

ОСНОВИ ТИТРИМЕТРИЧНОГО АНАЛІЗУ Титриметричний або об'ємний аналіз це частина кількісного аналізу речовин. Титрування – це додавання (приливання) одного розчину до другого.

В титриметричному аналізі використовують різний вимірювальний хімічний посуд.

1) Колби конічні – використовують для титрування. 2) Колби мірні – використовують для виготовлення розчинів точної концентрації. 4) Бюретка – для титрування. 3) Піпетки – для переносу певного об'єму розчину. Із кінцевої піпетки розчин виливають до кінця; із некінцевої – до нижньої поділки. 4) Воронки – для переносу наважки та для фільтрування осаду. 5) Стакан мірний – для вимірювання приблизного об'єму рідини.

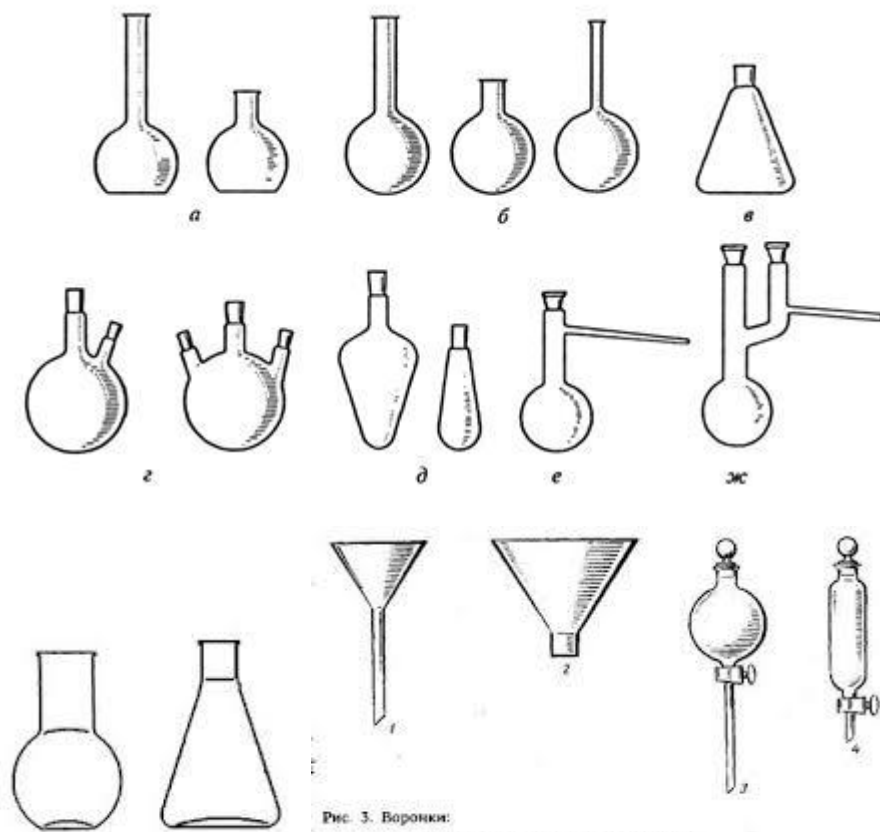
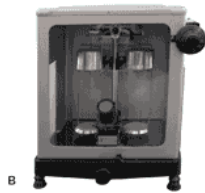
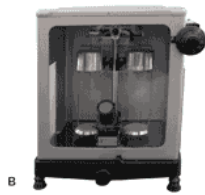
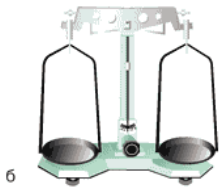
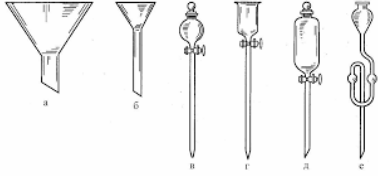


Рис. 3. Воронки:
1 – коническая, 2 – порошокая, 3 – капсуляная, 4 – дельгетская.

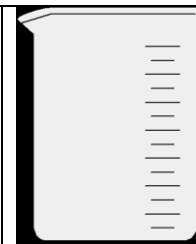


Колба мірна

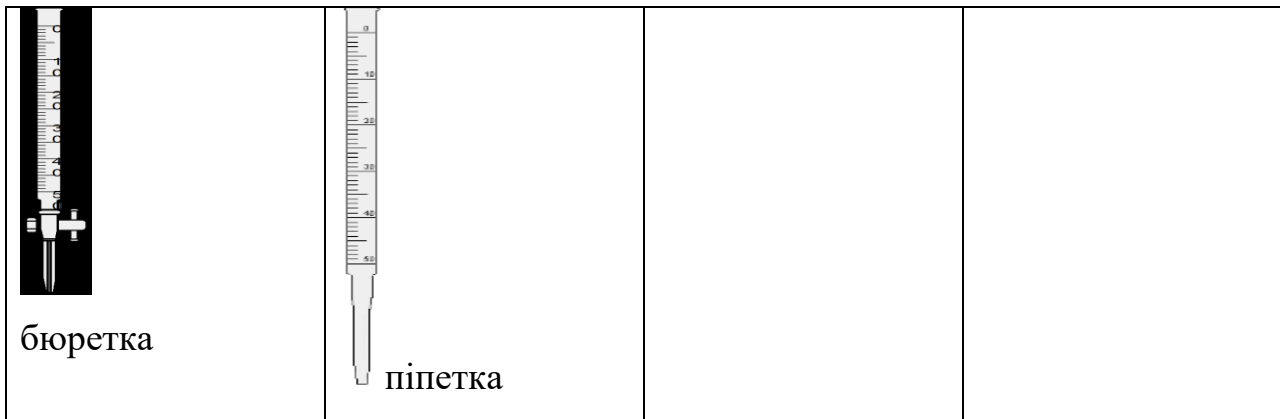
Конічна колба



Лійка



Мірний склянка



Титриметричний аналіз ґрунтується на точному вимірюванні об'єму титрованого розчину, витраченого на взаємодію з певним об'ємом досліджуваного розчину. Титрованим називають розчин із точно відомою концентрацією.

Методи приготування титрованого розчину:

- 1) із фіксаналу: ампула з точною наважкою речовини, яку розчиняють в певному об'ємі розчинника;
- 2) за точною наважкою (точно зважена маса), яку розчиняють в певному об'ємі розчинника;
- 3) за приблизною наважкою, з наступним визначенням точної концентрації (титру) за вихідною речовиною.

Незавжди можна приготувати титрований розчин за точною наважкою. Наприклад, NaOH поглинає з повітря вологу та карбон (IV) оксид (вуглекислий газ), тому склад його непостійний; H₂SO₄ – гігроскопічна (поглинає воду). Тому беруть приблизну наважку, розчиняють у воді, а потім встановлюють титр за вихідними речовинами. Вихідними називаються речовини, з яких готують титрований розчин за точною наважкою. Такі речовини повинні відповідати певним вимогам: а) повинні бути хімічно чистими, тобто не містити домішок; б) склад повинен відповідати формулі. Наприклад, H₂C₂O₄ · 2H₂O; в) не повинні змінюватися під час зберігання; г) повинні добре розчинятися у воді.

Кінець реакції між титрованим та досліджуваним розчинами встановлюють за зміною забарвлення індикатора. Індикатори – це слабкі органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення залежно від рН розчину. Інтервал значення рН, в якому індикатор змінює своє забарвлення, називається інтервалом переходу

забарвлення індикатора. В об'ємному аналізі частіше використовують такі індикатори:

Індикатор	Забарвлення в кислому середовищі	Інтервал переходу забарвлення, рН	Забарвлення в лужному середовищі
Метилоранж рожевий	рожевий	3,1 – 4,4	жовтий
Фенолфталеїн	безбарвний	8,2 – 10,5	малиновий

Індикатори змінюють своє забарвлення, тому що молекули та іони індикатора мають різне забарвлення, а наявність молекул або іонів залежить від реакції середовища розчину. Залежно від типу хімічної реакції титриметричний аналіз поділяється на різні методи: нейтралізації, осадження, комплексонометрії, оксидиметрії. Ми розглянемо метод нейтралізації або метод кислотно-основного титрування.

Індикатори змінюють своє забарвлення, тому що молекули та іони індикатора мають різне забарвлення, а наявність молекул або іонів залежить від реакції середовища розчину. Залежно від типу хімічної реакції титриметричний аналіз поділяється на різні методи: нейтралізації, осадження, комплексонометрії, оксидиметрії. Ми розглянемо метод нейтралізації або метод кислотно-основного титрування.

Метод нейтралізації – це метод об'ємного аналізу, в якому використовуються титровані розчини кислот та лугів. В основі методу лежить реакція нейтралізації.

Наприклад: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

В іонному вигляді: $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$.

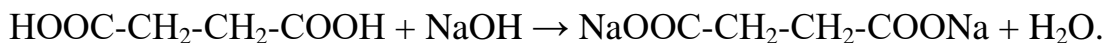
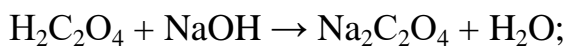
Скорочене іонне рівняння: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Це основне рівняння методу нейтралізації. Залежно від титрованого розчину метод нейтралізації ділиться на метод алкаліметрії та ацидиметрії.

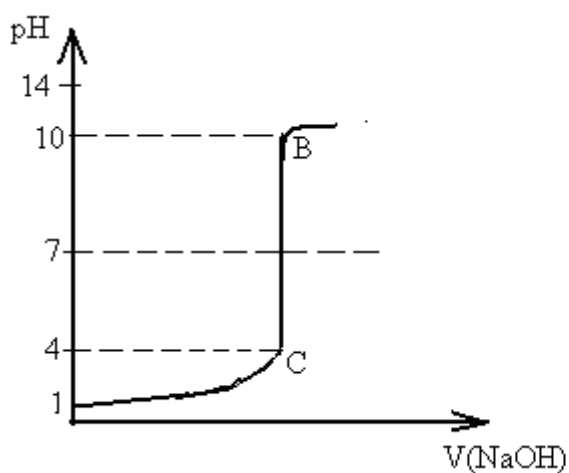
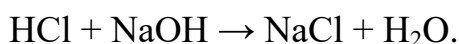
Алкаліметрія. Алкаліметрія – це метод визначення кислот та солей, які дають під час гідролізу кислу реакцію, за допомогою титрованого розчину лугу. Титровані робочі розчини методу – це розчини NaOH або KOH. Так як склад їх несталий (поглинають із повітря воду і вуглекислий газ), спочатку готують розчин за приблизною наважкою, а потім встановлюють титр за вихідними речовинами.

Вихідними речовинами в алкаліметрії є щавлева кислота (оксалатна) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (НООС–СООН) або янтарна кислота

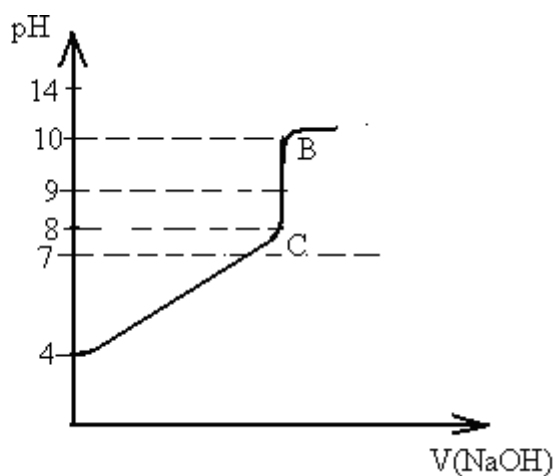
НООС-CH₂-CH₂-COОН (сукцинат), які взаємодіють із робочим розчином лугу так:



Хід титрування характеризується кривою титрування. Крива титрування показує зміну рН розчину, що титрується, залежно від об'єму титрованого. В алкаліметрії є два варіанти титрування. А) Сильна кислота титрується сильною основою (лугом):



А



В

Розглянемо криву А: початковий рН сильної кислоти може дорівнювати 1. В процесі доливання до розчину кислоти титрованого розчину лугу рН поступово збільшується – відрізок 1–С. В точці С кислоти залишається дуже мало, і в результаті додавання однієї краплі титрованого розчину лугу відбувається різка зміна рН – відрізок С–В. Внаслідок цього змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчується. Така різка зміна рН внаслідок додавання однієї зайвої краплі титрованого розчину, називається стрибком титрування. Під час титрування сильної кислоти лугом стрибок титрування знаходиться в межах рН = 4-10. Посередині стрибка титрування знаходиться точка з величиною рН = 7. Це точка еквівалентності: величина рН, за якого речовини прореагували в еквівалентних кількостях. Кінець титрування визначають за зміною забарвлення індикатора.

Принцип вибору індикатора такий: інтервал переходу індикатора повинен співпадати зі стрибком титрування.

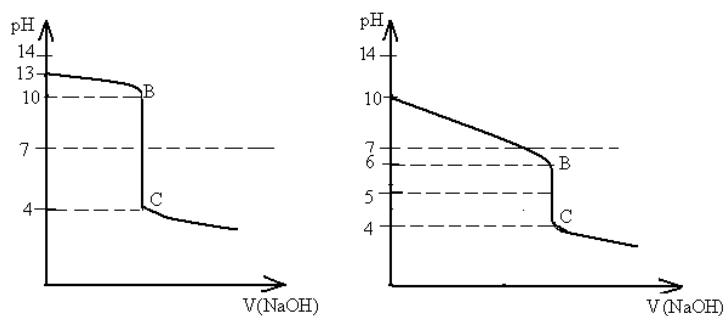
Для даного випадку беруть індикатор фенолфталеїн, тому що його інтервал переходу забарвлення $pH=8,2-10,5$ розміщується в межах стрибка титрування. В досліджуваному розчині кислоти фенолфталеїн безбарвний, а в кінці титрування з'являється малинове забарвлення. Б) Слабка кислота титрується сильною основою. Наприклад: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$; (1) $CH_3COONa + H_2O \rightarrow CH_3COOH + Na^+ + OH^-$. (2) Розглянемо криву Б: початковий pH слабкої кислоти може дорівнювати 4. На початку додавання до розчину кислоти титрованого розчину лугу pH поступово збільшується – відрізок 4–С. В точці С кислоти залишається дуже мало, і після додавання однієї краплі титрованого розчину лугу відбувається різка зміна pH – відрізок С–В. Внаслідок змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчується. Під час титрування слабкої кислоти лугом стрибок титрування лежить в межах $pH = 8-10$, а точка еквівалентності $pH = 9$. Індикатор беруть також фенолфталеїн. Тобто під час титрування лугом треба використовувати індикатор фенолфталеїн. Чому під час титрування слабкої кислоти лугом стрибок титрування та еквівалентна точка знаходяться в лужному середовищі? Це пояснюється тим, що під час взаємодії слабкої кислоти та лугу утворюється сіль (рівняння 1), яка гідролізується і створює лужне середовище (рівняння 2). Застосування алкаліметрії в медицині Існує багато методів визначення концентрації речовин, але алкаліметрію використовують для попереднього аналізу або в тих випадках, коли немає можливості застосувати інші методи. Методом алкаліметрії можна визначити: а) HCl – 8,2-8,3%-ний розчин застосовується як фармакопейний препарат для підвищення кислотності шлункового соку; H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_3BO_3 , CH_3COOH , лимонна та ін. – використовуються в фармації для аналізу; б) можна визначати кислотність шлунку б) можна визначати кислотність шлункового соку, сечі. Ацидіметрія. Ацидіметрія – це метод визначення основ та солей, що дають під час гідролізу лужну реакцію, титрованим розчином кислоти. Титровані робочі розчини методу – це розчини HCl або H_2SO_4 . Склад їх несталій (HCl випаровується, «димить», а H_2SO_4 поглинає з повітря воду), спочатку готують

розчин за приблизною наважкою, а потім встановлюють титр за вихідними речовинами. Вихідними речовинами в ацидиметрії є: натрій карбонат – Na_2CO_3 ; натрій тетраборат (бура) – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

натрій оксалат – $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Вони реагують і з робочим розчином кислоти так: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{HCl} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaCl}$; $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2\text{NaCl}$. Ці солі використовують як вихідні речовини, тому що вони в результаті гідролізу дають лужну реакцію і можуть титруватися кислотою. Хід титрування графічно показують кривою титрування. А)

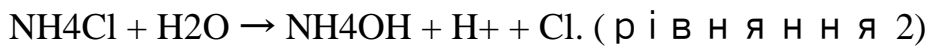
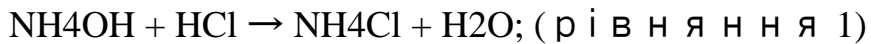
Сильна основа титрується сильною кислотою: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Розглянемо криву А: початковий рН сильної основи може дорівнювати 13. На початку доливання до розчину основи титрованого розчину кислоти рН поступово зменшується – відрізок 13–В. В точці В основи залишається дуже мало, і під час додавання однієї краплі титрованого розчину кислоти відбувається різка зміна рН – відрізок В–С. В результаті змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчують.



Стрибок титрування рН = 10 - 4, точка еквівалентності рН=7. Індикатор вибираємо метилоранж, тому що його інтервал переходу рН= 3,1 - 4,4 співпадає зі стрибком титрування. В досліджуваному розчині основи метилоранж жовтий, а в кінці титрування змінює забарвлення на рожеве.

В) Слабка основа титрується сильною кислотою. Наприклад:



Розглянемо криву Б:

початковий рН слабкої основи може дорівнювати 10. На початку додавання до розчину основи титрованого розчину кислоти рН поступово зменшується - відрізок 10-В. В точці В основи залишається дуже мало, і в результаті додавання однієї краплі титрованого розчину кислоти відбувається різка зміна рН - відрізок В-С. Змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчується.

Стрибок титрування лежить в межах рН = 6 - 4, а точка еквівалентності рН = 5.

Індикатор беруть також метилоранж.

Під час титрування сильною кислотою краще брати індикатор метилоранж.

Чому під час титрування слабкої основи сильною кислотою стрибок титрування та еквівалентна точка знаходяться в кислому середовищі? Це пояснюється тим, що продуктом взаємодії слабкої основи та сильною кислотою є сіль (рівняння 1), яка

гідролізується і створює кисле середовище (рівняння 2).

Застосування ацидіметрії в медицині

Ацидіметрію також використовують для попереднього аналізу або в тих випадках, коли немає можливості застосувати інші методи.

Методом ацидіметрії можна визначати:

- NaOH, KOH - використовують в фармації для аналізу;
- NH₄OH - визначають в питній воді, його надлишок негативно впливає на ЦНС; визначають концентрацію лікарського препарату (3%-ий розчин);
- NaHCO₃ - антацидний засіб, необхідно знати його чистоту;
- визначають тимчасову твердість води;
- визначають рН кишкового соку.

Перейдемо тепер до титрування слабких кислот сильними основами. При розрахунках рН, звичайно, вже не можна концентрацію Н⁺-іонів прирівняти до загальної концентрації кислоти в розчині, так як головна її частина присутня у вигляді недисоційованих молекул і тільки незначна частина дисоціює з утворенням Н⁺.

Тому при обчисленні рН можна виходити з рівняння дисоціації слабкої кислоти. Для обчислення щоб побудувати криву титрування необхідно вивести три формули: а) обчислення концентрації йонів Н⁺ і рН до титрування тобто в початковий момент, коли в розчині є слабка кислота; б) обчислення концентрації йонів Н⁺ і рН в процесі титрування, коли в розчині присутня слабка кислота і її сіль; в) обчислення концентрації йонів Н⁺ і рН в точці еквівалентності, коли в розчині знаходиться лише сіль слабкої кислоти і сильної основи.

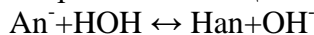
а) Спочатку обчислюють [Н⁺] і рН в розчині слабкої кислоти:

б) До т.е. в розчині завжди існують сіль слабкої кислоти і слабка кислота, тобто виникає буферна суміш. рН такої буферної суміші розраховується

$$\text{рН} = \text{р}K_a + \lg \frac{C_{\text{сіль}}}{C_{\text{кислота}}}$$

За цією формулою і розраховують проміжні точки на кривій титрування.

В) В точці еквівалентності у розчині у розчині є сіль слабкої кислоти і сильної основи, наприклад $\text{Ma}n$. Ця сіль гідролізує по аніону $\text{Ma}n \leftrightarrow \text{M}^+ + \text{An}^-$;



Дана рівновага описується константою основності An^- :

$$\hat{E}_{\text{ai}} = \frac{[\text{HAn}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{An}^-]}$$

Згідно йонного рівняння реакції при гідролізі на кожен йон групи $[\text{OH}^-]$, в розчині утворюється одна молекула кислоти. Звідси $[\text{HAn}] = [\text{OH}^-]$

Оскільки при іонізації утворюється дуже мало йонів $[\text{An}^-]$, можна прийняти, що $[\text{An}^-] \approx C_{\text{An}}^-$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{\hat{E}_{\text{aii}} \cdot \tilde{N}_{\text{iii}}^3}{\hat{E}_{\text{e-d}}}}$$

$$\text{pOH}^- = \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{aii}} - \frac{1}{2} \delta \hat{E}_{\text{e-d}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{iii}}^3$$

$$\text{Отже, в т.е. } \delta I = 7 + \frac{1}{2} \delta \hat{E}_{\text{e-d}} + \frac{1}{2} \lg \tilde{N}_{\text{iii}}^3$$

Розглянемо приклад титрування розчину ацетатної кислоти лугом. Припустимо, що до 100мл 0,1н розчину CH_3COOH титують 0,1н розчином NaOH . Оскільки $K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,74 \cdot 10^{-5}$

$$\text{p}K(\text{CH}_3\text{COOH}) = -\lg 1,74 \cdot 10^{-5} = -(-0,24-5) = 4,76$$

За формулою $\delta I = \frac{1}{2} \delta \hat{E}_{\text{e-d}} - \frac{1}{2} \lg \tilde{N}_{\text{iii}}^3$ знаходимо $\text{pH} = 1/2 \cdot 4,76 - 1/2 \lg 0,1 = 2,38 - 0,5 = 1,88$. Це

значення pH розчину ацетатної кислоти до початку титрування. Обчислимо значення pH розчину, в той момент, коли буде відтитровано 50% ацетатної кислоти (50мл лугу на 00мл кислоти) Від титрована частина кислоти перетворюється в сіль Тому відношення Ск-ти : Ссолі відповідатиме відношенню кількості мл невідтитрованої кислоти до кількості мл доданого лугу.

$$\text{В цей момент } \delta I = \delta \hat{E}_{\text{e-d}} - \lg \frac{50}{50} = 4,76$$

В той момент коли від титровано половина всієї слабкої кислоти pH розчину = $\text{p}K_{\text{ти}}$.

Потрібно відмітити, що в процесі титрування розчин до точки еквівалентності є буферною сумішшю (кислота+ сіль кислоти), що в свою чергу і визначатиме повільну і поступову зміну pH в процесі титрування. Особливо цікавим є зміна pH розчину при стрибку титрування. Стрибок титрування лежить в межах значення pH від моменту, коли залишилось 0,1мл невідтитрованої вільної кислоти до моменту, коли додано 0,1мл надлишку лугу. Отже,

$$\text{до моменту початку стрибка титрування } \delta I = 7 - \lg \frac{0,1}{99,9} = 4,76 - (-3) = 7,76$$

За формулою: $\delta I = 7 + \frac{1}{2} \delta \hat{E}_{\text{e-d}} + \frac{1}{2} \lg \tilde{N}_{\text{iii}}^3$ визначимо pH точці еквівалентності при титруванні

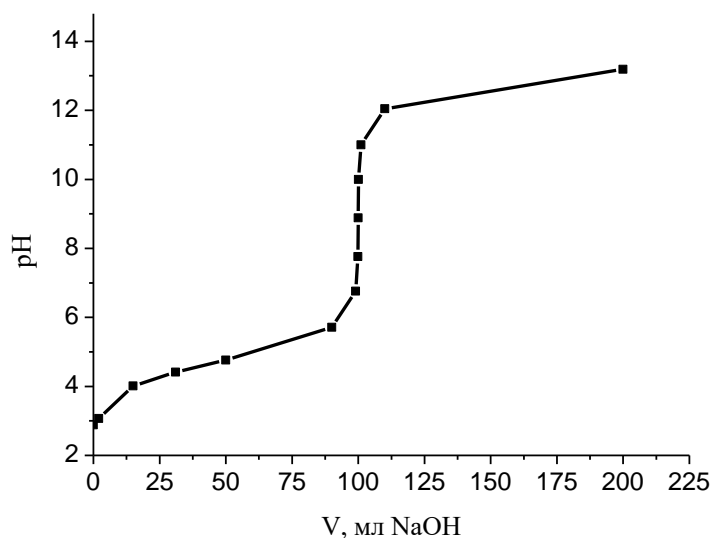
0,1н розчину CH_3COOH 0,1н розчином лугу або навпаки. Зміною об'єму розчину в процесі титрування

нехтуємо, то концентрація солі $C_{\text{солі}}$ можна вважати початковою концентрацією кислоти тобто 0,1М.

$$\text{Звідси } \delta f = 7 + \frac{4,76}{2} + \frac{1}{2} \lg 0,1 = 7 + 2,38 - 0,5 = 8,88$$

Обчислимо значення рН в той момент титрування, коли до розчину додано надлишок розчину лугу, який існує в розчині поряд з утвореною сіллю CH_3COONa , яка може також підвищувати рН. Але підвищення рН така незначне, що ним можна знехтувати. Тому можна вважати, що значення рН визначатиметься виключно розчином лугу, що присутній в розчині. В кінці стрибка титрування надлишок лугу становить 0,1мл 9,1н розчину в об'ємі 100мл. На 1л розчину це становитиме 1мл 0,1н розчину а в ньому буде міститися 0,1:1000, тобто 10^{-4} йонів лугу. Отже концентрація $[\text{OH}^-]$ становитиме 10^{-4} моль/л, йонів $[\text{H}^+] = 10^{-10}$ і $\text{pH} = 10$

Додано NaOH, мл	Надлишок, мл		$\frac{\tilde{N}_{\text{e}-\text{d}\tilde{e}}}{\tilde{N}_{\text{нiв}^3}}$	$[\text{H}^+]$	рОН	рН
	Кислоти, мл	лугу, мл				
0	100	-	-	10^{-1}		2,88
2	98		98/2	10^{-2}		3,07
15	85		85/15	10^{-3}		4,01
31	69		69/31	10^{-4}		4,41
50	50		50/50	10^{-7}		4,76
90,0	10,0		10/90	10^{-10}		5,71
99,0	1,0		1/99	10^{-11}		6,76
99,9	0,1		0,1/99,0	10^{-12}		7,76
100 (точка екв)	-	-		10^{-13}		8,88
100,1	-	0,1			10	
101,0	-	1,0			11	
110,0	-	10,0			12	
200,0	-	100,0			13	



1. Приготування розчину натрій тетраборату (первинний стандарт).

0,1н. титрований розчин натрій тетраборату готуємо в мірній колбі на 100 мл. Спочатку визначимо, яку наважку (масу) солі потрібно взяти. В 1 л розчину повинно міститися 0,1 моль-екв. натрій тетраборату. Молярна маса еквівалент натрій тетраборату дорівнює ½ молярної маси:

$$M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 381,4 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Мекв.}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = M/2 = 381,4/2 = 190,7 \text{ г/моль-екв.}$$

Отже, щоб приготувати 100мл 0,1н розчину натрій тетраборату, потрібно взяти таку наважку солі:

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \text{Мекв} \cdot \text{Сн} \cdot V = 190,7 \cdot 0,1 \cdot 0,1 = 1,907 \text{ г.}$$

На аналітичних терезах зважуємо бюкс (або годинникове скло) з натрій тетраборатом (попередньо зважуємо натрій тетраборат на технічних терезах).Обережно через суху лійку висипаємо наважку у мірну колбу, добре вимиту і ополоснуту дистильованою водою. Після чого знову зважуємо бюкс із крупинками натрій тетраборату на аналітичних терезах і за різницею у вазі точно визначаємо масу наважки, висипаної у колбу. За допомогою промивалки змиваємо натрій тетраборат із лійки в колбу. Натрій тетраборат погано розчиняється в холодній воді, а тому в колбу доливаємо на 2/3 об'єму гарячу дистильовану воду. Перемішуючи колбу плавними круговими рухами, добиваємось повного розчинення натрій тетраборату. Після чого, обережно під краном охолоджуємо розчин в колбі до кімнатної температури і доливаєм його до мітки дистильованою водою. Колбу закриваємо корком і акуратно перемішуємо.

Визначаємо титр Т і нормальність Сн розчину натрій тетраборату за формулами:

$$\dot{O}_{\text{áóðè}} = \frac{m_{\text{áóðè}}}{V_{\text{ð-íó}}}$$

де m (бури) – наважка натрій тетраборату (г),

V р-ну – об'єм розчину натрій тетраборату (об'єм мірної колби).

$$\tilde{N}_f(\text{áóðè}) = \dot{O}_{\text{áóðè}} \frac{1000}{\bar{I}_{\text{áèá(áóðè)}}$$

Обчислення проводити з точністю до четвертої значущої цифри.

Наприклад, нехай наважка бури- 1,8893 г, то $\dot{O}_{\text{áóðè}} = \frac{1,8893}{100} = 0,01889\tilde{a}/\text{ìë}$

Маючи титр розчину бури, перейдемо до нормальності, помноживши його на 1000 мл (для перерахунку на 1л) і ділимо на величину молярної маси еквівалента бури:

$$\text{Мекв}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 190,7 \text{ г/моль'екв}$$

2. Приготування робочого розчину хлоридної кислоти.

З концентрованої хлоридної кислоти потрібно приготувати 500мл приблизно 0,1н. розчин. За допомогою ареометра вимірюємо густину концентрованої HCl. Знаючи густину, за таблицею знаходимо відсоткову концентрацію хлоридної кислоти і розраховуємо, який об'єм цієї кислоти потрібно взяти, щоб приготувати 500 мл 0,1 н розчину.

$$\text{Мекв}(\text{HCl}) = M/1 = 36,5 \text{ г/моль'екв.}$$

Наприклад, в лабораторії кислота густиною 1,19 г/мл. З таблиць знаходимо, що вона містить 37,2% хлороводню.

Для приготування 0,5 л 0,1 н розчину HCl потрібно взяти:

В 1000 мл р-ну – 3,65 г HCl
500 мл р-ну – x г HCl

$$\delta = \frac{500 \cdot 3,65}{1000} = 1,825 \text{ г}$$

Знаючи, що в лабораторії кислота 37,2%, знаходимо скільки грамів такої кислоти треба взяти, щоб вміст HCl становив 1,825 г:

В 100 г р-ну – 37,2 г HCl

В y г р-ну – 1,825 г HCl

$$\delta = \frac{1,825 \cdot 100}{37,2} = 4,9 \text{ г (37,2\% розчину)}$$

Для перерахунку вагової кількості HCl на об'єм, потрібно одержану масу розділити на густину розчину хлоридної кислоти: $V = \frac{4,9}{1,19} = 4,12 \text{ л}$

Відміряємо циліндром 4,12 мл концентрованої хлоридної кислоти, розбавляємо приблизно до 0,5 л водою і розчин перемішуємо. Концентрацію приготовленого розчину HCl встановлюємо за натрій тетраборатом.

3. Встановлення точної нормальності і титру хлоридної кислоти за натрій тетраборатом.

Акуратно вимиваємо бюретку і двічі ополіскуємо невеликою кількістю приготовленого розчину HCl. Після цього, бюретку наповнюємо майже доверху розчином HCl, потім, підставивши під бюретку посудину, заповнюємо “носик” бюретки розчином кислоти, слідкуючи за тим, щоб туди не попали бульбашки повітря. Об'єм кислоти в бюретці доводимо до позначки “0” - бюретка готова до титрування. Старанно вимиваємо піпетку, двічі ополіскуємо її невеликою кількістю розчину натрій тетраборату і набираємо 10 мл титрованого розчину натрій тетраборату. Набраний об'єм розчину з піпетки виливаємо в титрувальну конічну колбу на 100 мл. Останні краплі розчину з піпетки не видуваємо, а знімаємо, торкнувшись кінцем піпетки стінки колби. Додаємо в колбу 1-2 краплі метилоранжу і титруємо із бюретки розчином HCl до зміни від одної краплі жовтого забарвлення на слабо рожеве, яке не зникає при перемішуванні. Для кращого визначення зміни забарвлення під колбу з розчином натрій тетраборату кладуть білий папір.

Досягнувши зміни забарвлення індикатора від однієї краплі HCl, визначаємо по бюретці об'єм хлоридної кислоти, який витратили при титруванні і записуємо його.

Титрування повторюємо тричі, щоразу беручи нову порцію HCl, встановлюючи рівень рідини в бюретці на нуль.

Із трьох результатів обчислюємо середнє значення V (HCl), яким і користуємось при розрахунках.

Нормальність і титр розчину хлоридної кислоти обчислюємо за формулою:

$$\tilde{N}_f(\text{HCl}) = \frac{V_{\text{доде}} \cdot \tilde{N}_f(\text{доде})}{V_{\text{HCl}}} \quad T_{(\text{HCl})} = C_{\text{H}(\text{HCl})} \frac{\dot{I}_{\text{дддHCl}}}{1000} \tilde{a} / \tilde{e}$$

Мекв(HCl) = фекв.М(HCl) = 36,5 г/моль.екв

Кислоту зберігаємо для наступного титрування. Для цього кожний студент записує своє прізвище на етикетці і наклеює його на банку з кислотою.

4. Визначення невідомої маси натрій гідроксиду в розчині.

Одержавши від лаборанта певний об'єм розчину натрій гідроксиду, додаємо 1-2 краплі фенолфталеїну і титруємо розчином хлоридної кислоти (попередньо доливаємо розчину хлоридної кислоти в бюретці до позначки нуль).

Заміряємо об'єм, який витратили на титрування.

Розрахунки:

1. Визначаємо титр HCl за NaOH (тобто з якою масою в грамах NaOH реагує 1мл HCl):

$$T_{(\text{HCl}/\text{NaOH})} = C_{\text{H}(\text{HCl})} \frac{\dot{I}_{\text{дддNaOH}}}{1000} \tilde{a} / \tilde{e}$$

Мекв(NaOH) = фекв.М(NaOH) = 40,0 г/моль.екв

2. Масу луку (m NaOH), що міститься в розчині, визначаємо з формули:

$m(\text{NaOH у розчині}) = T(\text{HCl}/\text{NaOH}) \cdot V(\text{HCl})$ (г).

ПИТАННЯ ДЛЯ ПІДГОТОВКИ

1. У чому суть титриметричного (об'ємного) аналізу і його відмінність від гравіметричного (вагового) аналізу?
2. Що таке точка еквівалентності титрування і як вона фіксується?
3. Вимоги до реакцій, що використовуються в титриметричному аналізі.
4. Що таке “вихідні” речовини та вимоги до них?
5. Дати визначення поняття “титр”, “титр за визначуваною речовиною”.
6. Способи приготування титрованих розчинів.

ЗАДАЧІ ТА ВПРАВИ

1. В 250,0 мл розчину NaOH міститься 10,0 г цієї речовини. Визначити титр та нормальність цього розчину.
2. Визначити T і C_H розчину HCl, якщо на титрування 20мл розчину бури (Тбури = 0,09721 г/мл) витратили 18,2мл HCl.
3. Яка маса H₂SO₄ міститься в 5л розчину, якщо на титрування 20,00мл її витратили 15мл 0,1200н розчину NaOH?
4. На титрування 0,0340г AgNO₃ витратили 20,00мл HCl. Знайти T_{HCl/Ag}.
5. Розрахувати нормальність розчину HCl і T_{HCl/NaOH}, якщо T_{HCl} = 0,003646г/см³.
6. Який об'єм розчину HCl (ρ = 1,179г/см³) потрібно взяти для приготування 2л розчину HCl з титром T = 0,003646г/см³.
7. Який об'єм 0,1000н AgNO₃ піде на титрування 12,00мл розчину, який містить 6,50г/л KCl?

8. Яку наважку NaOH треба взяти, щоб на її титрування витратили 20,00 см³ 0,1N розчину HCl?
9. Визначити нормальність і титр розчину HCl, якщо на титрування 0,1907г натрій тетраборату витрачено 10,00мл розчину HCl.
10. До якого об'єму потрібно розбавити розчин, в якому міститься 1,53г NaOH, щоб на титрування 20,00 мл одержаного розчину витрачали 14,70 мл HCl? $T = 0,003800\text{г/мл}$.