зв'язаного діоксиду вуглецю.

Відібрати піпеткою 100 мл води і перенести в конічну колбу. Додати 2–3 краплі метилоранжу і відтитрувати 0,1н розчином соляної кислоти за постійного перемішування до зміни блідо-жовтого забарвлення на блідо-рожеве. Визначити об'єм кислоти, витраченої на титрування. Титрування повторити три рази.

Оформлення результатів роботи

Дослід 1. Результати титрування записати в таблицю 8.

Таблиця 8 – Результати спостережень

Номер проби	Об'єм води, мл	Об'єм NaOH, мл	Нормальність NaOH, моль екв·л ⁻¹

Знайти середнє значення об'єму розчину лугу, витраченого на титрування.

Скласти рівняння реакції, що відбувається під час титрування води, яка вміщує вільний діоксид вуглецю, розчином лугу. Масу вільного діоксиду вуглецю (мг/л) розраховувати за формулою

$$m_{\text{CO}_2 \text{ вільн.}} = \frac{V_{\text{NaOH}} \cdot C_{\text{н NaOH}} \cdot 1000 \cdot 44}{V_{\text{В}}},$$

де $V_{\text{В}}$ – об'єм води, взятий для титрування, мл;

V_{NaOH} – середній об'єм лугу, витраченого на титрування, мл;

$C_{\text{н NaOH}}$ – нормальність розчину лугу, (моль екв/л);

44 – молярна маса еквівалента вільного діоксиду вуглецю в реакції утворення кислій солі, г/моль екв.

Дослід 2. Результати, одержані під час титрування, записати в таблицю 9.

Таблиця 9 – Результати спостережень

Номер проби	Об'єм води, мл	Об'єм НСІ, мл	Нормальність НСІ, моль екв·л ⁻¹

Знайти середнє значення об'єму кислоти, витраченої на титрування. Скласти рівняння реакції, що відбувається під час титрування води, яка містить гідрокарбонат-іони, розчином соляної кислоти.

Масу зв'язаного діоксиду вуглецю (мг/л) розрахувати за формулою

$$m_{\text{CO}_2 \text{ зв'яз.}} = \frac{V_{\text{НСІ}} \cdot C_{\text{н НСІ}} \cdot 1000 \cdot 44}{V_{\text{В}}},$$

де $V_{\text{В}}$ – об'єм води, взятий для титрування, мл;

$V_{\text{НСІ}}$ – середній об'єм кислоти, витрачений на титрування, мл;

$C_{\text{н НСІ}}$ – нормальність кислоти, (моль екв/л);

44 – молярна маса еквівалента зв'язаного діоксиду вуглецю у цій реакції, г/моль екв.

Кількість агресивного діоксиду вуглецю розрахувати на основі результатів визначення кількості вільного і зв'язаного діоксиду вуглецю, використовуючи таблицю Леманна і Реуса.

Розрахувати величину А за формулою

$$A = m_{\text{CO}_2 \text{ вільн.}} + \frac{1}{2} m_{\text{CO}_2 \text{ зв'яз.}}$$

У таблиці Леманна і Реуса (табл. 10) за величиною А знайти відповідну їй величину Б і далі з формули

$$B = m_{\text{CO}_2 \text{ агр.}} + \frac{1}{2} m_{\text{CO}_2 \text{ зв'яз.}}$$

знайти кількість агресивного діоксиду вуглецю (мг/л).

Питання для самоперевірки

1. Які форми діоксиду вуглецю присутні в природних водах?
2. Що таке карбонатна рівновага?
3. Який діоксид вуглецю називається рівноважним, а який – агресивним?
4. Який діоксид вуглецю спричиняє вуглекислотну корозію бетону?
5. У чому полягає метод визначення агресивного діоксиду вуглецю?

Таблиця 10 – Коефіцієнти А і Б для визначення вмісту агресивного CO₂ у воді

А	Б	А	Б	А	Б	А	Б
1	1	56	52,4	111	91,6	166	121,0
2	2	57	53,2	112	92,2	167	121,5
3	3	58	54,0	113	92,8	168	122,0
4	4	59	54,8	114	93,4	169	122,5
5	5	60	55,7	115	94,0	170	123,0
6	6	61	56,5	116	94,6	171	123,4
7	7	62	57,2	117	95,1	172	123,9
8	8	63	58,1	118	95,8	173	124,3
9	9	64	58,8	119	96,3	174	124,7
10	10	65	59,8	120	97,0	175	125,2
11	11	66	60,4	121	97,6	176	125,7
12	12	67	61,2	122	98,1	177	126,2
13	13	68	62,0	123	98,6	178	126,6
14	13,9	69	62,8	124	99,2	179	127,0
15	14,9	70	63,5	125	99,8	180	127,5
16	15,9	71	64,3	126	100,4	181	127,9
17	16,9	72	65,0	127	100,9	182	128,4
18	17,8	73	65,8	128	101,5	183	128,8
19	18,8	74	66,5	129	102,1	184	129,2

Продовження таблиці 10

А	Б	А	Б	А	Б	А	Б
20	19,8	75	67,3	130	102,6	185	129,7
21	20,8	76	68,0	131	103,2	186	130,2
22	21,7	77	68,8	132	103,7	187	130,6
23	22,7	78	69,5	133	104,8	188	131,0
24	23,7	79	70,3	134	104,8	189	131,4
25	24,6	80	71,0	135	105,2	190	131,9
26	25,5	81	71,7	136	105,9	191	132,3
27	26,5	82	72,4	137	106,5	192	132,7
28	27,5	83	73,1	138	106,9	193	133,2
29	28,4	84	73,8	139	107,5	194	133,7
30	29,4	85	74,5	140	108,1	195	134,0
31	30,3	86	75,2	141	108,6	196	134,4
32	31,2	87	75,9	142	109,1	197	134,8
33	33,2	88	76,6	143	109,6	198	135,2
34	33,1	89	77,3	144	110,0	199	135,7
35	34,0	90	78,0	145	110,7	200	136,0
36	34,9	91	78,7	146	111,2	210	141,6
37	35,9	92	79,3	147	111,7	220	145,6
38	36,8	93	80,0	148	112,2	230	149,8
39	37,7	94	80,8	149	112,5	240	153,8
40	38,6	95	81,4	150	113,2	250	157,5
41	39,5	96	82,1	151	113,7	260	161,2
42	40,3	97	82,7	152	114,2	270	164,9
43	41,2	98	83,3	153	114,7	280	168,5
44	42,1	99	84,0	154	115,3	290	171,9
45	43,0	100	84,6	155	115,8	300	175,3
46	43,9	101	85,3	156	116,3	310	178,8
47	44,7	102	85,9	157	116,6	320	182,1
48	45,6	103	86,5	158	117,3	330	185,0
49	46,5	104	87,2	159	117,6	340	188,3
50	47,3	105	87,6	160	118,1	350	191,3
51	48,2	106	88,4	161	118,6	360	194,2
52	49,0	107	89,1	162	119,1	370	197,3
53	49,9	108	89,7	163	119,6	380	199,9
54	50,7	109	90,4	164	120,1	390	202,8
55	51,5	110	90,9	165	120,6	400	205,7

Електронне навчальне видання

Методичні рекомендації
до виконання лабораторних робіт
із навчальної дисципліни

«ХІМІЯ»

*(для здобувачів першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
денної форми навчання
зі спеціальності 133 – Галузеве машинобудування,
освітньо-професійна програма «Галузеве машинобудування»)*

Укладач **СКРИПИНЕЦЬ** Анна Василівна

Відповідальний за випуск *Т. Д. Панайотова*
Редактор *М. О. Гаман*
Комп'ютерне верстання *А. В. Скрипинець*

План 2024, поз. 245М

Підп. до друку 10.06.2024. Формат 60 × 84/16.

Ум. друк. арк. 3.1.

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.

Електронна адреса: office@kname.edu.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 5328 від 11.04.2017.