

Лабораторна робота № 1.3

Титриметричний (об'ємний) аналіз

Титриметричний аналіз заснований на вимірі об'єму розчину реактиву точно відомої концентрації, що витрачено на реакцію з даною кількістю речовини, що визначають.

Метод складається з того, що до розчину речовини, що визначають, поступово доливають з бюретки розчин реактиву відомої концентрації. Розчин, концентрація якого точно відома, називають стандартним або титрованим розчином. Процес поступового додавання реактиву називається титруванням. Реактив додають до тих пір, доки його кількість не стане еквівалентною кількості речовини. Цей момент, що визначають, називають точкою еквівалентності. Знаючи об'єм, концентрацію розчину реактиву та рівняння хімічної реакції розраховують вміст кожного компоненту.

Найголовнішим етапом титриметричного аналізу є встановлення (фіксація) точки еквівалентності. Поблизу точки еквівалентності відбувається різка, стрибкоподібна зміна концентрації розчину, що титрують. На цьому й заснована фіксація точки еквівалентності.

В хімічних методах аналізу використовують візуальні методи фіксації точки еквівалентності, які можуть бути індикаторними або безіндикаторними.

В індикаторних методах у розчин, що титрують, вводять спеціальні речовини – індикатори, в яких під час титрування легко спостерігати зміну будь-якої властивості, наприклад, зміну кольору. Бажано, щоб індикатор змінив свій колір при концентрації реагуючих речовин можливо більш близьких до точки еквівалентності. Момент титрування, коли індикатор змінює свій колір, називають точкою кінця титрування. Очевидно, необхідно вибирати індикатор таким чином, щоб точка кінця титрування співпадала з точкою еквівалентності або була близькою до неї.

В тих випадках, коли одна з реагуючих речовин відрізняється від інших легко відмінними ознаками, за нею можна зафіксувати момент закінчення титрування і без індикатора. Наприклад, у перманганатометрії на необхідність завершення титрування вказує блідо-рожевий колір, що з'являється при додаванні до безкольорового відтитрованого розчину однієї надлишкової краплі розчину калій перманганату.

Деякі загальні вказівки до титриметричних визначень

1. Перед роботою необхідно перевірити мірний посуд. Така перевірка виконується шляхом зважування води, що поміщується в той чи інший посуд. Щільність води (маса 1 см³ води) точно визначена для різних температур, тому в результати зважування необхідно вносити поправки, користуючись відповідними таблицями, наведеними в підручниках з кількісного аналізу.

Необхідно перевірити вміст піпетки, мірних колб, визначити об'єм краплі бюретки. Для цього:

- при перевірці вмісту піпетки зважують у бюксі на аналітичних терезах воду, що витікає з піпетки. Зважування необхідно повторювати до тих пір, доки три результати зважування води будуть відрізнятися між собою не більше ніж на 0,01г;
- при перевірці вмісту мірної колби на 200 см³ зважують на аналітичних терезах спочатку порожню колбу, а потім – заповнену водою. Результати трьох зважувань води повинні відрізнятися не більше ніж на 0,1г;
- при визначенні об'єму краплі бюретки її наповнюють до нуля дистильованою водою, випускають 100 краплин (краплі повинні капати рівномірно, по 2-3 краплі в секунду) та помічають на бюретці об'єм (відлік проводять не раніше ніж через 30 секунд після виливання води). Отриманий об'єм ділять на 100. Визначення повторюють не менше трьох разів, кожного разу розраховуючи об'єм по 0,01 см³. Розбіжність між трьома визначеннями не повинна перевищувати 0,01 см³.

2. Перед наповненням бюретки або піпетки, що попередньо ретельно вимиті, необхідно споліскувати 2-3 рази тим розчином, яким вони будуть наповнюватись.

3. Титрувати кожний розчин необхідно не менше трьох разів. Результати трьох титрувань не повинні відрізнятися один від одного більш ніж на 0,1 см³.

Визначення концентрації в титриметричному аналізі

а) **Молярна концентрація C_M [моль/л]**. Молярна концентрація виражається числом молей речовини в 1л розчину:

$$C_M = \frac{\nu}{V}$$

де ν – кількість розчиненої речовини, моль;
 V – об'єм розчину, л.

Використовують, наприклад, таку форму позначення молярної концентрації:

$$C_M(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л, або } 0,1 \text{ М HCl.}$$

б) **Молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) C_N [моль/л]**. Нормальна концентрація визначається числом еквівалентів речовини в 1л розчину (у формулах іноді позначається N):

$$C_N = \frac{E}{V},$$

де E – кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль;
 V – об'єм розчину, л.

Використовують таку формулу запису нормальної концентрації

$$C_N(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л, або } 1 \text{ н H}_2\text{SO}_4$$

в) **Титр розчину $T(A)$, [г/мл]** (простий титр) – це маса речовини A в грамах, яка міститься в 1мл розчину A :

$$T = \frac{m}{V},$$

де m – маса розчиненої речовини, г;
 V – об'єм розчину, мл.

Знаючи нормальну концентрацію (A) розчину речовини A , обчислюють простий титр $T(A)$ за формулою:

$$T(A) = \frac{C_n(A) \cdot m_e(A)}{1000}$$

Використовують таку форму позначення титру, наприклад, титру HCl :

$$T(\text{HCl}) = 0,01000 \text{ г/мл.}$$

г) **Титр по речовині, яку визначають $T_{A/B}$, [г/мл]** – це маса речовини B в грамах, що реагує з 1мл розчину реактиву A .

Приклад форми запису титру по речовині, яку визначають:

$$T_{\text{HCl/NaOH}}$$

таке позначення читають: титр хлоридної кислоти за натрій гідроксидом.

Наприклад, титр хлоридної кислоти за натрій гідроксидом дорівнює:

$$T_{\text{HCl/NaOH}} = 0,01000 \text{ г/мл}$$

Це означає: 0,01000г NaOH титрується 1мл розчину HCl , тобто число молей NaOH , що містяться в 0,01000г NaOH дорівнює числу молей HCl , що містяться в 1мл розчину HCl , або 0,01000г NaOH реагує з 1мл розчину HCl .

Формула переходу від простого титру $T(A)$ до титру по речовині, яку визначають $T(A/B)$, має вигляд:

$$T_{A/B} = \frac{T(A) \cdot m_e(B)}{m_e(A)}$$

де $m_e(A)$, $m_e(B)$ – еквівалентні маси речовин A і B , г/моль.

Розрахунки в титриметричному аналізі

Всі розрахунки в титриметричному аналізі базуються на понятті точки еквівалентності.

Точка еквівалентності – момент титрування, в якому число молей еквівалентів титранту дорівнює числу молей еквівалентів речовини, яку визначають.

Розрахунки проводять за законом еквівалентів для об'ємних визначень за результатами титрування. При цьому обчислюють:

- концентрації розчинів;
- маси речовин, які визначають.

1. Розрахунки концентрації розчинів

Визначення нормальної концентрації $C_H(A)$ через відому нормальну концентрацію $C_H(B)$

Якщо розчин аліквотної частки речовини А об'ємом $V(A)$ мл титрують розчином речовини В з відомою нормальною концентрацією $C_H(B)$, об'єм розчину $V(B)$ мл речовини В знаходять за результатами титрування.

Нормальну концентрацію розчину речовини А обчислюють так:

$$C_H(A) \cdot V(A) = C_H(B) \cdot V(B)$$

Звідси розраховують нормальну концентрацію $C_H(A)$ розчину речовини А:

$$C_H(A) = C_H(B) \cdot V(B) / V(A)$$

2. Розрахунки маси речовин за результатами титрування

Визначення маси речовин проводять:

- за результатами титрування аліквотної частки розчину;
- за результатами титрування окремої наважки.

а) Визначення маси за результатами титрування аліквотної частки

Коли відомі концентрація титранту В, об'єми $V(B)$ і аліквотної частки $V(A)$, в точці еквівалентності маємо:

$$C_H(A) \cdot V(A) = C_H(B) \cdot V(B)$$

тоді: $m(A) = C_H(B) \cdot V(B) \cdot m_e(A) / V(A)$,

де $m_e(A)$ – молярна маса еквіваленту речовини А, г/моль.

б) Визначення маси речовини за результатами титрування точної маси наважки

Коли відомі концентрація робочого розчину В і об'єм $V(B)$, в залежності від способу вираження концентрації розчину В використовують наступні формули визначення маси:

- концентрація титранту В виражена через нормальну концентрацію $C_H(B)$.
- В точці еквівалентності маємо:

$$\frac{m(A)}{m_e(A)} = \frac{C_H(B) \cdot V(B)}{1000}$$

тоді:

$$m(A) = \frac{C_H(B) \cdot V(B) \cdot m_e(A)}{1000}$$

- концентрація робочого розчину В виражена через титр $T(B)$. В точці еквівалентності справедлива рівність:

$$\frac{m(A)}{m_e(A)} = \frac{T(B) \cdot V(B)}{m_e(B)}$$

де $m_e(B)$ – молярна маса еквіваленту речовини В.

Тоді:

$$m(A) = \frac{T(B) \cdot V(B) \cdot m_e(A)}{m_e(B)}$$

- концентрація робочого розчину виражена через титр, виражений в грамах визначуваної речовини $T(B/A)$:

$$m(A) = T(B/A) \cdot V(B)$$

Коли ж титрується не вся кількість визначуваної речовини, а лише частка її, яка міститься в аліквоті розчину, враховують співвідношення:

$$\frac{V_K}{V_{\Pi}},$$

де V_K – об'єм мірної колби, мл; V_{Π} – об'єм піпетки Мора, мл.

Тоді:

$$m(A) = \frac{T(B/A) \cdot V(B)}{V_{\Pi}} V_K$$

Способи приготування титрантів

За способом приготування титровані розчини діляться на *первинні стандартні розчини*, *вторинні стандартні розчини* і *фіксанальні*.

Первинні стандартні розчини – це розчини, які отримують розчиненням наважки вихідної речовини, взятої на аналітичних вагах, в мірній колбі заданого об'єму.

Первинні стандартні (вихідні) речовини – це речовини, які відповідають таким вимогам:

- відповідність складу речовини її хімічній формулі;
- стійкість речовини як в сухому вигляді, так і в розчині;
- бажано, щоб вона мала якомога більшу молярну масу еквівалента.

Приклади вихідних речовин: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; Na_2CO_3 ; $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ та інші.

Розрахунки нормальної концентрації первинного стандартного розчину.

$$T = \frac{m}{V}; \quad T = \frac{C_H \cdot m_E}{1000};$$

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{m_E}.$$

Вторинні стандартні розчини є розчини, точну концентрацію яких визначають за допомогою розчину вихідної речовини шляхом титрування.

Розрахунки нормальної концентрації вторинного стандартного розчину.

$$C_H(A) \cdot V(A) = C_H(B) \cdot V(B)$$

Звідси розраховують нормальну концентрацію $C_H(A)$ розчину речовини А:

$$C_H(A) = \frac{C_H(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

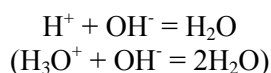
Поправковий коефіцієнт К (або F) – число, що показує відношення практичної концентрації (C_H) речовини в розчині до її теоретичної концентрації (C_H) теор. Наприклад, потрібно приготувати розчин з теоретичною концентрацією 0,1000 моль/л. Практично приготовлений розчин з концентрацією 0,1056 моль/л. Тоді

$$K = \frac{0,1056}{0,1000} = 1,056$$

Фіксанальні розчини – це розчини, які отримують розчиненням 0,1 еквівалента маси речовини, що міститься в запаяній скляній ампулі, в мірній колбі ємністю 1л.

Методи кислотно-основного титрування

До методу кислотно-основного титрування відносять усі титриметричні визначення, в основі яких лежить реакція:



Для кількісних визначень використовуються розчини точно визначених концентрацій. Розчини таких кислот, як хлоридна, сульфатна, а також лугів (NaOH, KOH) не можна приготувати розчиненням точно зваженої кількості в певному об'ємі розчинника. Звичайно готують розчини приблизно заданої концентрації, а потім встановлюється їх точна концентрація.

Для встановлення концентрації розчинів, застосованих в об'ємному аналізі, використовують так звані вихідні або встановлюючі речовини, які можуть бути легко одержані в чистому вигляді, не змінюють свій склад внаслідок розкладання або звітрювання, не розсіпаються на повітрі, мають високу молекулярну масу. Концентрацію розчинів лугів визначають використовуючи в якості вихідних речовин оксалатну, янтарну кислоти, калій біфталат та інші, а для встановлення концентрації розчинів кислот в якості вихідних речовин застосовують натрій тетраборат (буру), соду тощо.

Індикатори методу нейтралізації. Вибір рН-індикаторів

Точку еквівалентності в методі кислотно-основного титрування визначають за допомогою кислотно-основних індикаторів, тобто *рН-індикаторів*.

рН-індикатори - це органічні речовини, які мають характер кислот, основ або амфолітів, що змінюють своє забарвлення залежно від рН розчину. Індикатор підбирають для титрування враховуючи основні характеристики: інтервал переходу й показник титрування.

Інтервал переходу рН-індикатора - це інтервал значень рН, в якому різко змінюється забарвлення індикатора. Інтервал переходу розраховується за формулою:

$$pH_{ind} = pK_{ind} \pm 1$$

де pK_{ind} - силовий показник індикатора;

$$pK_{ind} = -1g K_{ind}$$

Показник титрування (рТ) - це значення рН, при якому спостерігається різка зміна забарвлення індикатора і закінчується титрування з ним.

Вибір індикатора. Індикатор підбирають таким чином, щоб зміна забарвлення індикатора відбувалась в межах стрибка титрування (0,1% в той чи інший бік від точки еквівалентності) або в точці еквівалентності.

Щоб вибрати індикатор, необхідно:

- написати рівняння реакції;
- розрахувати значення рН розчину в межах стрибка титрування,
- визначити рН розчину в точці еквівалентності.

рН-індикатор вибирають таким чином, щоб інтервал переходу індикатора знаходився в межах стрибка титрування.

Якщо обчислюють рН розчину в точці еквівалентності, для титрування вибирають той індикатор, у якого величина рТ дорівнювала б величині рН розчину в точці еквівалентності або знаходилася в межах $pT \pm 0,3$.

Таким чином, для вибору індикатора дуже важливо вміти розрахувати рН розчину в процесі титрування або визначити рН в точці еквівалентності.

Характеристика кривих титрування за методом кислотно-основного титрування

Кривою титрування називається графічне зображення зміни рН розчину залежно від об'єму доданого розчину титранта (або відсотків відтитрованості) в процесі поступового титрування. Криві титрування характеризуються різкою зміною рН розчину поблизу точки еквівалентності - стрибком титрування.

Стрибок титрування обчислюється в інтервалі 0,1% невідтитрованої речовини і 0,1% надлишку титранта.

Величина стрибка титрування залежить:

- від сили кислоти й основи, тобто їх здатності дисоціювати (K_d): чим сильніше кислота, тим більший стрибок;
- від концентрації: чим більша концентрація, тим більший стрибок;
- від температури: з підвищенням температури стрибок зменшується.

Останнє обумовлено тим, що іонний добуток води (K_{H_2O}) дорівнює 10^{-14} при 25°C . З підвищенням температури іонний добуток води зростає і при 80°C , наприклад, дорівнює $2,4 \cdot 10^{-13}$.

При титруванні розчину сильної кислоти лугом при 80°C рН розчину в точці еквівалентності дорівнює не 7, а 6,31:

$$\text{pH} = -\lg \sqrt{2,4 \cdot 10^{-13}} = 6,31$$

До точки еквівалентності рН розчину від температури не залежить, в точці ж еквівалентності і після точки еквівалентності - чим вища температура, тим менша величина рН розчину, тим вужчий стрибок титрування.

Криві титрування використовуються для вибору рН-індикатора. Інтервал переходу і рТ індикатора повинні знаходитись в межах стрибка титрування.

Приготування приблизно 0,1н розчину натрій гідроксиду

Натрій гідроксид не володіє властивостями вихідних речовин, він гігроскопічний і легко реагує з вуглекислим газом повітря. В зв'язку з цим натрій гідроксид завжди містить мінливу кількість вологи та карбонатів. Окрім цього в натрій гідроксиді часто бувають інші домішки, наприклад, хлориди, сульфати тощо. Тому спочатку готують приблизно 0,1н розчин натрій гідроксиду, а точну концентрацію встановлюють за вихідною речовиною: оксалатною, цитратною кислотами або калій біфталатом.

Для приготування робочого розчину натрій гідроксиду, що не містить домішок карбонатів, застосовують наступний засіб. 50 г сухого натрій гідроксиду розчиняють під час сильного перемішування в 50 см³ води та переливають розчин у високий циліндр, який добре закривають пробкою. Через деякий час натрій карбонат осаджується на дні циліндру, а прозорий розчин лугу над осадом не містить домішків натрій карбонату.

Виміривши ареометром щільність одержаного розчину, за таблицею визначають його концентрацію. Потім розраховують необхідну кількість цього розчину, відбирають обережно піпеткою та розбавляють водою так, щоб отримати приблизно 0,1н розчин.

Розчин натрій гідроксиду, що містить небагато карбонатів, можна приготувати наступним чином.

Розраховують наважку NaOH, необхідну для приготування 500 мл 0,1н розчину:

$$q(\text{NaOH}) = \frac{C_n(\text{NaOH}) \cdot m_e(\text{NaOH}) \cdot V(p - nу)}{1000}$$

Надівши захисні окуляри, відважують на технічних терезах натрій гідроксид в кількості, що трохи перевищує необхідну для приготування 0,1н розчину. Наприклад, на 1 дм³ 0,1н розчину беруть замість 4г натрій гідроксиду – 5-6г. Наважку переносять у склянку та швидко споліскують 2-3 рази невеликими порціями води, яку виливають. Натрій гідроксид, який залишився, переводять у мірну колбу та доводять об'єм розчину до риски водою, що не містить вуглекислого газу. Для цього воду попередньо кип'ятять й охолоджують.

Стандартизація розчину натрій гідроксиду за оксалатною кислотою

Визначення концентрації натрій гідроксиду засновано на взаємодії натрій гідроксиду і певної кількості оксалатної кислоти (H₂C₂O₄ · 2H₂O).

Напишіть рівняння реакції.

Момент еквівалентності визначається за допомогою індикатора фенолфталеїну або темно-синього, так як у точці еквівалентності утворюється сіль сильної основи та слабкої кислоти, що повідомляє розчину лужну реакцію.

Хід аналізу

У бюретку наливають розчин лугу. До ряду конічних колб місткістю 250 см³ беруть наважки сухої оксалатної кислоти рівні 0,1-0,2г, зважують на аналітичних терезах з точністю до 4-го знаку. Оксалатну кислоту розчиняють у 30-40 см³ охолодженого свіжого окропа, додають 2-3 краплі розчину фенолфталеїну та титрують лугом до з'явлення блідо-рожевого кольору, стійкого протягом 30 секунд. Титрування необхідно проводити за можливістю швидко та не слід перемішувати розчин надто інтенсивно, уникаючи поглинання ним вуглекислого газу з повітря.

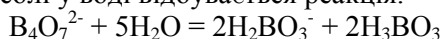
Всі отримані результати заносять в лабораторний журнал в вигляді таблиці і розраховують нормальність розчину лугу за формулою:

$$C_H(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{m_e(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot \bar{V}(\text{NaOH})}$$

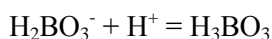
Приготування розчину хлоридної кислоти заданої концентрації та стандартизація його за бурою (натрій тетраборату декагідратом)

Розчин хлоридної кислоти не можна приготувати розчиненням точно виваженої кількості концентрованої кислоти в певному об'ємі розчинника, тому спочатку готують розчин приблизної концентрації, а потім уточнюють його концентрацію за якою-небудь вихідною речовиною. Частіше в якості вихідної речовини для перевірки концентрації хлоридної кислоти використовують натрій тетраборат (буру) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

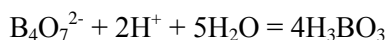
Під час розчинення цієї солі у воді відбувається реакція:



Таким чином, розбавлений розчин натрій тетраборату можна розглядати як розчин борної кислоти ($K = 6,4 \cdot 10^{-10}$), напівтитрований сильною основою (буферний розчин), тобто як розчин кислоти та спряженої з ним основи. При додаванні кислоти в розчин натрій тетраборату відбувається протолітична реакція:



та рівновага зміщується в бік утворення кислоти. Сумарне титрування тетраборату кислотою можна записати рівнянням:



В точці еквівалентності рН розчину визначається присутністю в ньому борної кислоти.

Для титрування розчину хлоридної кислоти, що містить приблизно 0,1 грам-еквівалент HCl в літрі, діють наступним чином. Визначають щільність вихідної хлоридної кислоти та за таблицею знаходять відповідну отриманій щільності концентрацію хлоридної кислоти, виражену в вагових відсотках. Розраховують об'єм, необхідний для приготування 0,1н розчину кислоти:

а) визначають еквівалентну масу хлоридної кислоти:

$$m_e = \frac{M}{1};$$

б) визначають масу HCl , необхідну для приготування 500мл 0,1н розчину:

$$a(\text{HCl}) = \frac{C_H \cdot m_e \cdot V(p - nu)}{1000};$$

в) визначають масу концентрованого розчину HCl ($\omega = 36\%$), необхідну для приготування 500мл 0,1н розчину:

$$m(p - nu) = \frac{m \cdot 100}{\omega};$$

г) об'єм розчину обчислюють за формулою:

$$V = \frac{m(p - nu)}{\rho}$$

Потрібний об'єм кислоти відмірюють циліндром, переносять в мірну колбу та доводять до риски дистильованою водою.

Для стандартизації приготовленого розчину хлоридної кислоти готують 0,1н розчин бури. Молекулярна маса бури становить 361,42. Розрахуйте її еквівалентну масу в реакції зі хлоридною кислотою та наважку необхідну для приготування 250 (або 200) cm^3 0,1н розчину бури.

Розраховану або близьку до неї кількість бури зважують на аналітичних терезах, переносять наважку бури в склянку, розчиняють в 100-150 cm^3 гарячої води та переливають у мірну колбу, споліскуючи склянку 5-6 разів невеликими порціями води. Потім розчин охолоджують до кімнатної температури, доводять об'єм розчину в колбі до риски водою та ретельно перемішують розчин.

Точну величину взятої наважки бури використовують для розрахунку нормальної концентрації приготовленого розчину бури.

Розраховують нормальну концентрацію розчину за формулою:

$$T = \frac{m}{V}; \quad T = \frac{C_H \cdot m_e}{1000};$$

$$C_H = \frac{T \cdot 1000}{m_e}.$$

Розрахунок проводять з точністю до 4-го знаку.

У бюретку наливають розчин хлоридної кислоти, приготовленої, як вищеописано. Піпеткою відбирають 10, 20 або 25 см³ розчину бури та переносять його в конічну колбу для титрування, додають близько 20 см³ дистильованої води, одну краплю метилового оранжевого та титрують кислотою до зміни забарвлення розчину від жовтого до рожевого. Для приготування “свідка” (розчину, що має забарвлення, до якого необхідно титрувати досліджуваний розчин) діють таким чином: у конічну колбу наливають близько 40 см³ дистильованої води, 1 краплю метилового оранжевого та 1 краплю розчину 0,1н хлоридної кислоти. Титрування проводять 3 рази. Усі отримані результати заносять в лабораторний журнал у вигляді таблиці:

№ п/п	Vбури мл	Vкислоти мл	Vсер (кислоти) мл

Розраховують нормальну концентрацію розчину хлоридної кислоти за формулою:

$$C_H (к - тu) = \frac{C_H (бури) \cdot V(бури)}{V_{сер} (к - тu)}.$$

Визначення концентрації розчину кислоти за розчином лугу відомої концентрації

Концентрацію розчину однієї речовини можна визначити шляхом титрування його розчином іншої речовини з відомою концентрацією.

Для визначення концентрації кислоти в конічну колбу відмірюють піпеткою певний об’єм кислоти, концентрацію якої треба визначити, та титрують робочим розчином лугу в присутності 1-2 краплин метилового оранжевого або фенолфталеїну до переходу забарвлення метилового оранжевого від рожевого до оранжевого, а при використанні фенолфталеїну – від безкольорового до блідо-рожевого.

Аналогічно діють при визначенні концентрації розчину лугу розчином кислоти відомої концентрації.

Контрольні питання до лабораторної роботи 1.3

1. У чому полягає суть титриметричного аналізу?
2. Наведіть класифікацію титриметричних методів.
3. Що таке робочі розчини, і якими методами їх готують?
4. Які вимоги становлять до первинних стандартів?
5. Що таке вторинні стандарти?
6. Як проводять пряме титрування?
7. Що таке обернене титрування?
8. У чому полягає особливість методики титрування замісника?
9. Як визначити концентрацію титранту?
10. Вимоги до реакцій, які застосовують у титриметрії.
11. Сутність методу нейтралізації. Які речовини визначають методом нейтралізації? Які робочі розчини застосовують у цьому методі?
12. Що таке точка еквівалентності і як її фіксують?
13. Як можна приготувати титровані розчини? Чи всі речовини можуть бути використані для приготування таких розчинів шляхом взяття точної наважки? Яким вимогам повинні задовольняти установочні речовини?
14. Чим обумовлена зміна забарвлення індикаторів? У чому сутність іонної теорії індикаторів?
15. Криві титрування. Як можна підібрати індикатор для кислотно-основного титрування?
16. Що таке область переходу забарвлення індикатору та показник титрування pT індикатору?
17. У чому сутність методу зворотнього титрування?