

Сумський державний університет

Кафедра загальної хімії

ЛАБОРАТОРНИЙ ЖУРНАЛ

з аналітичної хімії

Студента групи _____

П.І.П. _____

СумДУ, 2018

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1

ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ. ЛАБОРАТОРНЕ ОБЛАДНАННЯ.

Теоретичні відомості

Лабораторне обладнання та його використання

Хімічний посуд виготовляють із спеціальних видів скла, яке витримує значні коливання температур. Розрізняють тонкостінний (рис.1) і товстостінний посуд (рис.2)

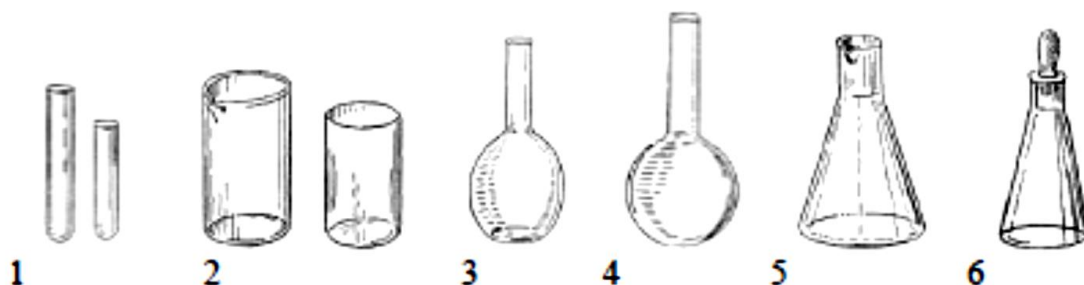


Рис. 1 Тонкостінний хімічний посуд. 1 - пробірка, 2 - хімічний стакан,
3,4,5 - колби: плоскодонна, круглодонна, конічна; 6 - бюкс.



Рис. 2. Товстостінний хімічний посуд. 1 - банка (склянка) для зберігання речовин,
2 - конічна воронка, 3 - ділильні воронки

До тонкостінного хімічного посуду належать пробірки, хімічні стакани, колби.

Пробірки використовуються для експериментальних випробувань з невеликими кількостями реактивів.

Хімічні стакани використовуються для приготування та тимчасового зберігання розчинів.

Плоскодонні колби використовують для зберігання дистильованої води, розчинників, розчинів. Їх не можна використовувати для проведення випробувань, що вимагають сильного нагрівання.

Круглодонні колби використовують для проведення реакцій, які вимагають сильного нагрівання.

Конічні колби використовують для титрування розчинів.

В товстостінному посуді проводять операції, які не вимагають нагрівання. Для вимірювання об'єму рідини використовуйте мірний посуд.

До мірного посуду (рис.3) належать вимірювальні циліндри, мензурки, піпетки, бюретки, вимірювальні колби.

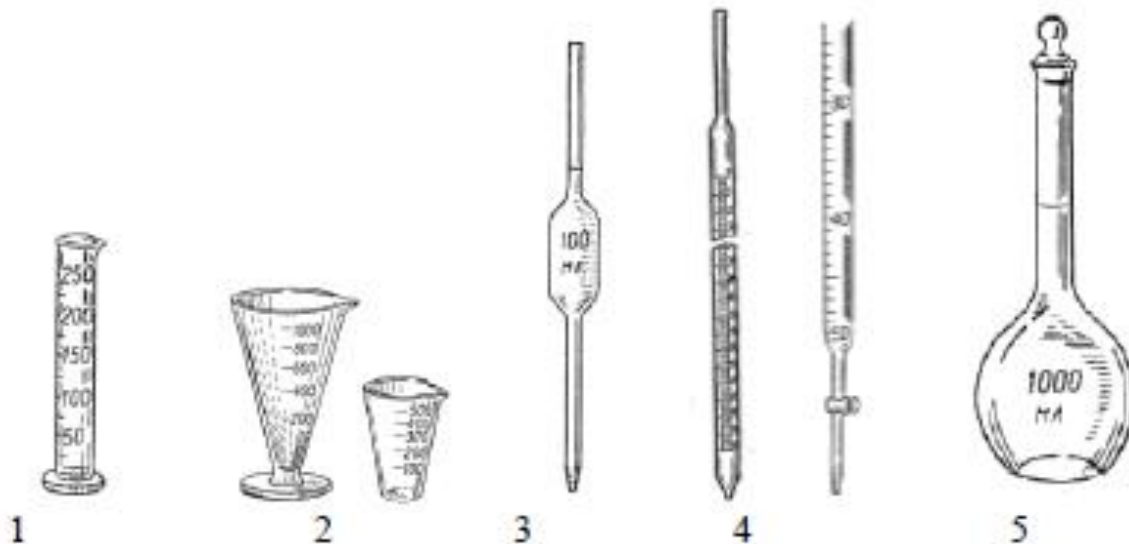


Рис.3 Мірний посуд. 1 - мірний циліндр, 2 - мензурка, 3 - піпетки, 4 - бюретка, 5 - мірна колба.

Мірні циліндри і мензурки використовуються для вимірювання визначених об'ємів рідин. В мірних циліндрах визначають також щільність розчинів. Циліндри бувають на 10, 25, 50, 100, 250, 300, 1000 мл.

Піпетки використовуються для вимірювання невеликих об'ємів рідин з точністю до 0,005 мл. Піпетки бувають градуйовані та неградуйовані. Неградуйованими піпетками можна вимірювати лише такий об'єм рідини, на яку вони розраховані. Градуйованими піпетками вимірюють різні об'єми. Піпетки проградуйовані з урахуванням витоку рідини, тому видувати з них залишки рідини не можна.

Бюретки використовуються для вимірювання точних об'ємів рідин у кількісному аналізі (для титрування). За допомогою бюреток можна виміряти об'єм рідин з точністю до 0,3 - 0,85 мл (для звичайних бюреток) і до 0,005 мл (для мікробюреток).

Мірні колби - колбочки з видовженою горловиною, на якій нанесена мітка в вигляді тонкої кільцевої риски, що визначає об'єм даної колби. Мірні колби використовують для приготування розчинів точної концентрації. Випускають колби об'ємом 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 мл.

Рівень рідини в циліндрах, піпетках, бюретках визначається по мітці (рис.4)

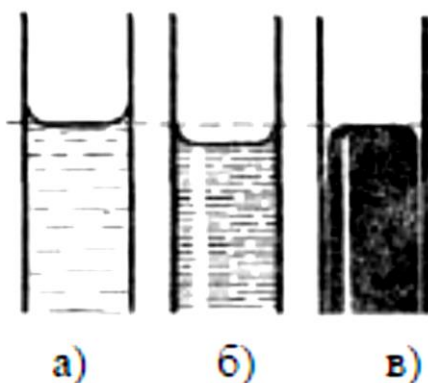


Рис. 4 Положення меніску а) для прозорої рідини; б) для непрозорої або зафарбованої рідини; в) для рідини, яка не змочує скло.

При заповненні посудин рідиною очі спостерігача повинні бути на тому ж рівні, що і мітка на колбі.

Крім скляного посуду, в лабораторії використовують фарфоровий (порцеляновий) посуд: чашки, ступки, тиглі. (рис.5)



Рис.5 Фарфоровий посуд. 1 - чашка для випарування; 2 - ступка з товкачиком (макогінчиком); 3 – тигель.

Чашки для випарування використовуються для випарювання рідин і прокалювання речовин.

В ступках подрібнюють тверді речовини.

Тиглі використовують для прокалювання речовин в печах.

Велике значення при виконанні лабораторних робіт має додаткове обладнання (рис.6)

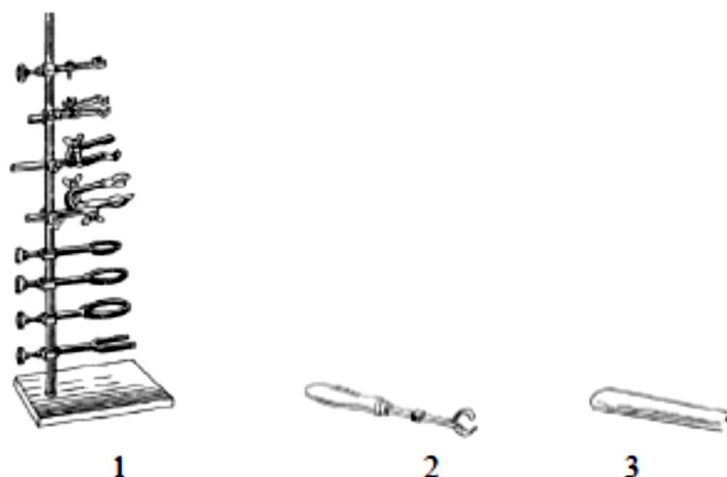


Рис.6 Додаткова лабораторна техніка та прилади. 1 - штатив; 2 - пробіркодержач; 3 - шпатель.

Штатив з набором лапок, кілець використовують для закріплення різного устаткування, колбочок, пробірок, холодильників.

Пробіркодержач використовують для закріплення пробірок при нагріванні. Спочатку нагрівають всю пробірку, потім нижню частину з речовиною.

Шпатель - використовують для накладання або видалення невеликих кількостей розсипних твердих речовин.

Нагрівальні прилади - це електричні плиточки, спиртівки. Можна використовувати сухе паливо, спалюючи його на спеціальних підставках.

Термометр - прилад для вимірювання температури.

Ареометр - прилад для вимірювання щільності рідини.

Для зважування речовин використовують ваги - фармацевтичні, технохімічні, аналітичні, електронні.

На фармацевтичних вагах зважують речовини масою не більше 100 г.

Технохімічні ваги точніші за аптечні. Точність зважування на аналітичних вагах до 0,0001 г.

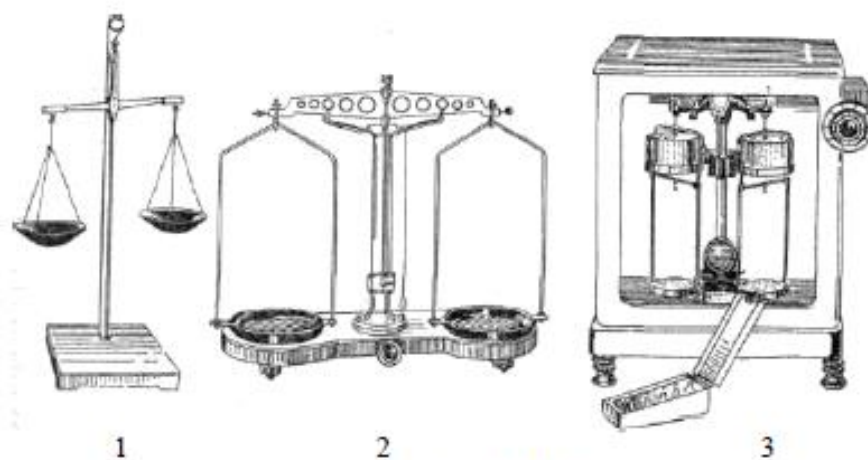
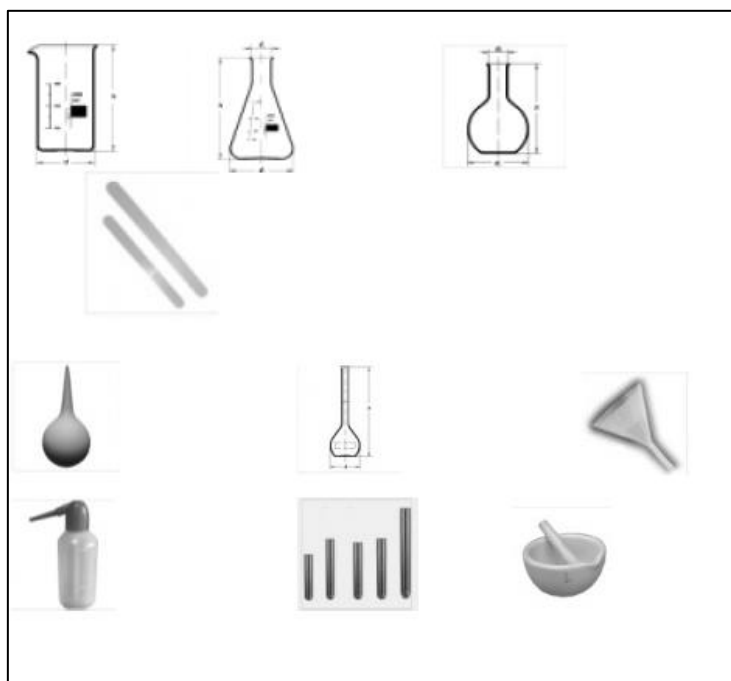


Рис. 7 Ваги. 1 - аптечні, 2 - технохімічні, 3 – аналітичні.

Підпишіть малюнки с лабораторним посудом





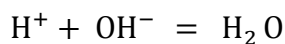
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ СУЛЬФАТНОЇ КИСЛОТИ У ТЕХНІЧНІЙ СУЛЬФАТНІЙ КИСЛОТІ

Мета: вивчити теоретичні основи методу кислотно-основного титрування. Визначити зміст сульфатної кислоти в технічній сульфатної кислоти.

Теоретичні відомості

Для виконання роботи використовується метод нейтралізації, в основі якого покладена реакція взаємодії іонів водню з гідроксид іонами:



Кількість сульфатної кислоти визначають за стандартним розчином лугу (NaOH або KOH). Стандартні розчини кислот (сульфатної або хлоридної) і лугів (NaOH або KOH) не можуть бути безпосередньо приготовлені, так як перші бувають частіше в розчині, точна концентрація яких невідома, а другі поглинають з повітря CO₂ і пари води, змінюючи свою вагу. Тому титри цих речовин встановлюються шляхом титрування по соді або щавлевої кислоти.

Реакція нейтралізації зазвичай не супроводжується зовнішніми змінами, за якими можна було б судити про кінець реакції. Тому для фіксування точки еквівалентності використовують індикатори. Індикатори зазвичай змінюють своє забарвлення не суворо в еквівалентній точці, а з деякими відхиленнями від неї, тому вибирають індикатор так, щоб похибка при цьому була мала і не відбивалася на результатах титрування.

Приготування стандартного розчину щавлевої кислоти Молярна маса еквівалента щавлевої кислоти дорівнює:

$$m_{e\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{90.02}{2} = 45.01 \text{ г/моль}$$

Розрахуємо наважку щавлевої кислоти для приготування 0.1 н. розчину. Наважку кислоти готують з фіксанала в мірній колбі об'ємом 1 л. Масу наважки розраховують за формулою

$$m_{e\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{m_{e(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)} \cdot N(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V_{\text{колби}}}{1000} =$$

Титр отриманого розчину:

$$T_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}}{V_{\text{колби}}} =$$

Приготування приблизно 0,1 н. розчину гідроксиду натрію і встановлення його титру

Молярна маса еквівалента гідроксиду натрію дорівнює:

$$m_e \text{ NaOH} = \frac{40.01}{1} = 40.01 \text{ г/моль}$$

Розрахуємо масу наважки гідроксиду натрію для приготування 1 л 0.1 н. розчину:

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{m_e(\text{NaOH}) N (\text{NaOH}) V_{\text{колби}}}{1000} =$$

Роботу виконують таким чином.

В бюретку наливають через лійку невелику кількість приготованого розчину лугу. Обполіскують її цим розчином, виливають його в раковину і потім наповнюють бюретку до нульової позначки розчином NaOH. Другу бюретку таким же чином заповнюють титрованим розчином щавлевої кислоти. У три конічних колбочки відмірюють з бюретки точно по 20 мл щавлевої кислоти, кожен раз заповнюючи бюретку до нуля, доливають в кожную колбу по 2-3 краплі фенолфталеїну і нагрівають колбочки на електричній плитці до кипіння. Гарячий розчин титрують лугом при постійному збовтуванні. При титруванні під конічні колбочки підкладають аркуш білого паперу, що полегшує визначення кінця титрування. Спочатку луг доливають значними порціями, потім меншими, а під кінець по краплях. Титрування закінчують, коли блідо-рожеве, ледь помітне фарбування не зникає протягом 1 хвилини. Записують, скільки лугу пішло на титрування. Титрування повторюють три рази.

Отримані при титруванні 3 результату повинні відрізнятися один від одного не більше, ніж на 0,2 мл. При кожному титруванні бюретка повинна заповнюватися розчином до нульової позначки.

З отриманих трьох результатів титрування знаходять середнє

арифметичне

$$V_{\text{сер NaOH}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

Розраховують титр розчину NaOH

$$T_{\text{NaOH}} = \frac{m_e(\text{NaOH}) V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) T(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V_{\text{сер NaOH}} m_e(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)} =$$

Визначивши титр, розраховують нормальність розчину NaOH

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{T(\text{NaOH}) 1000}{m_e(\text{NaOH})} =$$

Отримують у викладача мірну колбу з досліджуваним розчином сульфатної кислоти. Відбирають з колби піпеткою 10 мл розчину кислоти і переносять розчин в конічну колбу на 100-150 мл, доливають 2-3 краплі фенолфталеїну і титрують стандартним розчином гідроксиду натрію до появи малинового

забарвлення, яке не зникає протягом 1 хв. Титрування повторюють 2-3 рази.

Результати титрування заносять у таблицю 1.

Таблиця 1

№ титрування	Об'єм $NaOH$

Отримані при титруванні результати повинні відрізнятися один від одного не більше, ніж на 0,2 мл. При кожному титруванні бюретка повинна заповнюватися розчином до нульової позначки. З отриманих трьох результатів титрування знаходять середнє арифметичне

$$V_{\text{сер}} NaOH = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

Обробка результатів аналізу

Нормальну концентрацію розчину сульфатної кислоти розраховують за формулою

$$N_{H_2SO_4} = \frac{N(NaOH) V(NaOH)}{V_{\text{сер}}(H_2SO_4)} =$$

Обчислюють масу сульфатної кислоти в розчині

$$m_{H_2SO_4} = \frac{N(H_2SO_4) m_e(H_2SO_4) V_{\text{колби}}}{1000} =$$

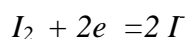
Висновок:

ЛАБОРОТОРНА РОБОТА №3

ВИЗНАЧЕННЯ ІОНА Cu^{2+} У РОЗЧИНІ МІДНОГО КУПОРОСУ

Мета: вивчити теоретичні основи методу редоксиметрії. Визначити вміст іонів Cu^{2+} в розчині мідного купоросу.

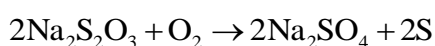
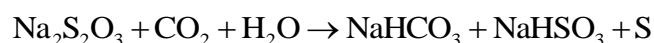
Теоретичні відомості. В основі всіх йодометричних визначень лежать окисно-відновні процеси, які пов'язані з перетворенням елементарного йоду в іони I^- або назад



Стандартний окисно-відновний потенціал системи $E^0_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = +0.54\text{В}$, і займає проміжне положення між значеннями для сильних окисників і сильних відновників. Отже, методом йодометрії можуть бути визначені як відновники, так і окисники. При визначенні іонів Cu^{2+} використовують розчини з приготованим титром і з встановленим титром.

Приготування розчину тіосульфату натрію

Приготувати титрований розчин натрії тіосульфату шляхом взяття точного навішування неможливо, так як сіль на повітрі легко вивірюється. У водних розчинах тіосульфат може розкладатися вугільною кислотою і киснем повітря:



Тому розчин тіосульфату спочатку готують приблизно необхідної концентрації, дають йому постояти близько 10 днів і тільки після цього встановлюють його титр по приготованому стандартному розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Розраховують наважку $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ для приготування 500 мл приблизно 0,1 н. розчину. Молярна маса $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ дорівнює 248,19 г, молярна маса його еквівалента

$$m_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{248,19}{1} = 248,19 \text{ г/моль}$$

Для приготування 500 мл 0,1 н. розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необхідно взяти наважку:

$$m_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{колби}}}{1000} =$$

Наважку беруть на технохімічних вагах, розчиняють в 500 мл дистильованої води в плоскодонній колбі. Колбу закривають і зберігають в темряві.

Приготування стандартного розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Біхромат калію є хорошим вихідною речовиною для встановлення титру розчину тіосульфату натрію. Його легко модно отримати в хімічно чистому вигляді шляхом перекристалізації води. Розчини Обчислюють титр отриманого розчину дуже стійкі. Молярна маса еквівалента $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дорівнює

$$m_{\text{эК}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{m_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{6} = \frac{294,22}{6} = 49,03 \text{ г/моль}$$

Для приготування 0,1 н. розчину біхромату калію в мірній колбі ємністю V мл необхідно взяти наважку

$$m_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{m_{\text{эК}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot N_{\text{эК}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot V_{\text{колбы}}}{1000}$$

На аналітичних вагах точно відважують у бюксі наважку приблизно рівну розрахованій, кількісно переносять її в мірну колбу ємністю V мл, розчиняють в дистильованій воді, доводять об'єм до мітки, перемішують кілька разів.

Обчислюють титр отриманого розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

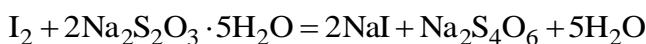
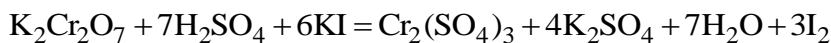
$$T_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{m_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{V_{\text{колбы}}} =$$

Нормальність приготовленого розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

$$N_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{m_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot 1000}{V_{\text{колбы}} \cdot m_{\text{эК}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} = \frac{T_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot 1000}{m_{\text{эК}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} =$$

Встановлення титру розчину тіосульфату

Встановлення титру тіосульфату натрію може бути проведено по йоду, виділеного в кислому середовищі певною кількістю стандартного розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по реакціях:



У три конічні колби ємністю 200-250 мл вливають 10 мл 10% розчину КІ і 20 мл 2 н. розчину H_2SO_4 , якщо з'явилося жовте забарвлення, його знищують добавкою однієї краплі розчину тіосульфату. Після цього в кожну колбу додають по 10 мл стандартного розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, закривають їх склом і на 5 хвилин ставлять в затемнене місце, після цього вливають в колби приблизно по 50 мл дистильованої води і відразу ж титрують з бюретки робочим розчином тіосульфату, титр якого слід визначити. Титрування ведеться до ослаблення концентрації йоду, який виділився (до солом'яно-жовтого забарвлення розчину), після чого в розчин додають 10 крапель розчиненого крохмалю і титрують знову тіосульфатом до зникнення синього забарвлення і різкого переходу її в трав'яно-зелену. За результатами трьох титрування визначають середній обсяг тіосульфату і приступають до розрахунку титру і нормальності робочого розчину.

Розрахунок нормальності розчину тіосульфату натрію здійснюють за формулою

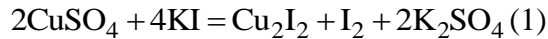
$$N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{V_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot N_{\text{К}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{V_{\text{спNa}_2\text{S}_2\text{O}_6 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}} =$$

Титр розчину тіосульфату розраховують за формулою

$$T_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot m_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{1000} =$$

Виконання роботи

Визначення іонів купруму в розчині мідного купоросу (контрольне завдання). Йодометричне визначення купруму в розчині засноване на реакціях



Реакція (1) є оборотною, тому необхідний незначний надлишок KI, щоб змістити рівновагу вправо. Невелика добавка розчину H_2SO_4 прискорює реакцію. Отриманий розчин в мірній колбі (на 50, 100, 200, 250 мл) розбавляють дистильованою водою до мітки і перемішують, закривши пробкою. Відбирають піпеткою 10 мл розчину, який аналізують в конічну колбу ємністю 150-200 мл, туди ж додають 20-25 крапель 2 н. розчину H_2SO_4 , 10 мл 10% розчину KI і відразу ж титрують робочим розчином тіосульфату натрію, обережно, до значного ослаблення бурого забарвлення. Потім додають 20 крапель розчину крохмалю і титрують до зникнення синього і появи блідо-рожевого забарвлення. Виконують 3 титрування. Відлік по бюретці записують в робочий журнал. З вихідних відліків беруть середній і розраховують вміст іонів в об'ємі колби.

Таблиця 2

№ титрування	Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Обробка результатів аналізу

Нормальна концентрація приготованого розчину мідного купоросу дорівнює

$$N_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{cpNa}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{V_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}} =$$

В приготованому об'ємі розчину мідного купоросу (в наважці) міститься

$$m_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{m_{\text{Cu}^{2+}} \cdot N_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{колбы}}}{1000} =$$

Висновок:

ЛАБОРОТОРНА РОБОТА №4

ВИЗНАЧЕННЯ ТВЕРДІСТІ ПИТНОЇ ВОДИ МЕТОДОМ КОМПЛЕКСОНОМЕТРІЇ

Мета: вивчити теоретичні основи методу комплексонометрії. Визначити загальну твердість в запропонованих зразках природної та водопровідної води.

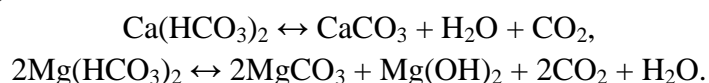
Теоретичні відомості.

КОМПЛЕКСОНОМЕТРІЯ (*трилонометрія, хелатометрія*) — титриметричний метод аналізу, що базується на реакціях утворення розчинних, дуже міцних комплексів полідентатних лігандів-комплексонів із катіонами лужноземельних та важких металів. Як титранти застосовують амінодіоцтову, нітрилодіоцтову (комплексон I, трилон А), етилендіамінтетраоцтову кислоти (комплексон II) і динатрієву сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти (комплексон III, трилон Б, ЕДТА, який використовують найчастіше). Титранти утворюють з катіонами ряду металів (Ca, Sr, Ba, Mg, Al, Cu, Zn та ін.) комплексні сполуки у співвідношенні 1:1 незалежно від валентності іона металу. Кінцеву точку титрування визначають візуально з використанням металохромних індикаторів, а також потенціометрично, фотометрично та іншими методами. Металохромні індикатори утворюють у водних розчинах з іонами металу забарвлені комплекси, менш міцні, ніж комплекс металу з трилоном Б. Стійкість комплексів катіонів металів з трилоном Б значною мірою залежить від рН-середовища. Більшість катіонів у кислому середовищі не утворює стійких комплексів, тому визначення проводять у присутності аміачного буферного розчину (рН 8–9).

За методом прямого титрування досліджувані іони у присутності металохромного індикатора та буферного розчину титрують розчином трилону Б. Цим способом визначають іони Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Pb^{2+} та ін. У разі зворотного титрування до розчину з іоном, що визначають, додають точний надлишковий об'єм розчину трилону Б, буферний розчин, індикатор, нагрівають суміш до завершення реакції, охолоджують, а надлишок комплексону відтитровують стандартним розчином магнію сульфату або цинку сульфату. Для визначення іонів металу, які не взаємодіють з металоіндикатором, застосовують метод титрування замісника: до розчину, що аналізують, додають надлишок комплексонату іона металу, який утворює менш стійку комплексну сполуку, ніж іон металу, який визначають. Іони металу, що виділились в еквівалентній кількості до іона, що визначають, відтитровують стандартним розчином комплексону в присутності металохромного індикатора. Якщо іони, які визначають, не взаємодіють з комплексоном, їх спочатку осаджують у вигляді малорозчинної сполуки. Як осаджувач вибирають іон, який зручно визначати комплексонометричним титруванням. Визначають або іон-осаджувач в осаді, або його надлишок у розчині після видалення осаду.

Твердість води – один з найважливіших показників її якості. Твердість природних вод обумовлюється наявністю в них солей кальцію і магнію. Вона виражається в мілімолях в літрі іонів Ca^{2+} та Mg^{2+} . Розрізняють три види твердості: тимчасову, постійну і загальну.

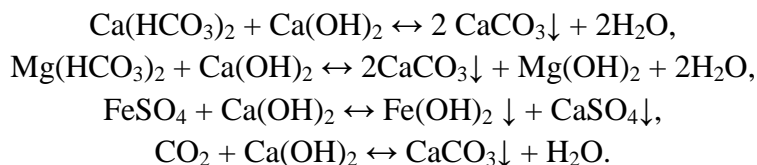
Тимчасова (карбонатна) твердість (Тк) обумовлюється головним чином наявністю в воді бікарбонатів кальцію і магнію $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ та $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, які під час кип'ятіння випадають у вигляді щільного осаду (нальоту):



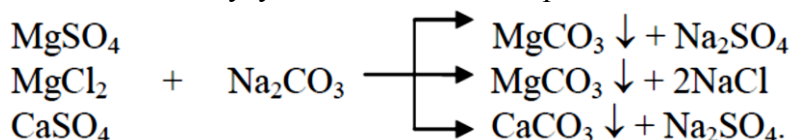
Постійна (некарбонатна) твердість (Тн) обумовлюється вмістом у воді хлоридів, сульфатів, нітратів кальцію і магнію, що лишаються під час кип'ятіння в розчиненому стані. Сума тимчасової і постійної твердості називається загальною твердістю. За загальною твердістю, в ммоль/л, природні води поділяють на м'яку ($T_o < 2$), середню ($T_o = 2-10$), тверду ($T_o > 10$).

Пом'якшенням води називається її очищення від солей кальцію і магнію, що створюють твердість води. Одним із найбільш ефективних способів пом'якшення води є вапняно-содовий. У його основі лежать такі реакції:

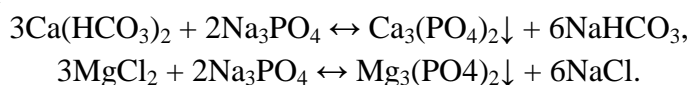
1 Обробка гашеним вапном для усунення тимчасової твердості, видалення іонів заліза і зв'язування CO_2 :



2 Обробка кальцинованою содою для усунення постійної твердості.



3 Обробка тринатрійфосфатом для більш повного осадження катіонів Ca^{2+} та Mg^{2+} :

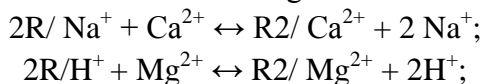


У даний час для пом'якшення, знесолення і знекремнення води застосовують метод іонного обміну. Його суть полягає в тому, що тверде тіло – іоніт – поглинає з розчину електроліту позитивні і негативні іони в обмін на еквівалентну кількість інших однойменно заряджених іонів. У відповідності до знаку заряду іонів, що обмінюються розрізняють катіоніти та аніоніти.

Катіоніти – нерозчинні у воді речовини, що являють собою солі або кислоти з аніоном, що обумовлює нерозчинність у воді; катіон (натрій або водень) здатний вступати в обмінну реакцію з катіонами розчину. Катіоніти відповідно називаються Na – катіонітами та H – катіонітами.

Аніоніти – основи чи солі з твердим, нерозчинним катіоном. Вони містять рухому гідроксильну групу (OH - аніоніти).

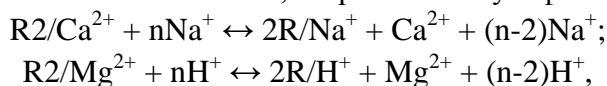
В основі катіонного процесу пом'якшення лежить реакція обміну іонів Na^+ на H^+ катіонів - на іони Ca^{2+} та Mg^{2+} :



де R – комплекс матриці та функціональної групи без іонного обміну.

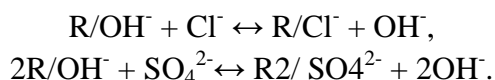
Важливою характеристикою іонітів є обмінна ємкість, що показує здатність іоніта поглинати певну кількість іонів за даних умов. Обмінна ємкість визначає тривалість робочого циклу іонітових фільтрів. При досягненні заданої границі обмінної ємкості проводять процес регенерації.

Катіоніти регенерують з розчином NaCl або 1 - 1,5% розчином сульфатної кислоти:



де $(n-2)$ – надлишок NaCl або H_2SO_4 відносно їх стехіометричної кількості.

Під час фільтрування води через шар аніоніта проходить сорбція аніонів за такими рівняннями реакцій:



Регенерація аніонітових фільтрів проводиться, як правило, 4%-ним розчином NaOH :



На рис.1 подана схема установки для пом'якшення води з послідовним використанням H -катіонування та OH -аніонування. При проходженні води крізь катіоніт вона звільняється від іонів Ca^{2+} , Mg^{2+} та Na^+ в H -катіоновому фільтрі (1), а потім в аніоновому фільтрі (2) з неї видаляються

аніони. Далі вода проходить крізь дегазатор (3), де вона вивільняється від кисню і діоксиду вуглецю, і далі крізь збірник (4) до споживача. Для регенерації в фільтр (1) подається розчин сірчаної кислоти, а в фільтр (2) – гідроксид натрію.

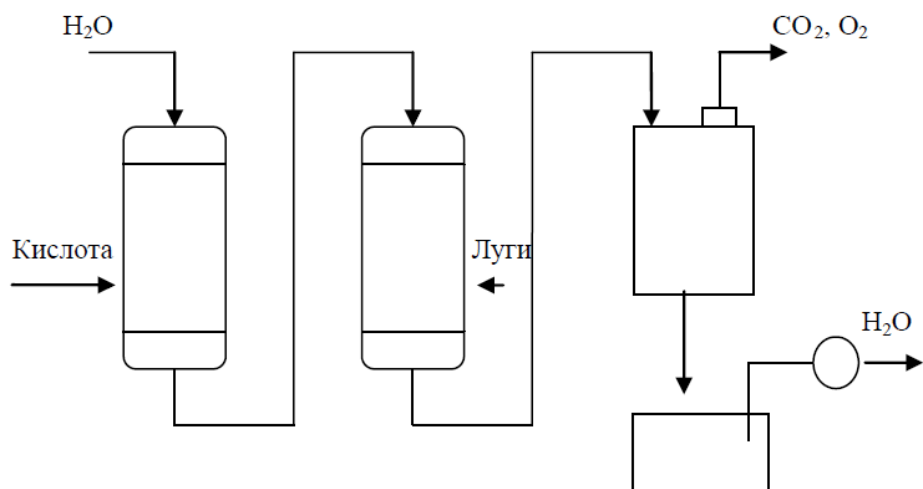


Рисунок 1 - Технологічна схема установки для пом'якшення води

Виконання роботи

Експериментальна частина. Бюретку наповнити розчином ЕДТА і з встановленою концентрацією.

Визначити загальну твердість (ЗТ) води. Для цього піпеткою перенести в колбу для титрування 25 см³ водопровідної води, додати 5 мл аміачної буферної суміші (мірний циліндр на 10 мл) та 5-7 крапель індикатора еріохрому чорного Т. Вміст колби титрувати розчином ЕДТА з встановленою концентрацією до переходу з кольору з червоного вина в синій. В кінці титрування розчин ЕДТА повільно додають по одній краплі, щоб червоний відтінок розчину повністю зник. Титрування повторюють до отримання трьох результатів, що збігаються, розраховують середній об'єм ЕДТА (V ЗТ).

Визначити постійну твердість води (ПТ). Для цього 100 см³ водопровідної води кип'ятити протягом 10 хв., відфільтрувати утворений осад, до 25 мл фільтрату додати 5 см³ аміачної буферної суміші, 5-7 крапель індикатора і титрувати робочим розчином ЕДТА Б так само, як і при визначенні загальної твердості. За результатами трьох титрувань, що збігаються, знайти середній об'єм ЕДТА (V ПТ).

Результати титрувань занести до таблиці 3.

Таблиця 3

Номер титрування	V(H ₂ O), см ³	C (ЕДТА), моль/л	V(ЕДТА/ЗТ), см ³	V(ЕДТА/ПТ), см ³
1	25			
2	25			
3	25			

$$ЗТ = \frac{2C(ЕДТА) \cdot V(ЕДТА/ЗТ) \cdot 1000}{V(H_2O)}, (1)$$

$$ПТ = \frac{2C(ЕДТА) \cdot V(ЕДТА/ПТ) \cdot 1000}{V(H_2O)}, (2)$$

$$ПТ = ЗТ - ПТ, (3)$$

де ЗТ – загальна твердість води, ммоль/л;

С(ЕДТА) – молярна концентрація ЕДТА, моль/л;

V(ЕДТА) – об'єм титранту, що використаний на титрування, см³.

V(H₂O) – об'єм води, взятої для аналізу;

ТТ – тимчасова твердість.

Множники 2 і 1000 введені у формулу для розрахунку загальної твердості води з метою отримання кінцевого результату в вигляді сумарного числа ммоль еквівалентів іонів Ca²⁺ та Mg²⁺ (множник 2) в 1 л води (множник 1000).

Оформити протокол лабораторної роботи. Записати рівняння реакцій, що проходять при титруванні, пояснити механізм дії індикатора та роль аміачної буферної суміші.

У висновку навести числові результати для ЗТ, ПТ, ТТ і оцінити якість водопровідної води згідно з ДЕСТ.

Звіт виконаної роботи