ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД

«ЗАПОРІЗЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ»

МІНІСТЕРСТВА ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ

Т.В. Панасенко, Ю.Ю. Петруша, Л.О. Омельянчик

**АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ**

**Лабораторний практикум**

**для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра**

**напрямів підготовки «Біологія» і «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»**

Затверджено

вченою радою ЗНУ

Протокол № від

Запоріжжя

2023

**УДК**: 543(075.8)

**ББК:** Г4я73

**П**16

Панасенко Т.В Аналітична хімія. Кількісний аналіз: лабораторний практикум для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра напрямів підготовки «Біологія» і «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування» **/** Т.В. Панасенко, Ю.Ю. Петруша, Л.О. Омельянчик. – Запоріжжя: Запорізький національний університет, 2023. – 75 с.

У лабораторному практикумі «Аналітична хімія. Кількісний аналіз» представлені теоретичні відомості про гравіметричний та титриметричний методи аналізу, види індикаторів, способи титрування, методи визначення концентрації речовин в титриметричному аналізі, способи приготування титрантів.

У лабораторному практикумі надаються методики виконання та проведення кількісного визначення концентрації речовин, контрольні запитання та вправи, глосарій з розділів гравіметричного та титриметричного методів аналізу.

Призначений для для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра напрямів підготовки «Біологія» і «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування».

Рецензент *Н.П. Синяєва*, к.хім.н., доцент

Відповідальний за випуск *О.А. Бражко,* доктор біологічних наук, професор

**ЗМІСТ**

Вступ ……………………………………………………………………………........4

Інструкція з техніки безпеки ……………………………………………………….5

1. **Лабораторне заняття № 1**: Ваговий аналіз (гравіметрія)...........................7
   1. Приклади вагових визначень......................................................................7
2. **Лабораторне заняття № 2**: Титриметричний (об’ємний) аналіз............. 12
   1. Визначення концентрації в титриметричному аналізі.................................12
   2. Розрахунки в титриметричному аналізі...................................................13
   3. Розрахунки маси речовин за результатами титрування.........................14
   4. Способи приготування титрантів.............................................................15
3. **Лабораторне заняття № 3**: Метод кислотно-основного титрування.......16

3.1 Загальна характеристика методу кислотно-основного титрування...............16

3.2. Індикатори методу нейтралізації.................................................................16

3.3. Характеристика кривих титрування методу кислотно-основного титрування…………………………………………………………………………..17

3.4. Приготування титранту HCl та його стандартизація......................................17

3.5. Приготування розчину натрію тетраборату і його стандартизація..........19

3.6. Приготування титранту КОН і його стандартизація..................................20

3.7. Приклади кількісних визначень метода кислотно-основного титрування ……………………………………………………………………………………….21

4. **Лабораторне заняття № 4**: Методи оксидиметрії............................................28

4.1. Метод перманганатометрії................................................................................29

5. **Лабораторне заняття № 5**: Йодометрія............................................................36

5.1. Приготування титранту натрію тіосульфату і встановлення його нормальності ………………………………………………………………….........36

5.2. Приготування розчину йоду і встановлення його нормальності …………..37

5.3. Приклади кількісних визначень методом йодометрії …………………........38

6. **Лабораторне заняття № 6**: Титриметричні методи осадження …………….40

6.1. Аргентометрія ……………………………………………………………........40

7. **Лабораторне заняття № 7**: Метод комплексонометрії....................................46

7.1. Приготування титранту трилону Б і його стандартизація..............................47

7.2. Приклади кількісних визначень методом комплеконометричного титрування..................................................................................................................48

8. **Лабораторне заняття № 8**: Меркуриметрія …………………………….........53

Глосарій …………………………………………………………………………….56

Додатки ……………………………………………………………………………..60

Сучасна українська хімічна термінологія ………………………………………..71

Рекомендована література........................................................................................74

**ВСТУП**

Дисципліна «Аналітична хімія» належить до циклу природничо-наукової підготовкифахівців і є фундаментальною дисципліною у системі біологічної та екологічної освіти.

*Метою лабораторного практикуму*є орієнтація студентів на поглиблене засвоєння фундаментальних знань в галузі аналітичної хімії, які є основою для подальшого вивчення циклу хіміко-біологічних дисциплін та також будуть використані в практичній роботі фахівця-біолога та еколога.

Основна увага приділяється вивченню методів кількісного дослідження складу речовин або їх суміші. Кількісний аналіз дає можливість встановити кількісні співвідношення складових частин речовини та суміші речовин.

Особлива увага приділяється методикам аналізу реальних об’єктів. Це сприятиме більш ефективному засвоєнню розділу кількісного аналізу як комплексу методів, що грунтуються на загальних теоретичних положеннях.

Такий напрямок дозволить майбутнім фахівцям в галузі біології та екології створити природничий фундамент, на базі якого будуть розвиватись та поглиблюватись знання, що необхідні в подальшій практичній діяльності спеціаліста. Знання з аналітичної хімії в подальшому можуть бути використані при аналізі лікарських засобів, харчових продуктів, мінеральних добрив, атмосферного повітря, води, ґрунтів та ін.

*Завдання лабораторного практикуму*полягає у навчанні студента використовувати теоретичні знання в рішенні практичних завдань; використовувати знання та навички для самостійного розв’язування науково-дослідницьких задач.

*Вимоги до знань та вмінь*

*За підсумками вивчення розділу «Кількісний аналіз» студент повинен знати:*

* основні якісні реакції катіонів та аніонів;
* основні принципи аналізу суміші катіонів та аніонів;
* хімічні, фізичні та фізико-хімічні методи аналізу;
* теоретичні основи хімічного аналізу на основі фізико-хімічних законів;
* мати уявлення про межі застосування методів аналізу.

*Студент повинен вміти:*

* застосовувати методи хімічного аналізу речовин для встановлення їх якісного та кількісного складу;
* проводити розрахунки кількісного складу речовин на основі фізико-хімічних законів;
* використовувати в роботі довідкову‚ навчальну літературу; знаходити інші необхідні джерела інформації і працювати з ними.

**ІНСТРУКЦІЯ З ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ**

1. Під час роботи в хімлабораторії необхідно підтримувати чистоту, тишу, порядок.
2. Кожен повинен знати, де знаходяться засоби протипожежного захисту і аптечка.
3. В лабораторії заборонено палити, приймати їжу, пити воду або інші напої.
4. Досліди потрібно проводити лише в чистому посуді. Після закінчення експериментів посуд потрібно відразу вимити.
5. Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитись на визначеному місці; забороняється їх переносити на робочі столи.
6. Працювати в лабораторії слід обережно, без зайвої квапливості, не розливати та не розсипати реактиви. Надлишки реактивів забороняється висипати назад у склянку з чистими реактивами.
7. Досліди з токсичними речовинами або, тими що неприємно пахнуть, слід проводити тільки у витяжній шафі.
8. Усі досліди необхідно виконувати в такій кількості та концентрації реактивів, у тому хімічному посуді та приладах, як це вказано у відповідних методичних вказівках. Забороняється виконувати додаткові досліди без дозволу викладача.
9. Під час розведення концентрованих кислот, особливо сульфатної, слід лити її у воду, а не навпаки.
10. Відпрацьовані розчини арґентум нітрату зливати в спеціально призначений для цього посуд з темного скла.
11. Під час роботи слід бути дуже обережним та акуратним, слідкувати, щоб речовини не потрапили на одяг, шкіру, а також в очі.
12. Недопустимо перевіряти речовини чи розчини на смак. Нюхати речовини можно, обережно направляючи на себе пар або газ легким рухом руки.
13. На посуді, в якому зберігаються речовини або розчини, повинні обов'язково бути етікетки з назвою речовини або з складом розчину.
14. Під час нагрівання рідких і твердих речовин в пробірках і колбах не можна направляти їх отвір на себе чи сусіда. Заглядати при цьому зверху в отвір пробірки заборонено.
15. Після закінчення роботи необхідно виключити газ, воду, електроенергію.
16. Забороняється виливати в раковину концентровані розчини кислот, лугів, солей важких металів.
17. Під час роботи з отруйними речовинами, концентрованими кислотами і лугами, фенолом, органічними розчинниками та ін., необхідно користуватись захисними окулярами, протигазами, респіраторами або ін.
18. Досліди з речовинами, що легко займаються (ефір, бензин, ацетон, спирт тощо) проводять подалі від вогню і ввімкнених електроприладів.
19. При виникненні пожежі негайно відключити газ, вимкнути електроприлади в лабораторії. Швидко забрати всі горючі речовини подалі від вогню, а полум'я гасити вогнегасником, піском або використовувати протипожежну ковдру. Не можна заливати вогонь водою.
20. Якщо на комусь спалахне одяг, необхідно того, хто постраждав, повалити на підлогу і швидко накрити вовняною ковдрою, при цьому бігати по лабораторії забороняється, так як полум'я це більше підсилиться.
21. При термічних опіках негайно роблять примочки спиртовим розчином таніну, етанолом або розчином перманганату калію.
22. При опіках кислотами необхідно відразу ж промити уражене місце проточною водою, потім 5% розчином гідрокарбонату натрію
23. При опіках лугами необхідно відразу ж промити уражене місце проточною водою, потім 3% розчином борної або оцтової кислоти.
24. При попаданні кислоти або лугу в очi потрiбно швидко промити невеликим струменем води з-пiд крану на протязi 3-5 хвилин, потiм очi промивають розчином гiдрокарбонату натрiю (у випадку кислоти) або розчином борної кислоти (у випадку лугу). Пiсля цього треба звернутися до лiкаря.
25. Шкiру, уражену органiчною речовиною (наприклад фенолом) необхiдно промити великою кiлькiстю спирту або другого нейтрального розчинника. Обов'язково студента, що постраждав, слiд вiдправити до медпункту.
26. Працювати в лабораторії обов‘язково в присутності іншої особи для надання допомоги тому, хто працює в разі нещасного випадку, пожежі тощо.
27. Після закінчення роботи впорядкувати своє робоче місце і старанно вимити руки з милом.

**Лабораторне заняття № 1**

**Тема: ВАГОВИЙ АНАЛІЗ (ГРАВІМЕТРІЯ).**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи гравіметричного методу аналізу. Оволодіти прийомами визначення кількісного вмісту кристалізаційної води, вологості, барію в кристалічному барію хлориді, феруму (ІІІ) в розчинах, проводити розрахунки на основі фізико-хімічних законів.

**Теоретичні положення**

В основі вагового методу аналізу лежать закони постійності складу і закон еквівалентів. Гравіметричний аналіз проводиться в двох варіантах: виділенням якого-небудь компонента в елементарному вигляді (методи відгонки) і у вигляді сполуки певного складу (методи осадження).

В методах відгонки певну складову частину досліджуваної речовини відганяють, визначаючи таким чином її вміст у речовині. Більш широко використовується у ваговому аналізі метод осадження.

Ваговим методом визначають кристалізаційну воду в солях, гігроскопічну воду в ґрунті, добривах, рослинному матеріалі.

Гравіметричним методом визначають вміст фосфору в фосфоритах, апатитах, фосфорних добривах, ґрунтах; вміст кальцію та магнію в вапняках, силікатах; вміст алюмінію та заліза у фосфоритах та іншій мінеральній сировині.

* 1. **Приклади вагових визначень**

**1.1.1.** **Визначення кристалізаційної води в кристалічному барію хлориді**

***Прилади та реактиви****:* скляні бюкси, сушильна шафа, ексикатор, аналітичні терези, барію хлорид (кристалогідрат).

***Хід роботи***

1. Чистий скляний бюкс висушують у сушильній шафі при 120-125°С до постійної маси і зважують на аналітичних терезах.
2. Сіль барію хлориду швидко розтирають у фарфоровій ступці і зважують (1- 3) г у приготовлений бюкс.
3. Бюкс із сіллю ставлять у сушильну шафу і витримують при температурі 120-125°С приблизно 2 години.
4. Після висушування бюкс ставлять в ексикатор і через 15 хвилин зважують. Висушування повторяють до постійної маси бюкса із сіллю. В даному аналізі запис результатів досліджень може мати наступний вигляд:

маса пустого бюкса – m1;

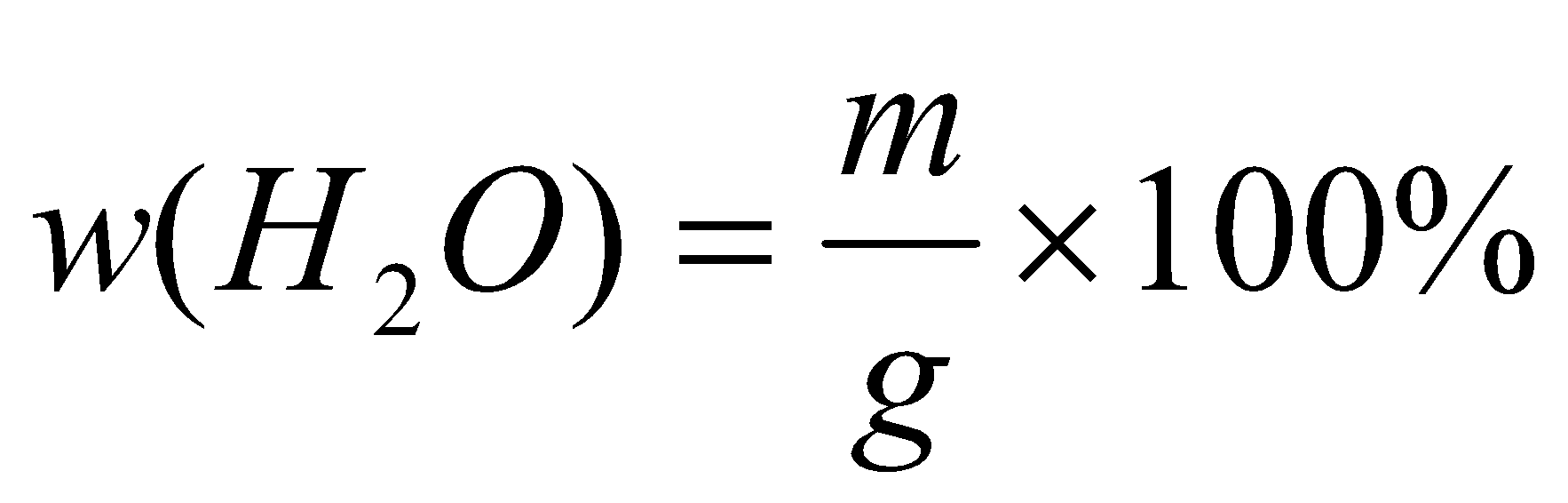
маса бюкса із сіллю до висушування – m2;

наважка солі – g = m2-m1;

маса бюкса із сіллю після висушування – m3;

маса кристалізаційної води в наважці – m = m2-m3.

Визначають вміст води в кристалогідраті (у %) за формулою:



**1.1.2.** **Визначення вологості речовин**

***Прилади****:* сушильна шафа, аналітичні терези, скляні бюкси, ексикатор.

***Хід роботи***

1. Висушують бюкс до постійної маси.
2. Зважують середню пробу (середня проба має бути складена з великої кількості малих порцій, які взяті в різних місцях матеріалу, що аналізуються).
3. Зважують у бюкс наважку (2-5 г ) подрібненого матеріалу і висушують при температурі 100-120°С до постійної маси. При визначені вологості ґрунту, кормів (сіна, соломи) підтримують температуру 100-105°С. Амонійні солі сушать при більш низькій температурі: (NH4)2SO4 – 100°C; NH4Cl – 80°C; сечовина – 65-70°С.
4. Визначають %-ний вміст води у зразку.

**1.1.3. Визначення барію в кристалічному барію хлориді (BaCl2·2H2O)**

***Прилади та реактиви****:* аналітичні терези, електроплитки, водяні бані, штативи з кільцем, сушильна шафа, муфельна піч, ексикатор, скляні бюкси, стакани, скляні палички, фільтри (синя стрічка), лійки, тиглі, барію хлорид (кристалогідрат).

***Розчини****:* хлороводневої кислоти (2н), сульфатної кислоти (0,2н), срібла нітрату (0,1 н).

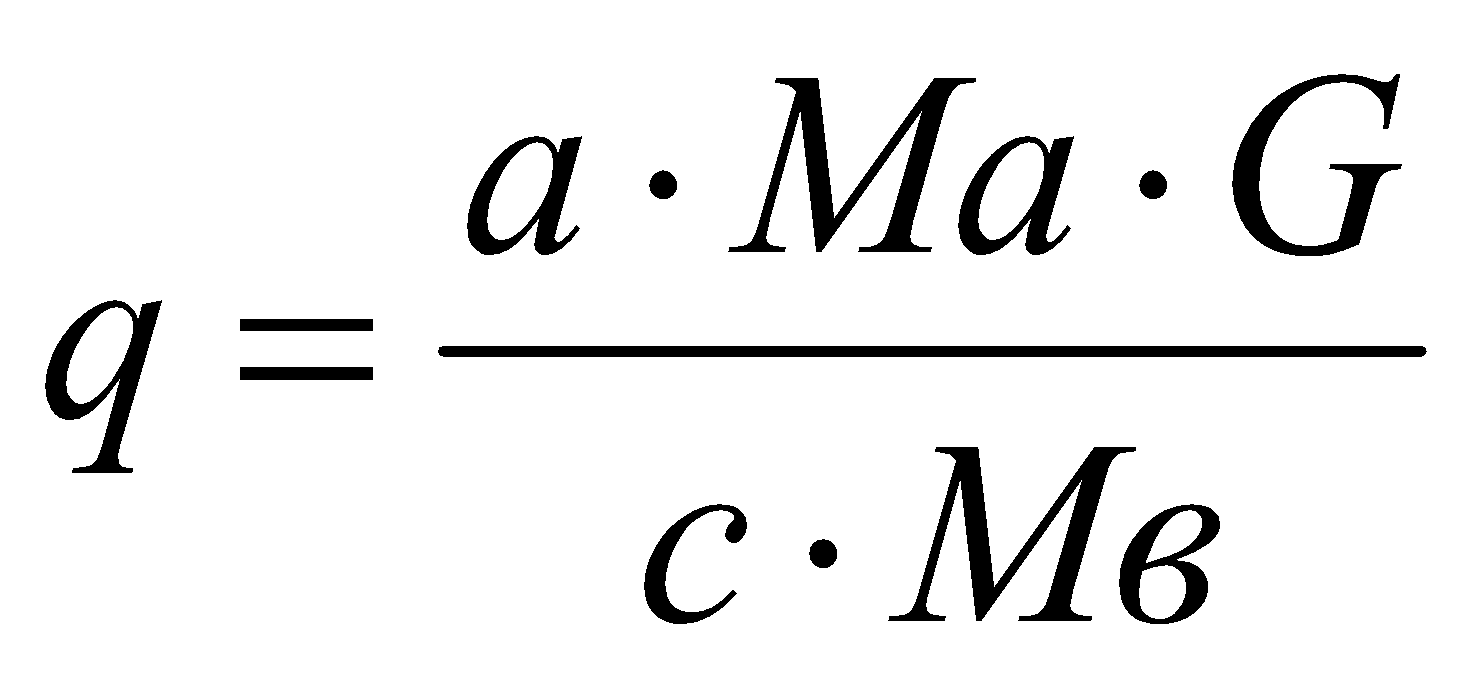
Для визначення барію використовують метод осадження барію у вигляді малорозчинного барію сульфату:

BaCl2+H2SO4=BaSO4↓+2HCl

***Розрахунок наважки речовини***

Для аналізу рекомендується брати такі наважки речовини, щоб вага прожареного кристалічного осаду (G) була 0,5 г.

Величину наважки розраховують за формулою:



*Ma* – молярна маса речовини, що аналізують;

*Mв* – молярна маса вагової форми;

*q* – наважка речовини, що аналізують;

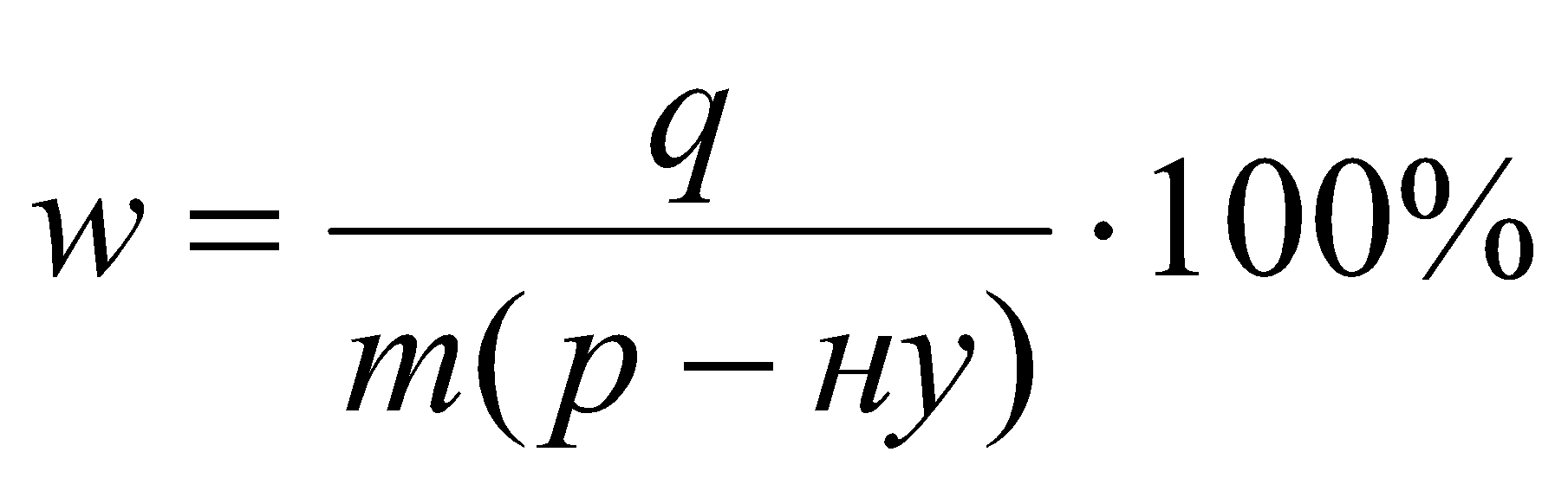
*G* – маса вагової форми;

*а, с* – коефіцієнти в рівнянні реакцій.

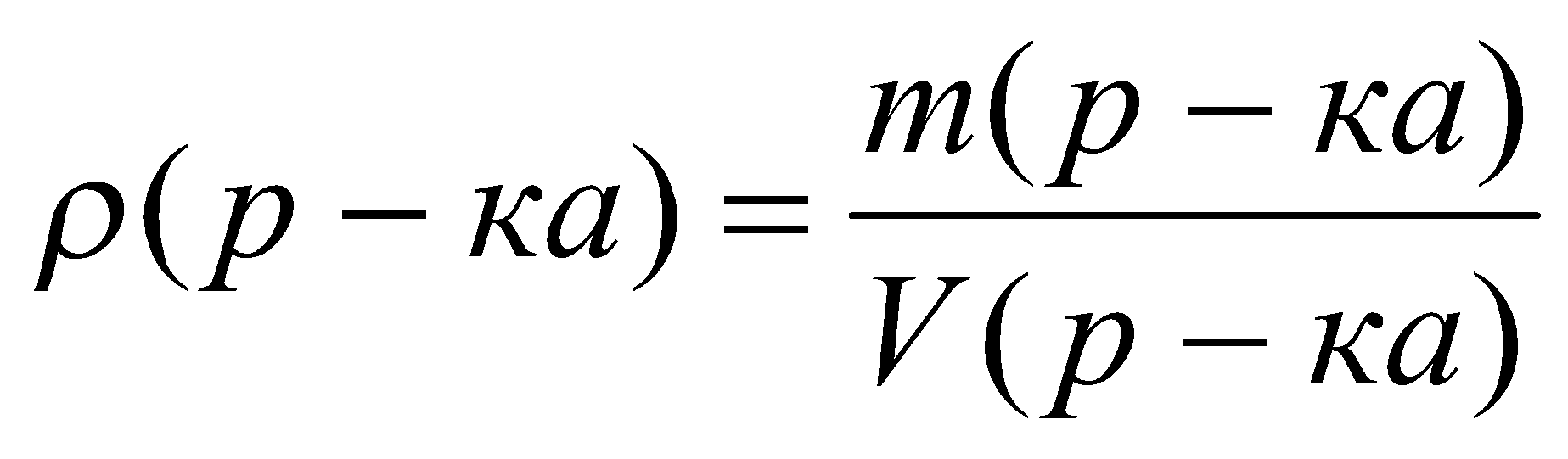
***Розрахунок об’єму розчинника***

Для гравіметричних визначень, які виконуються методом осадження, далі розраховують об’єм розчинника.

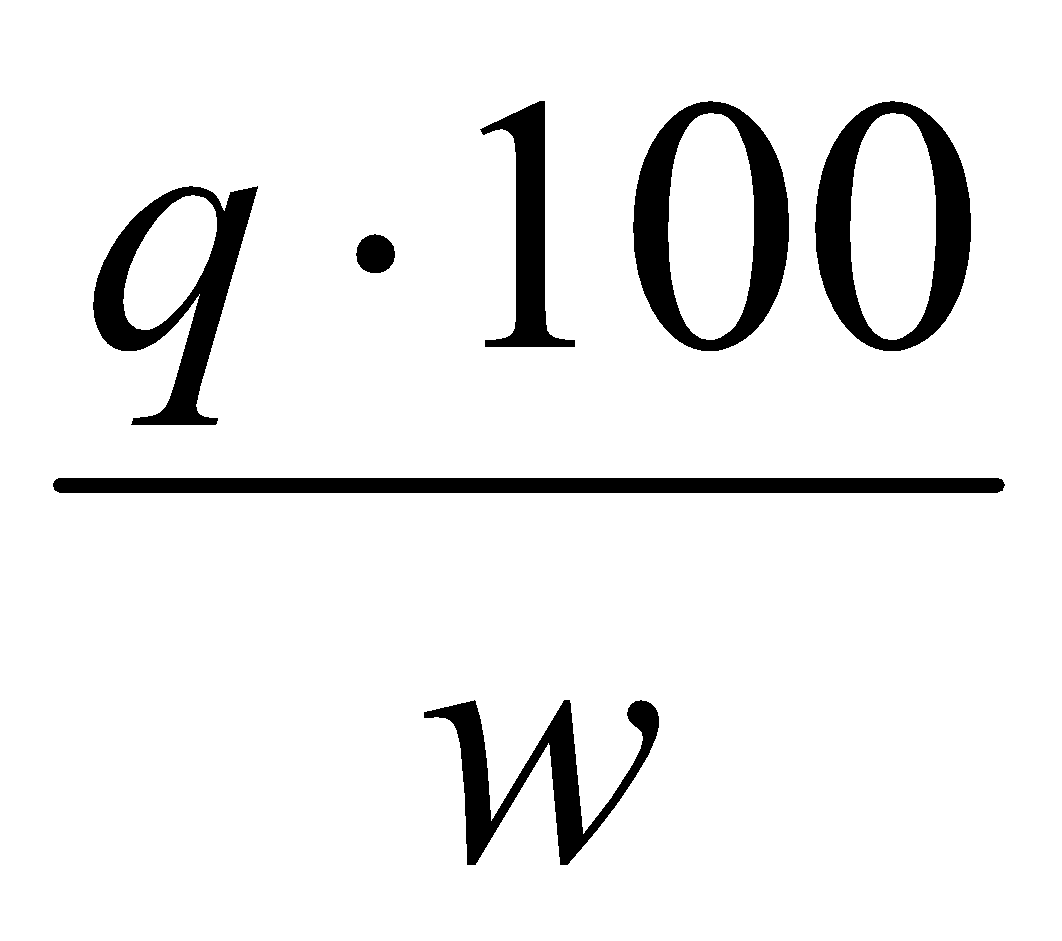
Наважку речовини, що аналізують, розчиняють у такому об’ємі розчинника, щоб отримати розчин із масовою долею речовини – 0,5-1 %.

;

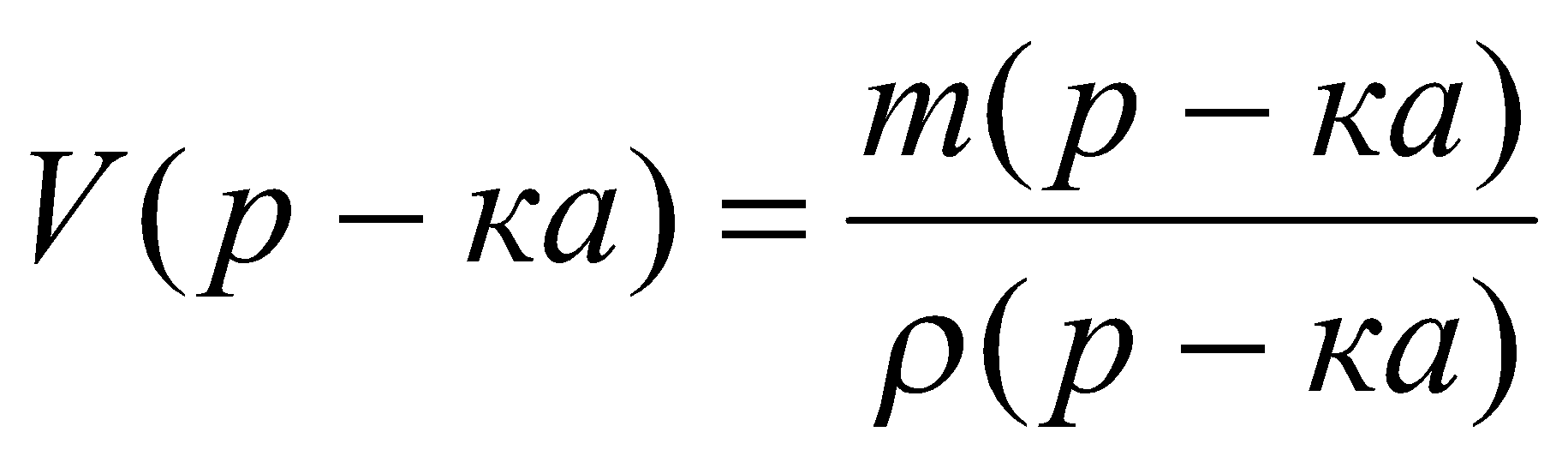
*m(р-ну)=m(р-ка)+q*;

*.*

Отримуємо формули:

*m(р-ну)=*;

*m(р-ка)=m(р-ну)-q*;

,

*w* – масова доля розчиненої речовини;

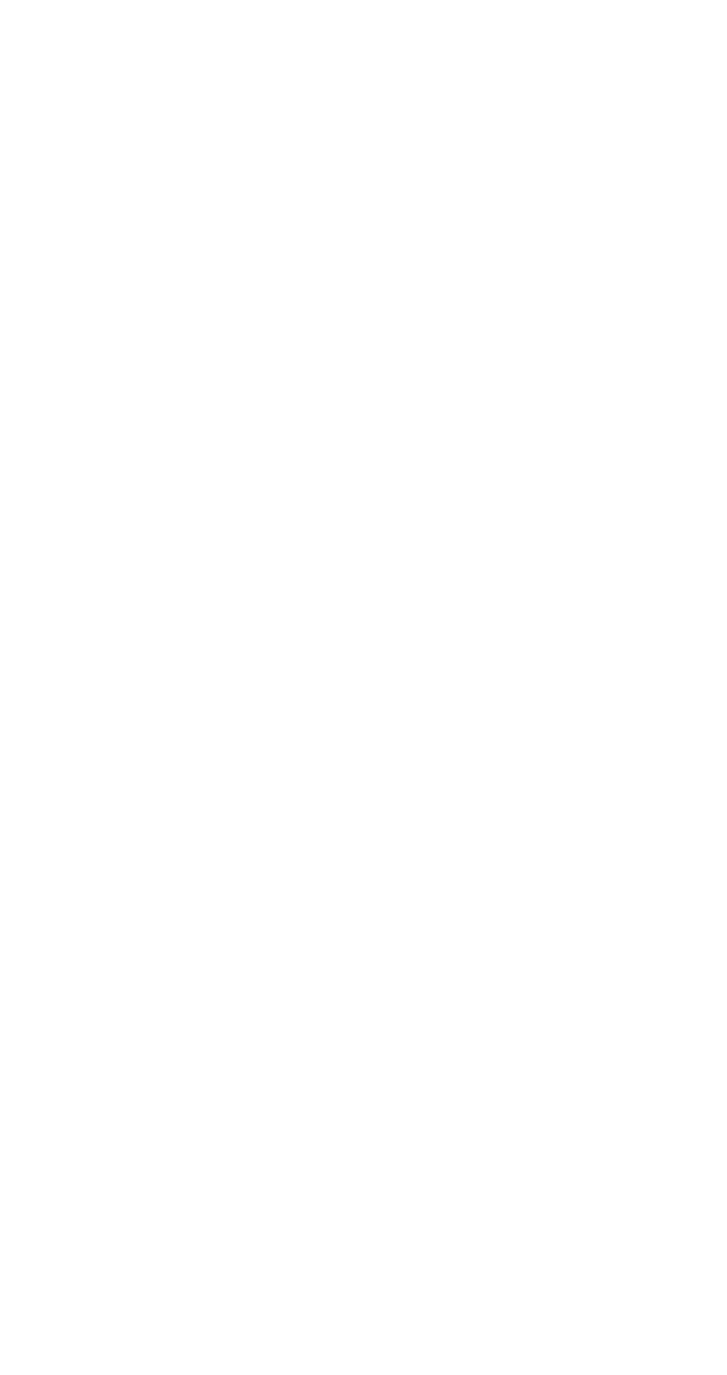
*m(р-ка) –* маса розчинника;

*V(р-ка)* – об’єм розчинника;

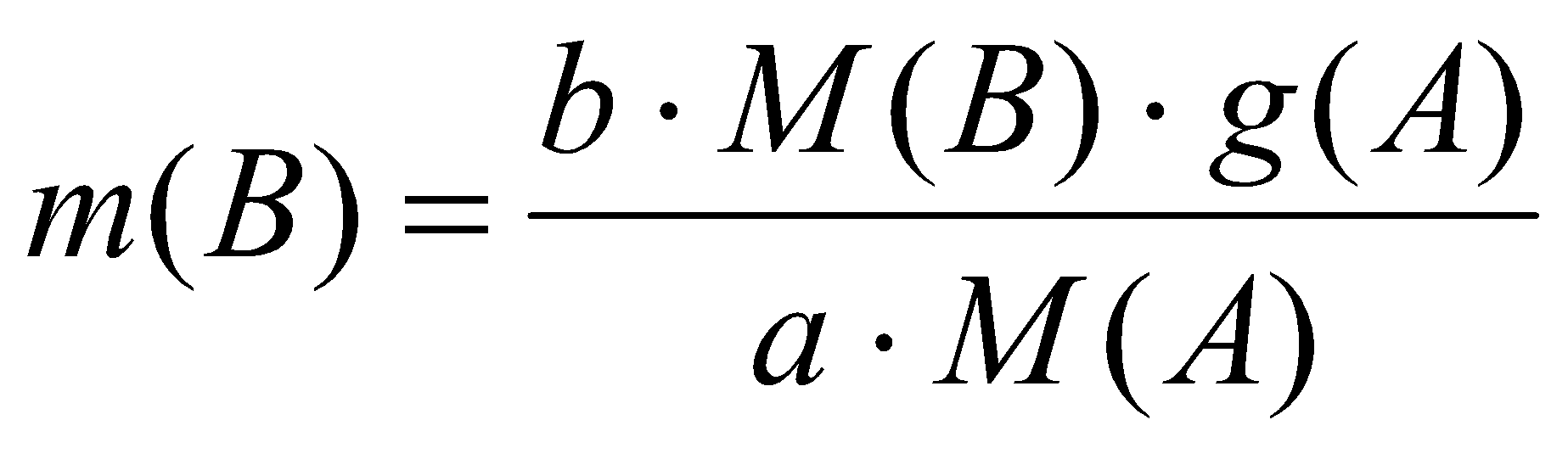
*ρ(р-ка) –* густина розчинника.

***Розрахунок маси осаджувача***

Розрахунок маси осаджувача ведуть, виходячи зі стехіометричного співвідношення реагентів:

 аА + вВ = сС + dD;

Для повноти осадження використовують надлишок осаджувача, в 1,5 раза більше, ніж за рівнянням реакції.

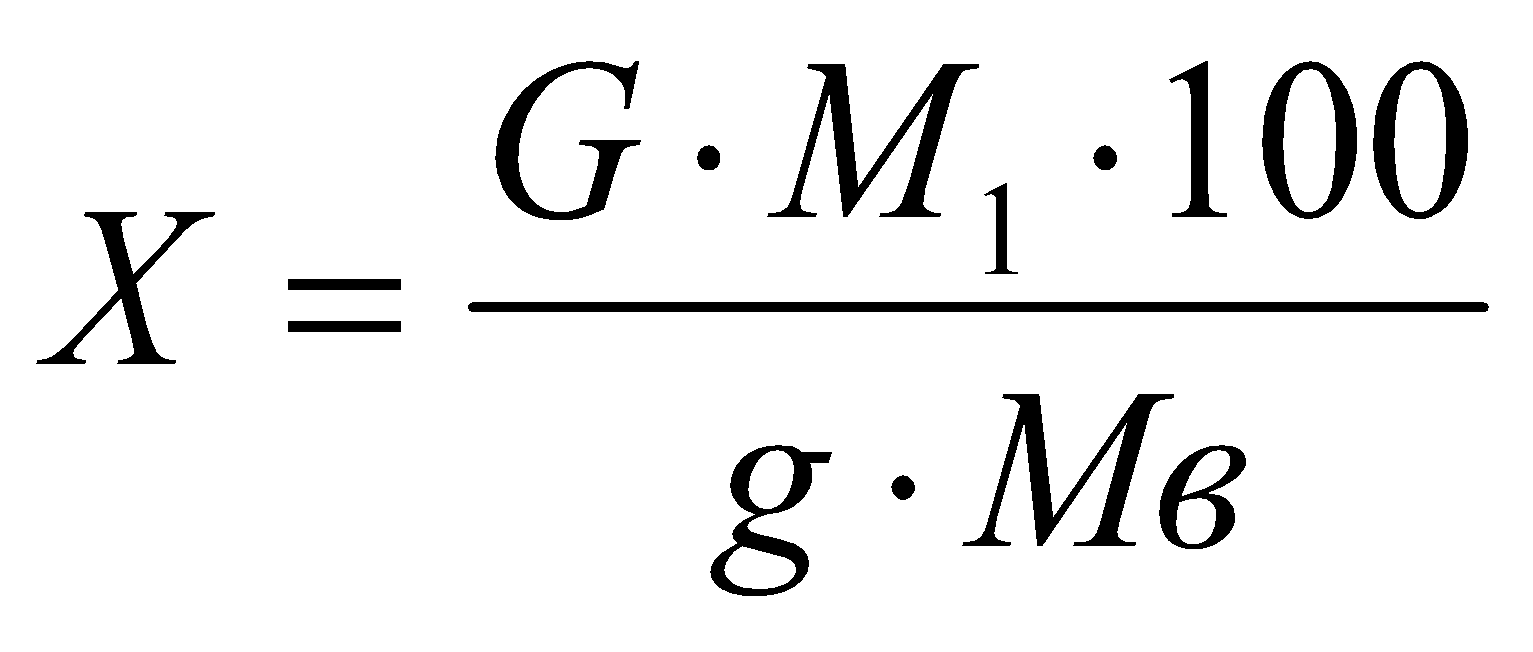


*g* – наважка речовини, що аналізують.

***Хід роботи***

1. В бюксі або на годинниковому склі зважують точну наважку (0,5 г) кристалічного барію хлориду, кількісно переносять її у стакан, розчиняють в 50 мл води, додають 5 мл 2н HCl і нагрівають майже до кипіння.
2. У другому стакані нагрівають до кипіння півторакратний надлишок осаджувача – розчин (0,2н) H2SO4. По краплі додають гарячий розчин сульфатної кислоти до гарячого розчину барію хлориду, постійно помішуючи скляною паличкою.
3. Стакан з осадом та паличкою накривають папером і прогрівають на киплячій водяній бані.
4. Коли осад осадять, перевіряють повноту осадження іону Ва2+, для чого обережно по стінці стакану чи палички додають 1-2 краплі H2SO4 і спостерігають чи з'явиться муть. Потім залишають стакан з осадом для його дозрівання на декілька годин.
5. Рідину над осадом декантують на фільтр, не каламутячи осад. Осад промивають 2-3 рази методом декантування підкисленою дистильованою водою (5 мл 2н HCl на 100мл води). Кожний раз використовують 20-30 мл промивної рідини. Після цього осад промивають 2-3 рази дистильованою водою до виділення іонів Cl- (проба з AgNO3).
6. Осад кількісно переносять на фільтр. Фільтр з осадом підсушують у сушильній шафі разом із лійкою.
7. Висушений фільтр з осадом переносять у прожарений і точно зважений тигель і прожарюють осад у муфельній печі 10-15 хвилин при 300°С.
8. Переносять тигель в ексикатор для охолодження та зважують. Прожарювання повторяють до тих пір, поки різниця двох останніх зважувань буде не більше 0,0002 г.
9. Усі дані заносять у лабораторний журнал, визначають масу осаду і розраховують вміст барію у кристалічному барії хлориді.

Формула для розрахунку результатів аналізу:

;

*Х* – вміст частини, яку визначають у %;

*G* – маса вагової форми після прожарювання;

*М1* – молярна маса частини, яку визначають у грамах;

*Мв*– молярна маса вагової форми;

*g* – наважка речовини, яку аналізують у грамах.

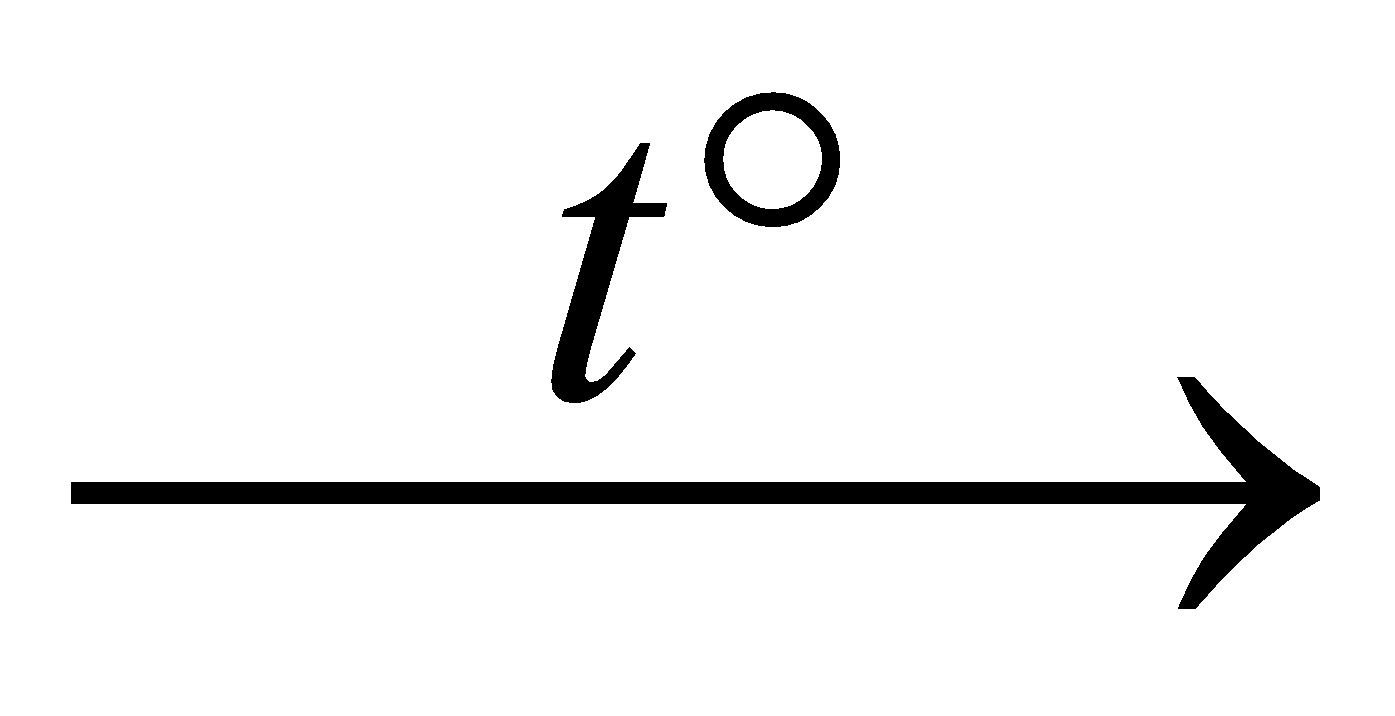
**1.1.4. Визначення феруму (ІІІ) у розчинах**

***Прилади та реактиви****:* електроплитки, сушильна шафа, муфельна піч, штативи з кільцем, стакани, скляні палички, фільтри (біла стрічка), лійки, тиглі.

***Розчини****:* нітратна кислота (2н), амонію гідроксид (10 %), амонію нітрат (2 %), аргентум нітрат (0,1н).

Найбільш поширеним способом вагового визначення феруму є осадження його у вигляді гідроксиду й зважування отриманого оксиду.

FeCl3 + 3NH4OH → Fe(OH)3 + 3NH4Cl;

2Fe(OH)3 **Fe2O3 + 3H2O.

***Хід роботи***

1. Розчин, який аналізують (містить не більш 0,1 г феруму), підкислюють 3-5 мл 2н HNO3 і обережно нагрівають, не даючи рідині закипіти.
2. До гарячого розчину додають краплями 10%-вий розчин аміаку до появи слабкого запаху, після чого вміст стакану добре перемішують скляною паличкою і розбавляють приблизно до 80-100 мл гарячою дистильованою водою.
3. Дають рідині відстоятися 5 хвилин, після чого перевіряють повноту осадження додаванням 1-2 крапель розчину аміаку.
4. Зливають на фільтр (біла стрічка) шар рідини, промивають методом декантування декілька разів гарячим 2 % розчином NH4NO3 і кількісно переносять на фільтр.
5. Осад на фільтрі промивають до повного видалення іонів Cl- (перевірка промивних вод на іони Cl- дією AgNO3).
6. Промитий осад просушують у сушильній шафі разом із фільтром і переносять у прожарений до постійної маси тигель.
7. Фільтр обвуглюють на маленькому полум’ї спиртівки так, щоб він не загорівся. Потім проводять прожарювання у муфельній печі при температурі 800-900°С до постійної маси.
8. Результати аналізу записують у журнал. Розрахунок проводять так само як у попередній роботі.

***Контрольні запитання***

1. У чому суть гравіметричного методу аналізу?
2. Класифікація методів гравіметричного аналізу.
3. Назвіть операції вагового визначення методом осадження.
4. Яким вимогам мають відповідати осади в гравіметричного методі аналізу? Яких умов необхідно дотримуватися при осадженні кристалічних та аморфних осадів?
5. Дати визначення поняттям: осаджувана та вагова форми. Які вимоги висуваються до цих форм?
6. Для чого проводять визрівання осадів?
7. У чому суть виразу «прожарити тигель до постійної маси»?
8. Як визначають вміст кристалізаційної води в кристалогідратах? Який температурний режим витримують при висушуванні кристалогідратів?
9. Яку величину наважки рекомендують брати для аналізу? Як розрахувати величину наважки?
10. Які вимоги пред'являються до розчинника? Як розрахувати об'єм розчинника?
11. Які вимоги пред'являються до осаджувача? Як розрахувати масу осаджувача?
12. Які осади придатні для гравіметричних визначень Ca2+, Ba2+, Mg2+, Fe2+, Fe3+, Ni2+, Co2+, Zn2+, Bi3+ за значенням добутків розчинності?
13. Які вагові форми мають осади: CaCO3, Fe(OH)3, AgCl, BaSO4, CaC2O4?
14. Чому кальцій осаджують у ваговому аналізі (NH4)2C2O4? Чим краще осадити іон Ag+: розчином NaCl чи NH4Cl?
15. Яка з названих солей кальцію: CaSO4; CaCO3; CaC2O4 більш підходить для визначень Ca2+ ваговим методом?
16. При визначенні заліза (III) в розчинах, що аналізують перед додаванням осаджувача, підкислюють. Для чого це роблять?

**Лабораторне заняття № 2**

**Тема: ТИТРИМЕТРИЧНИЙ (ОБ’ЄМНИЙ) АНАЛІЗ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи титриметричного методу аналізу. Вміти проводити розрахунки з визначення концентрації розчинів, розрахунки маси речовин за результатами титрування.

**Теоретичні положення**

Титриметричний аналіз базується на точному вимірюванні об’єму розчину реактиву відомої концентрації (титранту), котрий витрачено на реакцію з певним об’ємом розчину досліджуваної речовини.

Процес додавання одного розчину, який міститься в бюретці, до другого розчину, для визначення концентрації одного з них, називається***титруванням***.

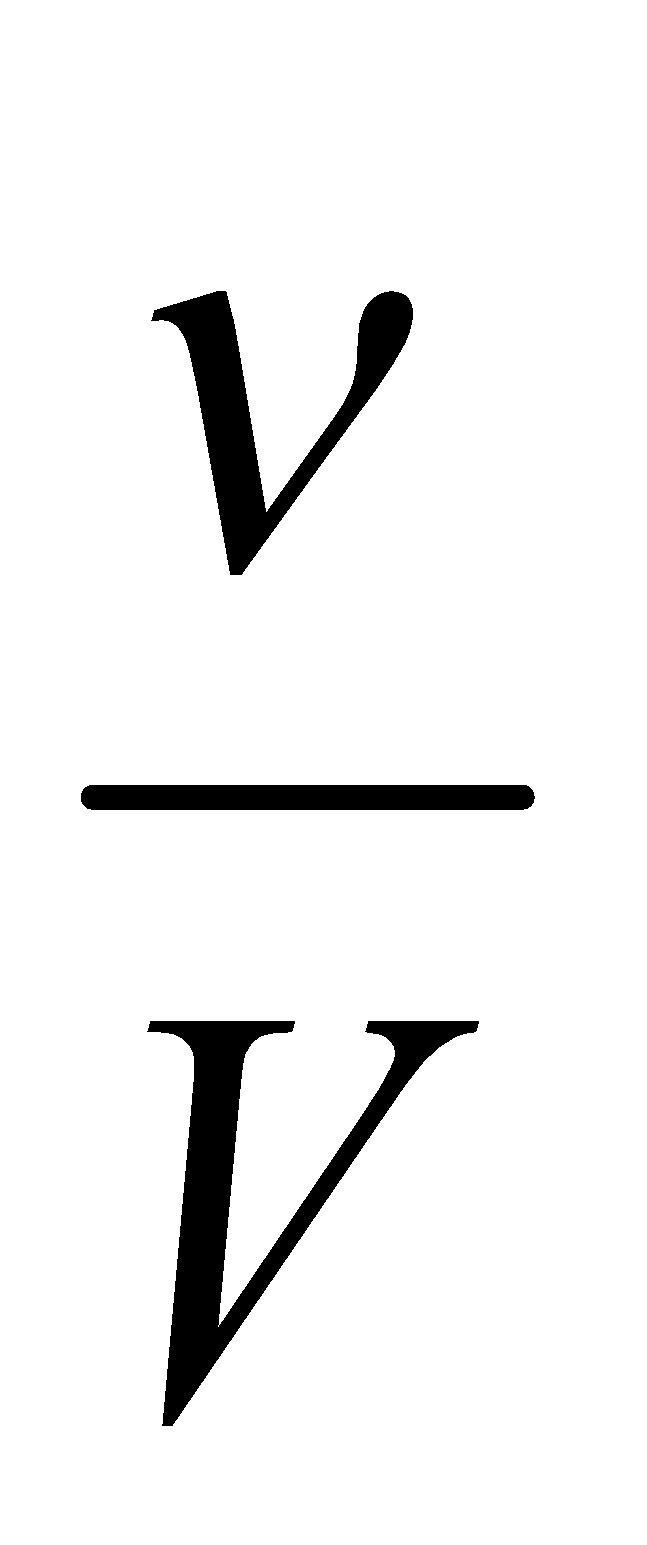
В титриметричному аналізі розчин із точно відомою концентрацією називають***титрантом***або ***титрованим* *робочим розчином*.**

При титруванні до розчину, концентрацію якого визначають, поступово додають титрант, доки кількість молей еквівалентів його дорівнювала би кількості молей еквівалентів речовини, яку визначають. Цей момент титрування називають ***точкою еквівалентності.***

Точку еквівалентності фіксують за допомогою речовин, які змінюють колір в точці еквівалентності в залежності від природи середовища. Ці речовини називають ***індикаторами***.

**2.1. Визначення концентрації в титриметричному аналізі**

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

*См* **= **

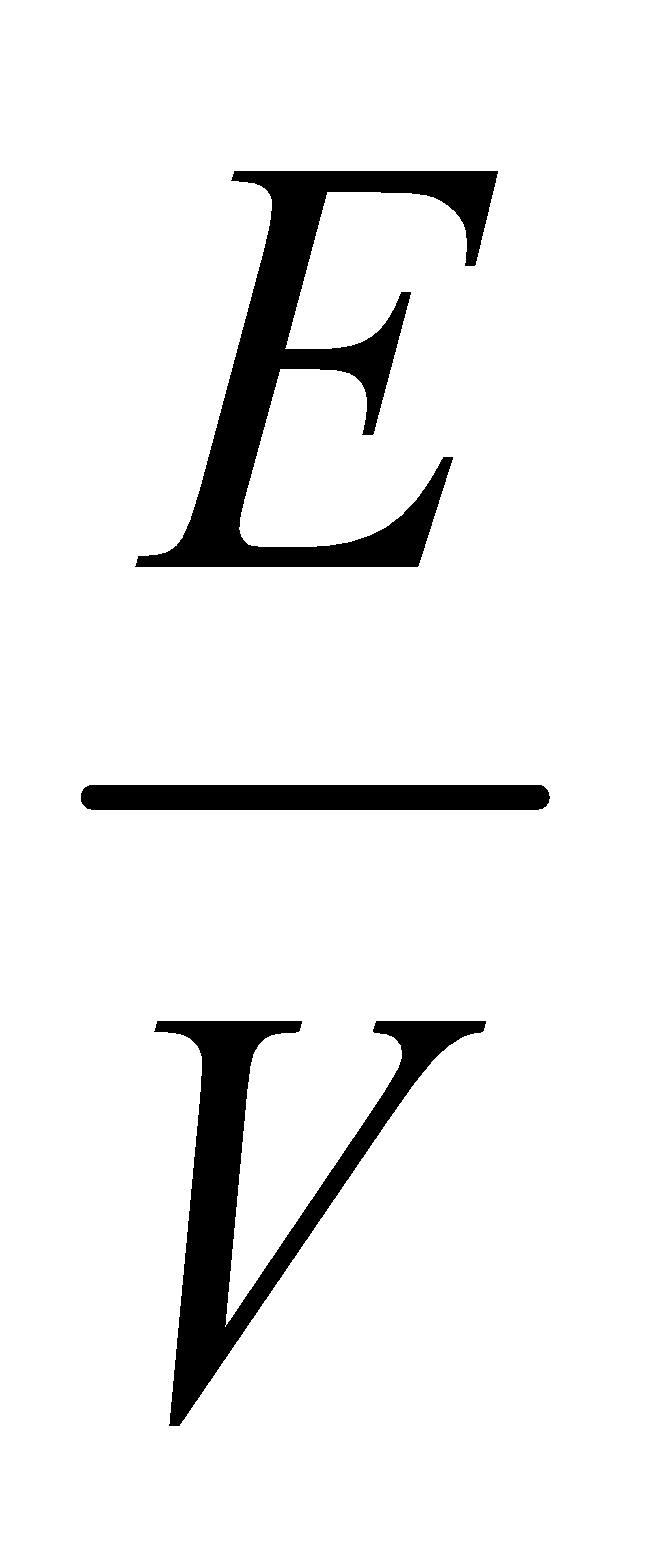
де *v* – кількість розчиненої речовини, моль;

V – об’єм розчину, л

Використовують, наприклад, таку форму позначення молярної концентрації:

Cм(HCl) = 0,1 моль/л, або 0,1 М HCl.

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

*Cн* =  ,

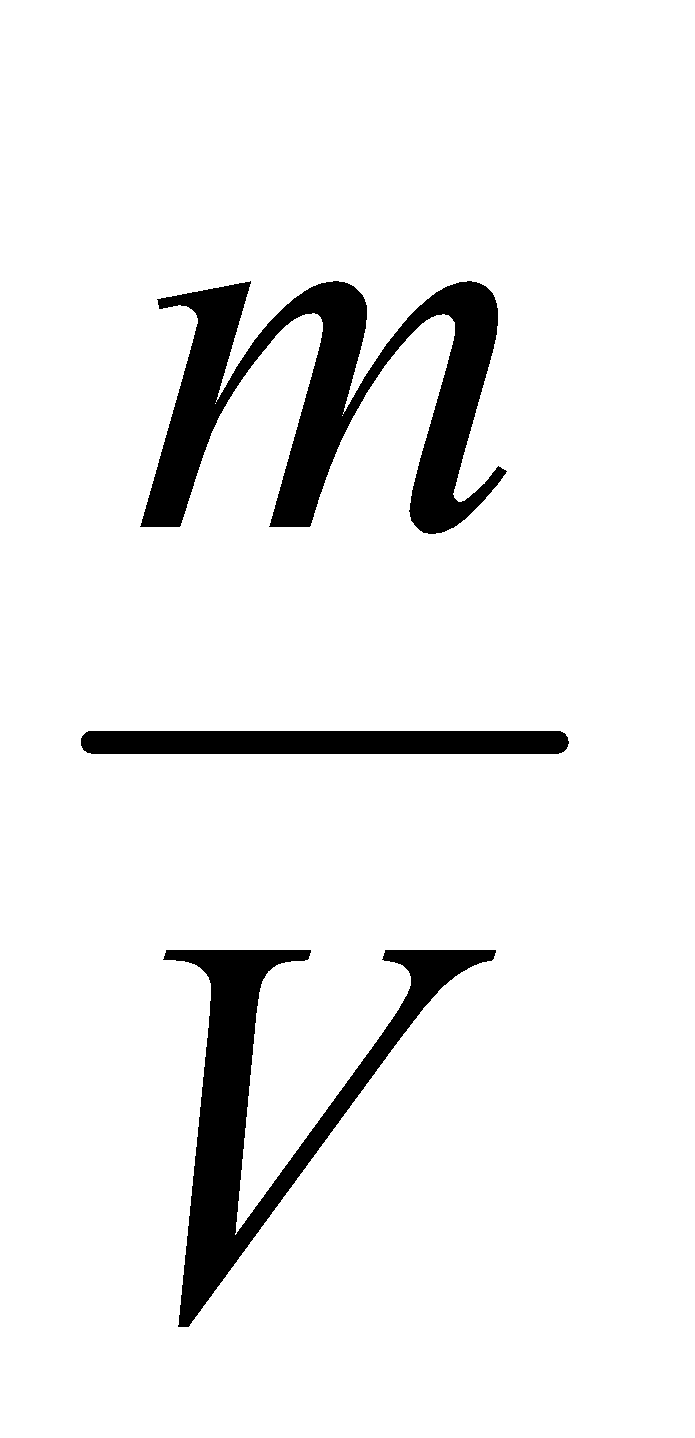
де *Е* – кількість еквівалентів розчиненої речовини, моль∙екв;

V – об’єм розчину, л.

Використовують таку формулу запису нормальної концентрації

Сн(H2SO4) = 1 моль∙екв/л, або 1н H2SO4

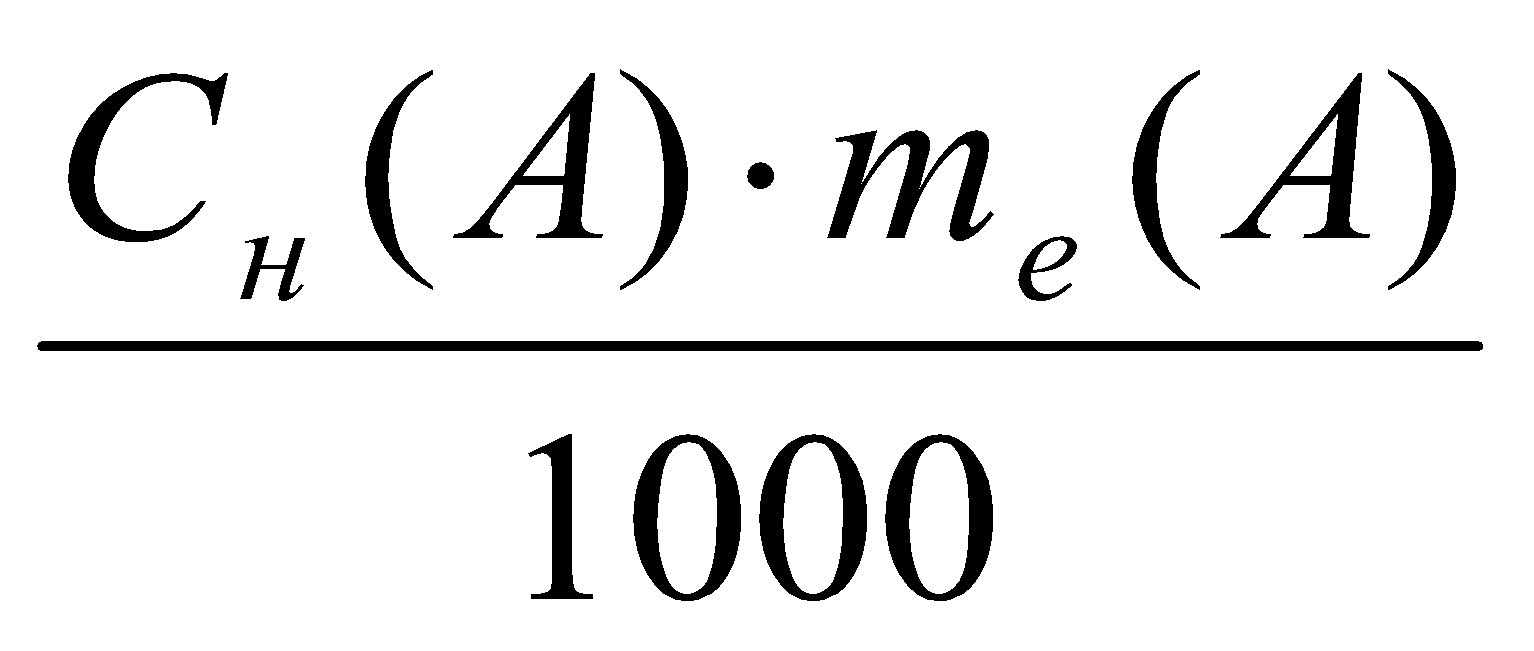
в) ***Титр розчину Т(А), [г/мл]*** (простий титр) – це маса речовини А в грамах, яка міститься в 1мл розчину:

*Т* = ,

де m – маса розчиненої речовини, г;

V – об’єм розчину, мл.

Знаючи нормальну концентрацію розчину речовини А, обчислюють простий титр Т(А) за формулою:

*Т(А)* = 

Використовують таку форму позначення титру, наприклад, титру HCl:

T(HCl) = 0,01000 г/мл.

г)***Титр по речовині, яку визначають ТА/В, [г/мл]*** – це маса речовини В в грамах, що реагує з 1 мл розчину реактиву А.

Приклад форми запису титру по речовині, яку визначають:

Т**HCl/NaOH**

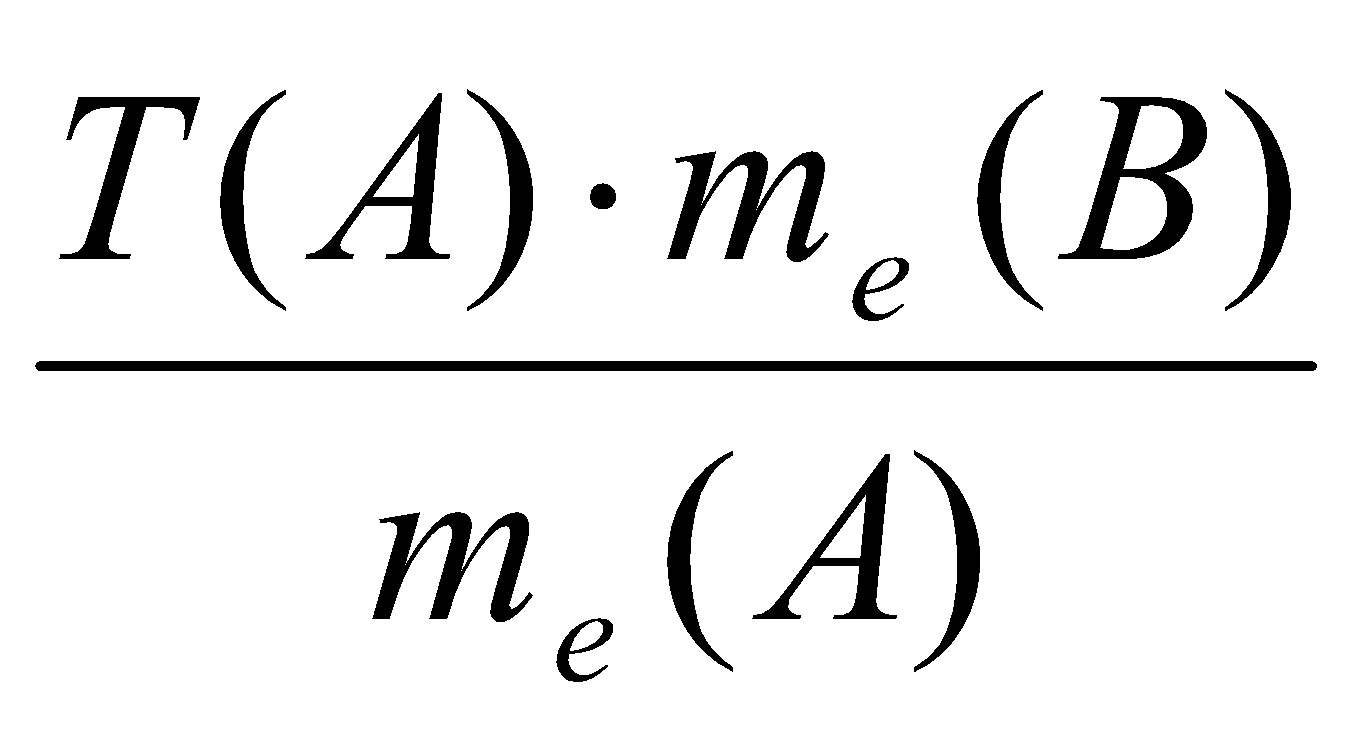
таке позначення читають: титр хлоридної кислоти за натрію гідроксидом.

Наприклад, титр хлоридної кислоти за натрію гідроксидом дорівнює:

T**HCl/NaOH** = 0,01000 г/мл

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

Формула переходу від простого титру Т(А) до титру по речовині, яку визначають ТА/В, має вигляд:

ТА/В =

де mе(А), mе(В) – еквівалентні маси речовин А і В, г/моль.

**2.2. 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;

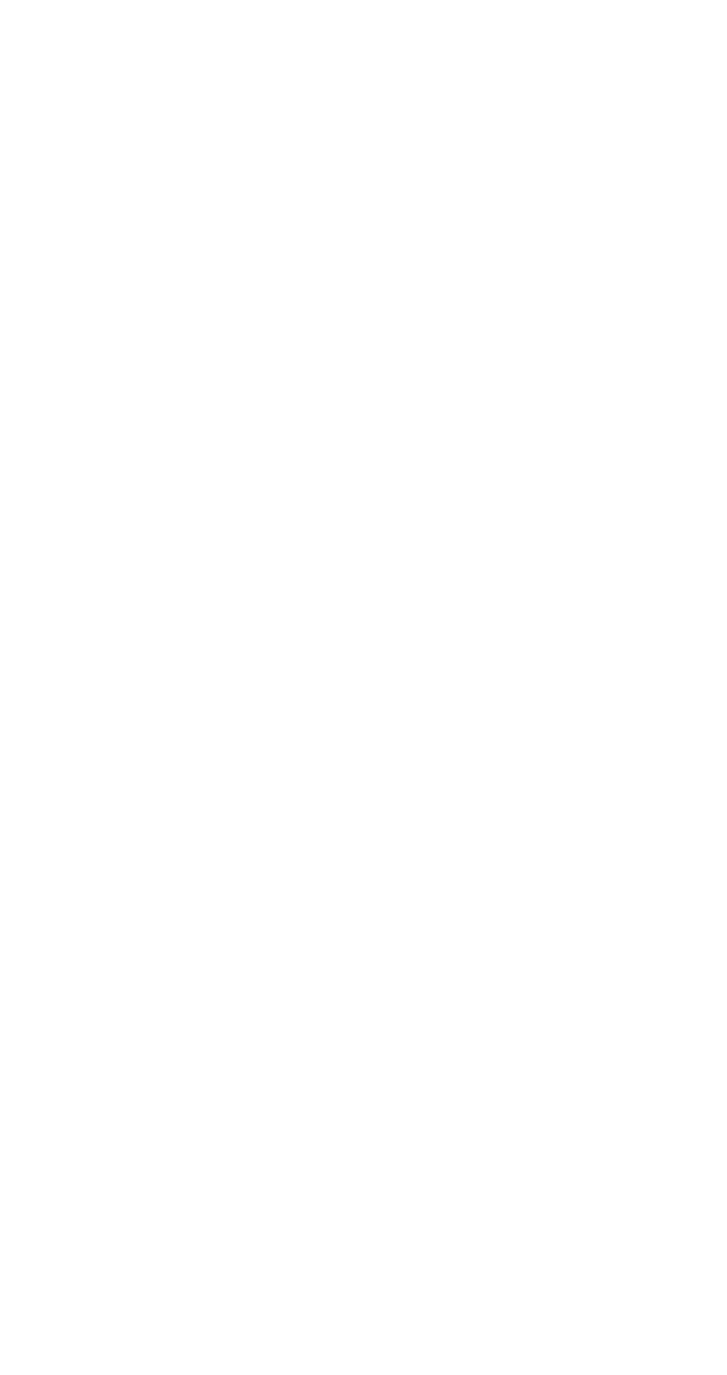
- маси речовин, які визначають.

**Розрахунки концентрації розчинів**

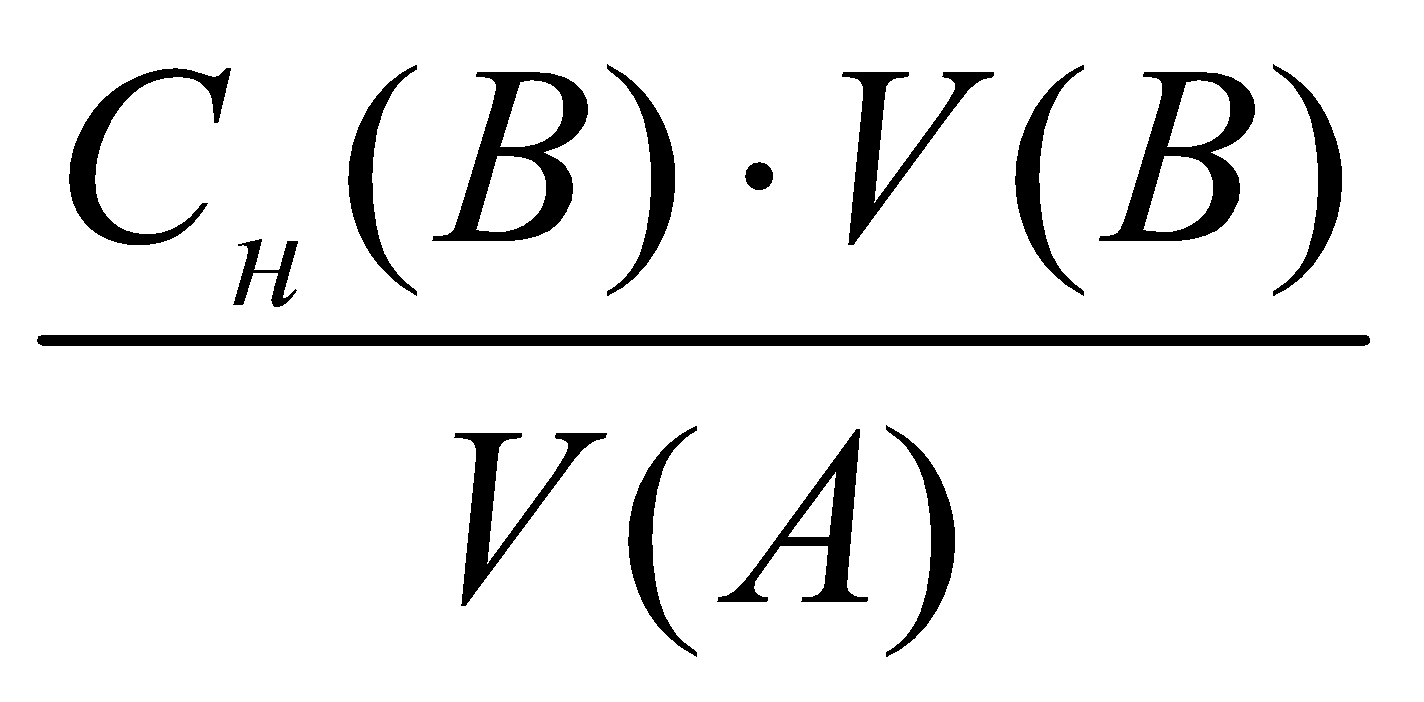
***Визначення нормальної концентрації Сн(А) через відому нормальну концентрацію Сн(В)***

Якщо розчин аліквотної частки речовини А об’ємом V(А) мл титрують розчином речовини В з відомою нормальною концентрацією Сн(В), об’єм розчину V(В) мл речовини В знаходять за результатами титрування.

Нормальну концентрацію розчину речовини А обчислюють так:

*Сн(A)·V (A) = Сн(B)·V (B)*

Звідси розраховують нормальну концентрацію *Сн*(А) розчину речовини А:

*Сн(A)* = 

**2.3. Розрахунки маси речовин за результатами титрування**

Визначення маси речовин проводять:

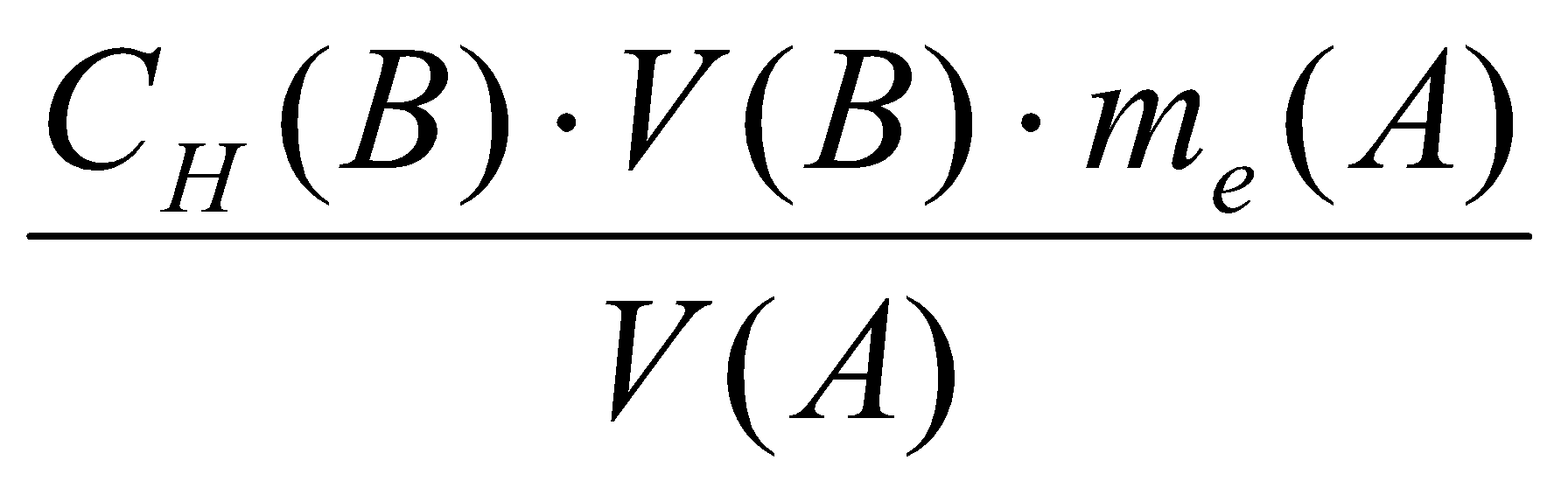
- за результатами титрування аліквотної частки розчину;

- за результатами титрування окремої наважки.

***Визначення маси за результатами титрування аліквотної частки***

Коли відомі концентрація титранту В, об’єми V(В) і аліквотної частки V(А), в точці еквівалентності маємо:

*Сн(A)·V (A) = Сн (B)·V (B)*

тоді: *m(A)* **=**

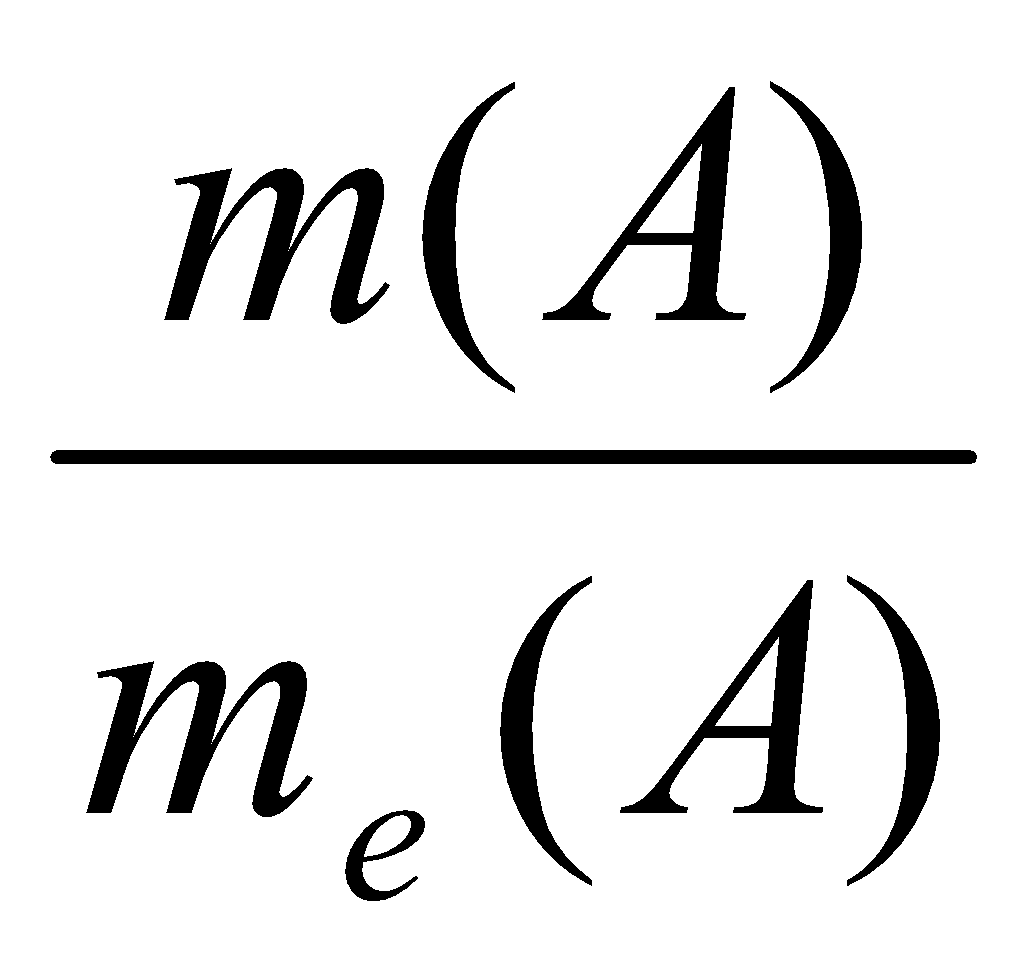
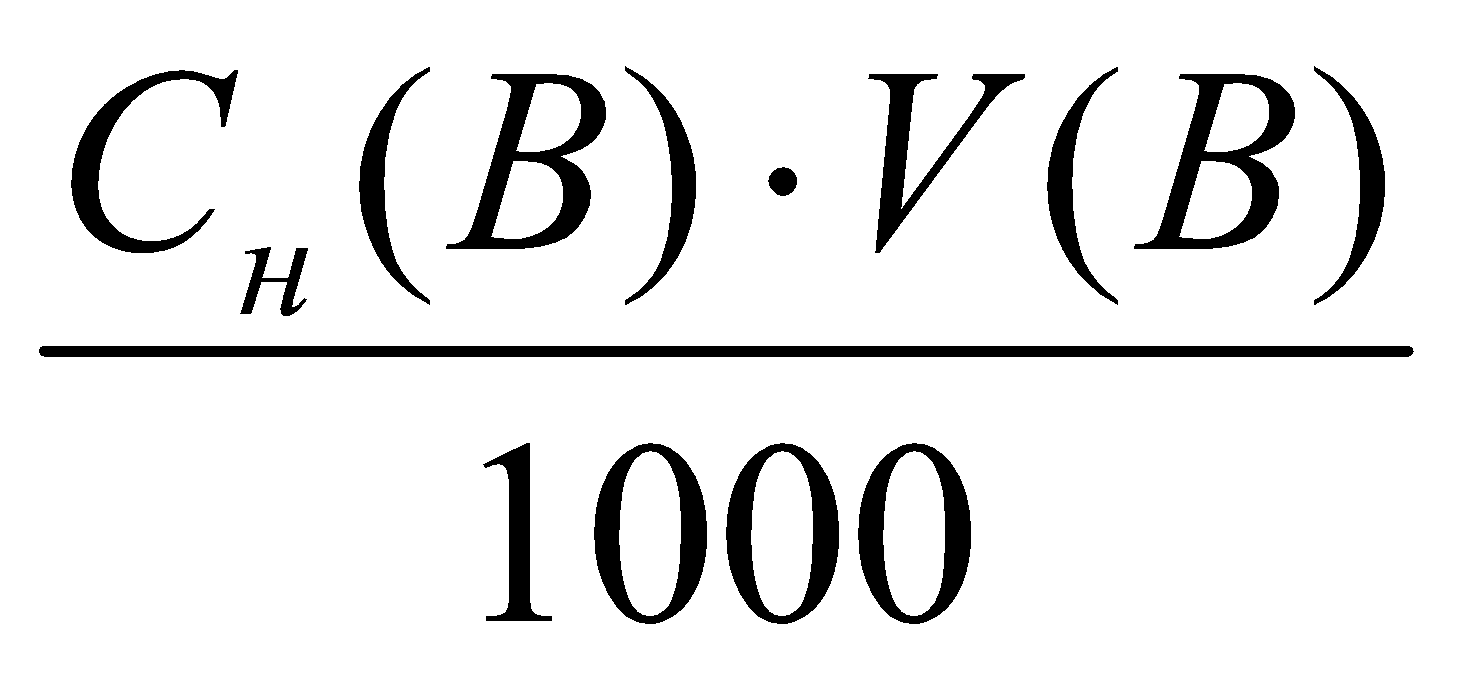
де mе(А) – молярна маса еквівалента речовини А, г/моль.

***Визначення маси речовини за результатами титрування точної маси наважки***

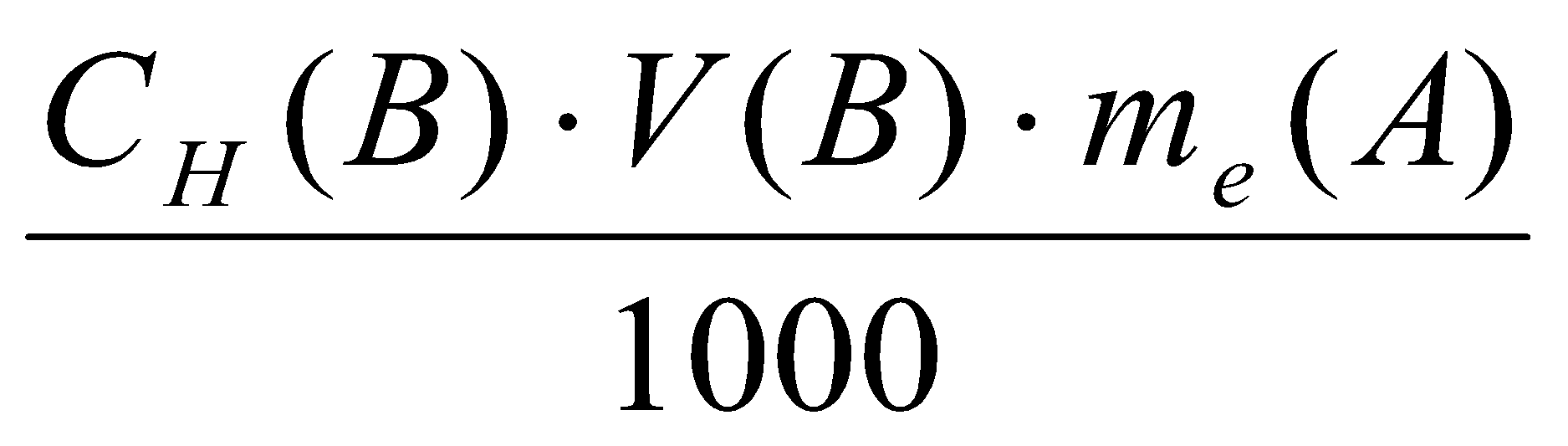
Коли відомі концентрація титранту В і об’єм V(В), в залежності від способу вираження концентрації розчину В використовують наступні формули визначення маси:

* + концентрація титранту В виражена через нормальну концентрацію Сн(В).

В точці еквівалентності маємо:

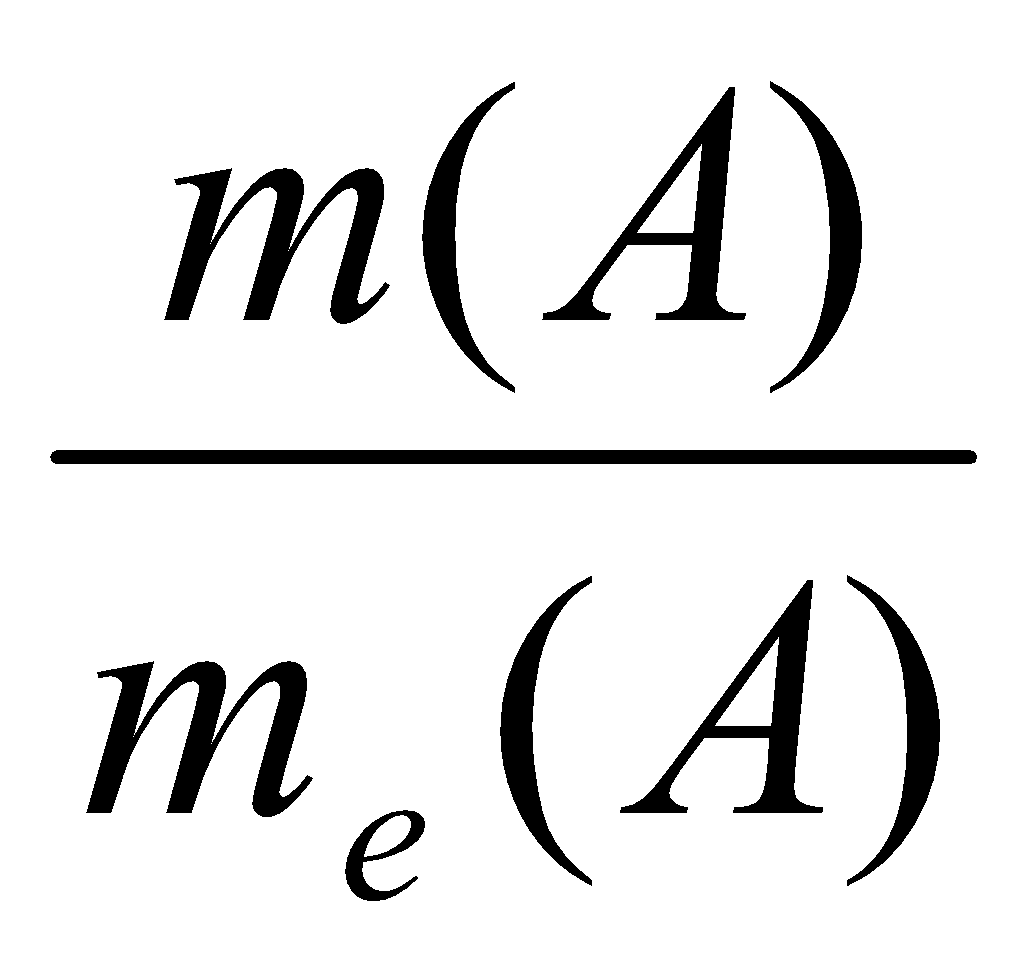
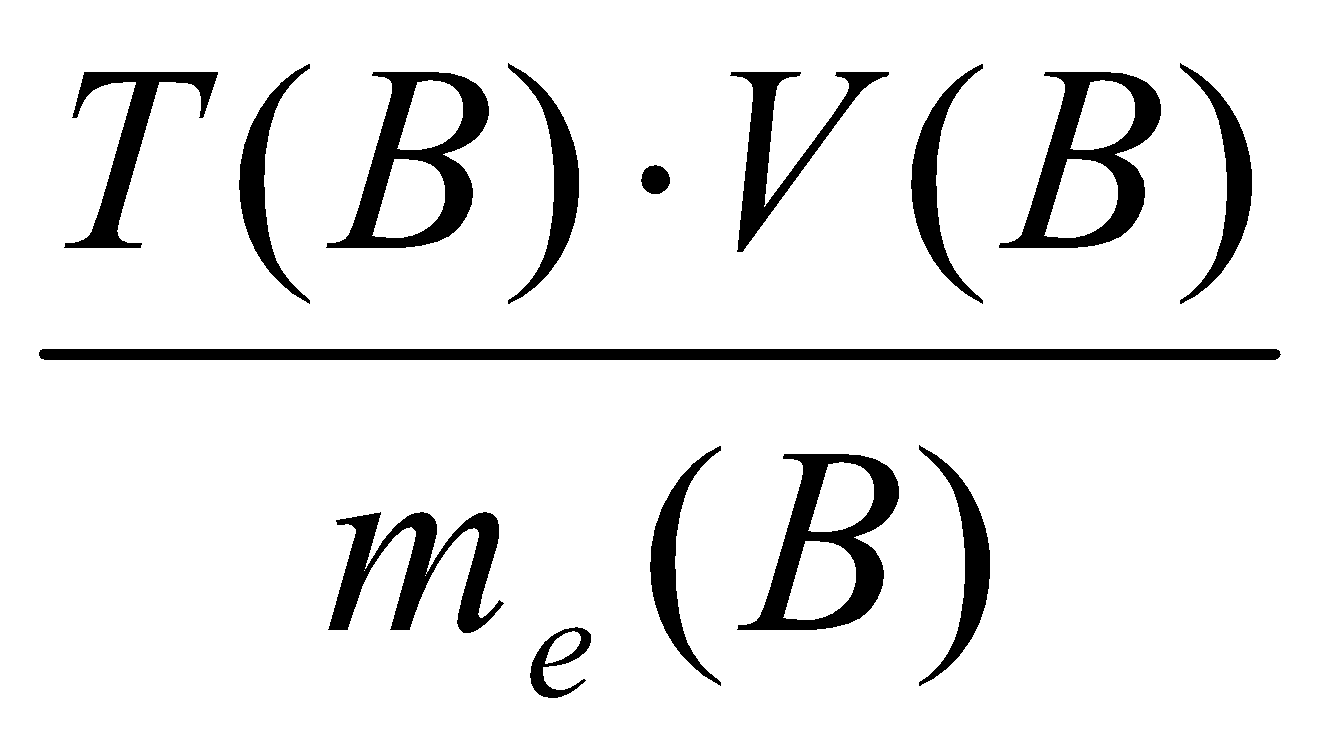
** =**

тоді:

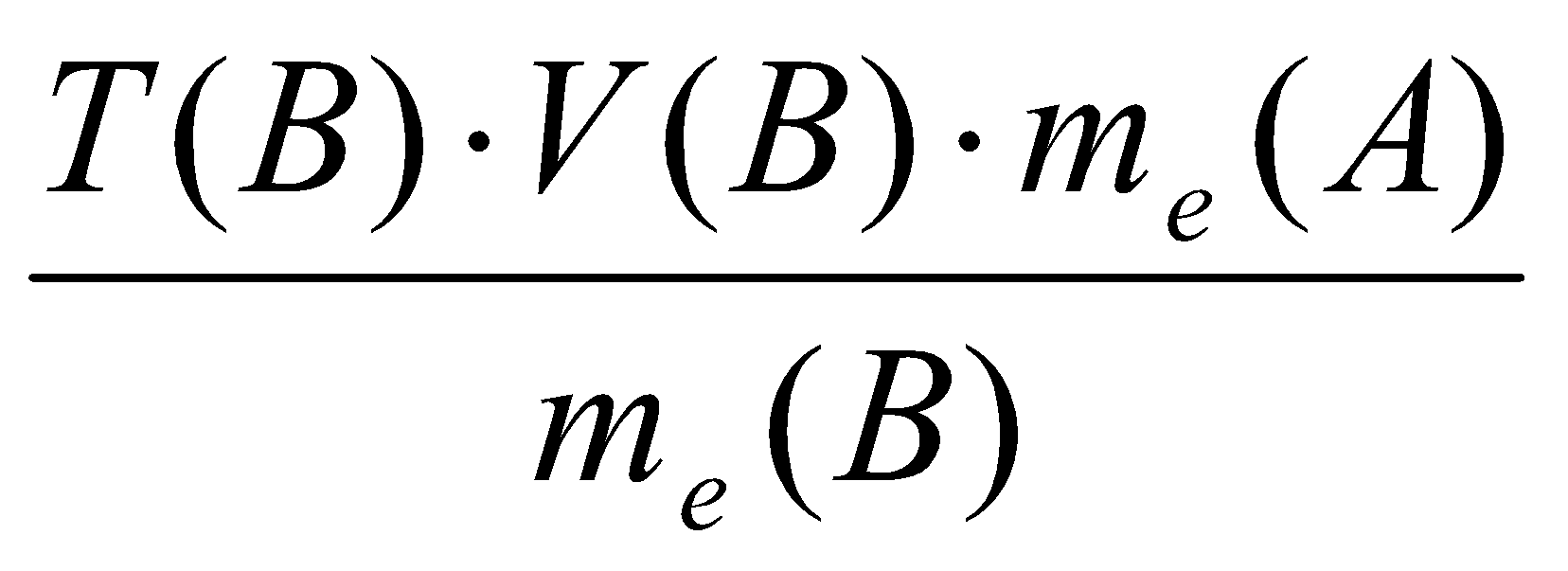
*m(A)* **=**

- концентрація титранту В виражена через титр Т (В).

В точці еквівалентності справедлива рівність:

** = **

де *me(В)* – молярна маса еквівалента речовини В. Тоді:

*m(A)* **=**

- концентрація титранту виражена через титр по речовині, яку визначають Т В/А:

*m(A) = T B/A·V (B)*

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

*Vк*

*Vп*

де *Vк* – об’єм мірної колби, мл; *Vп* – об’єм піпетки Мора, мл.

Тоді:

*m(A) = T B/A·V(В) Vк*

*Vп*

**2.4. 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:

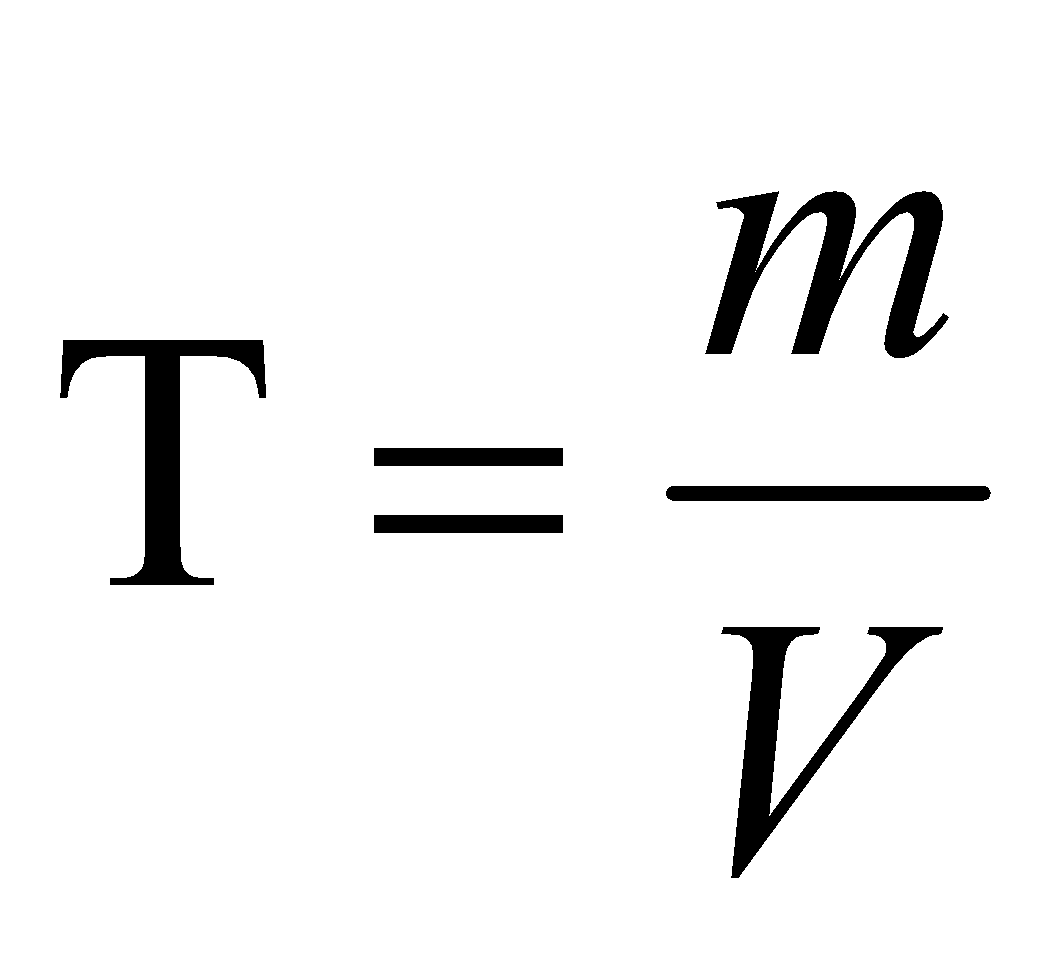
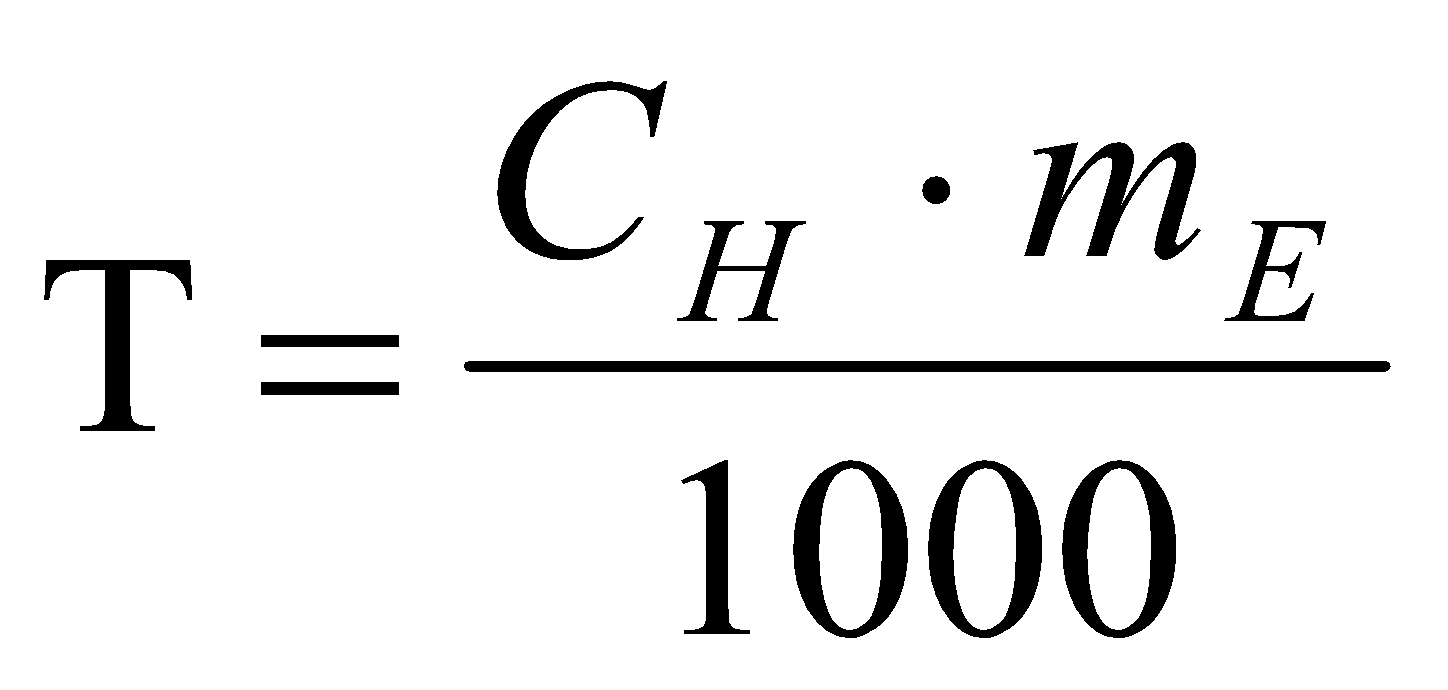
- відповідність складу речовини її хімічній формулі;

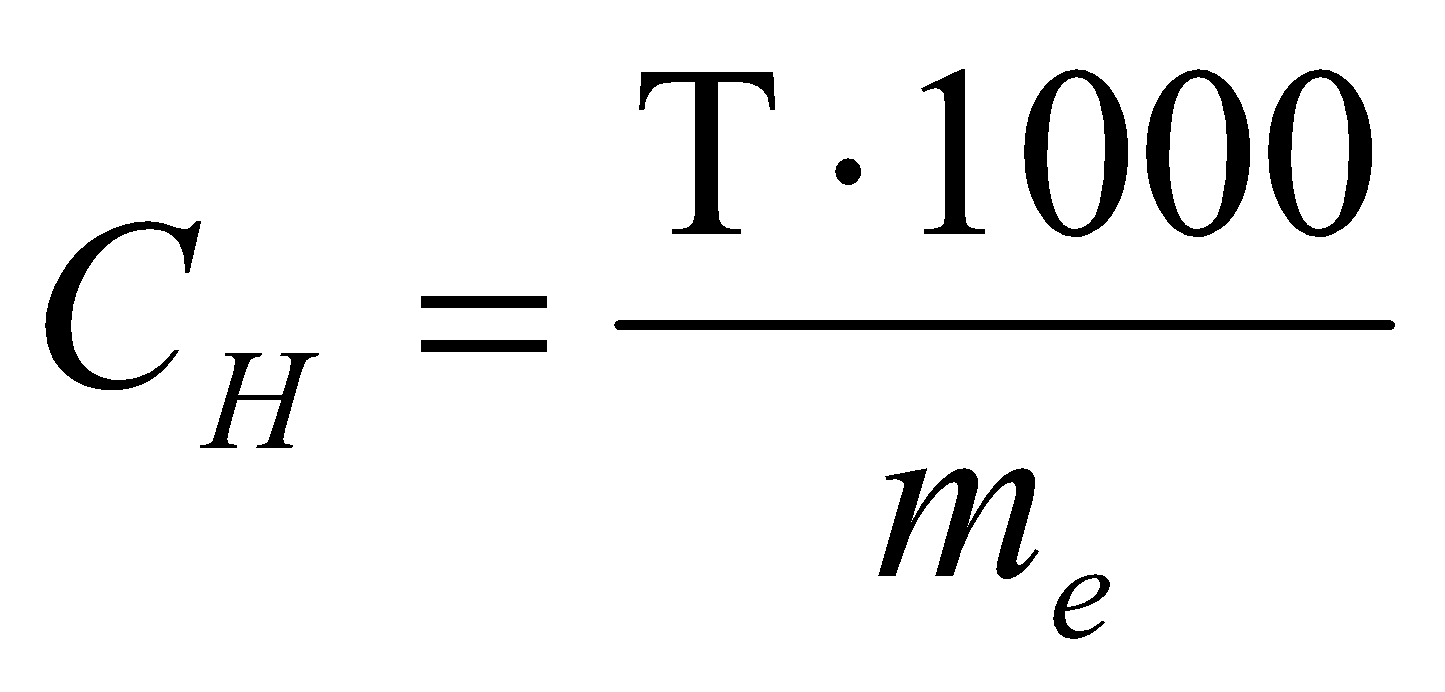
- стійкість речовини як в сухому вигляді, так і в розчині;

- бажано, щоб вона мала якомога більшу молярну масу еквівалента.

Приклади вихідних речовин: Na2B4O7·10H2O; Na2CO3; H2C2O4·2H2O; K2Cr2O7 та інші.

Розрахунки нормальної концентрації первинного стандартного розчину.

; ;

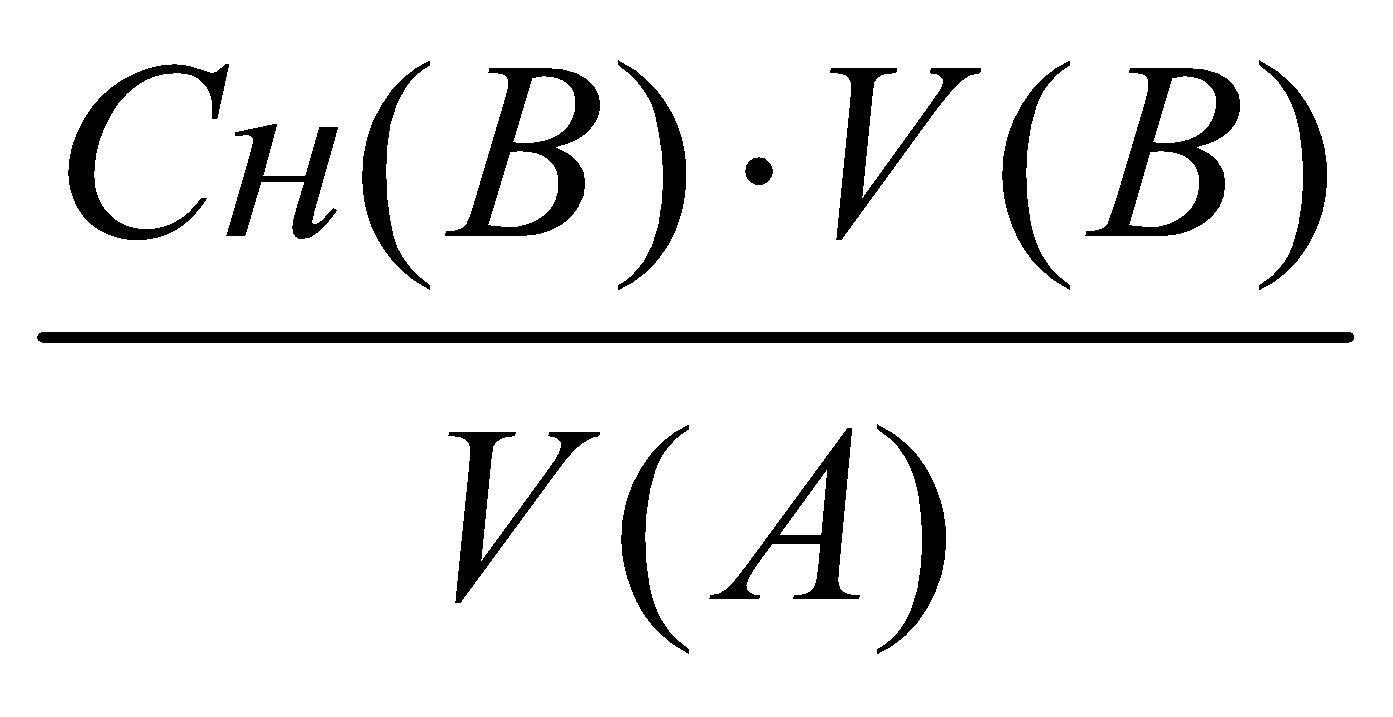
.

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

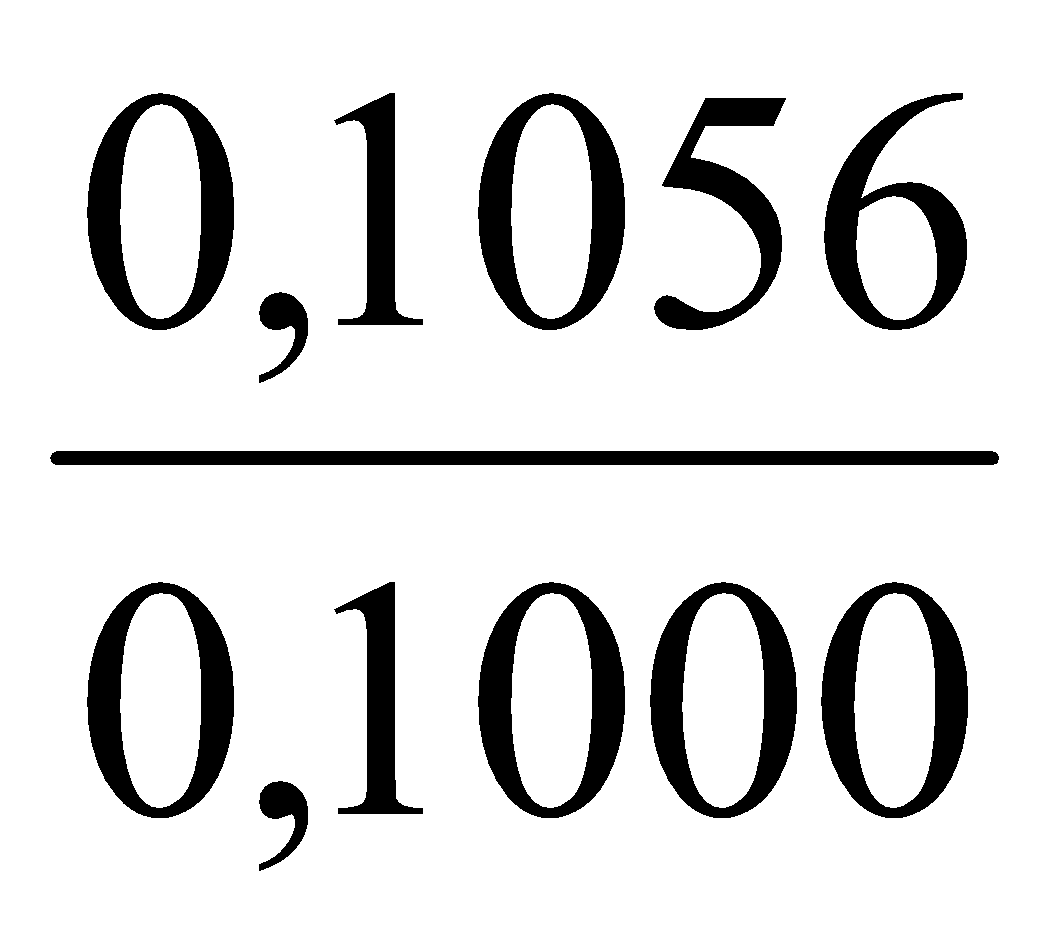
Розрахунки нормальної концентрації вторинного стандартного розчину.

*Сн(A)·V (A) = Сн(B)·V (B)*

Звідси розраховують нормальну концентрацію *Сн*(А) розчину речовини А:

*Сн(A) = *

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

Кп=  = 1,056

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

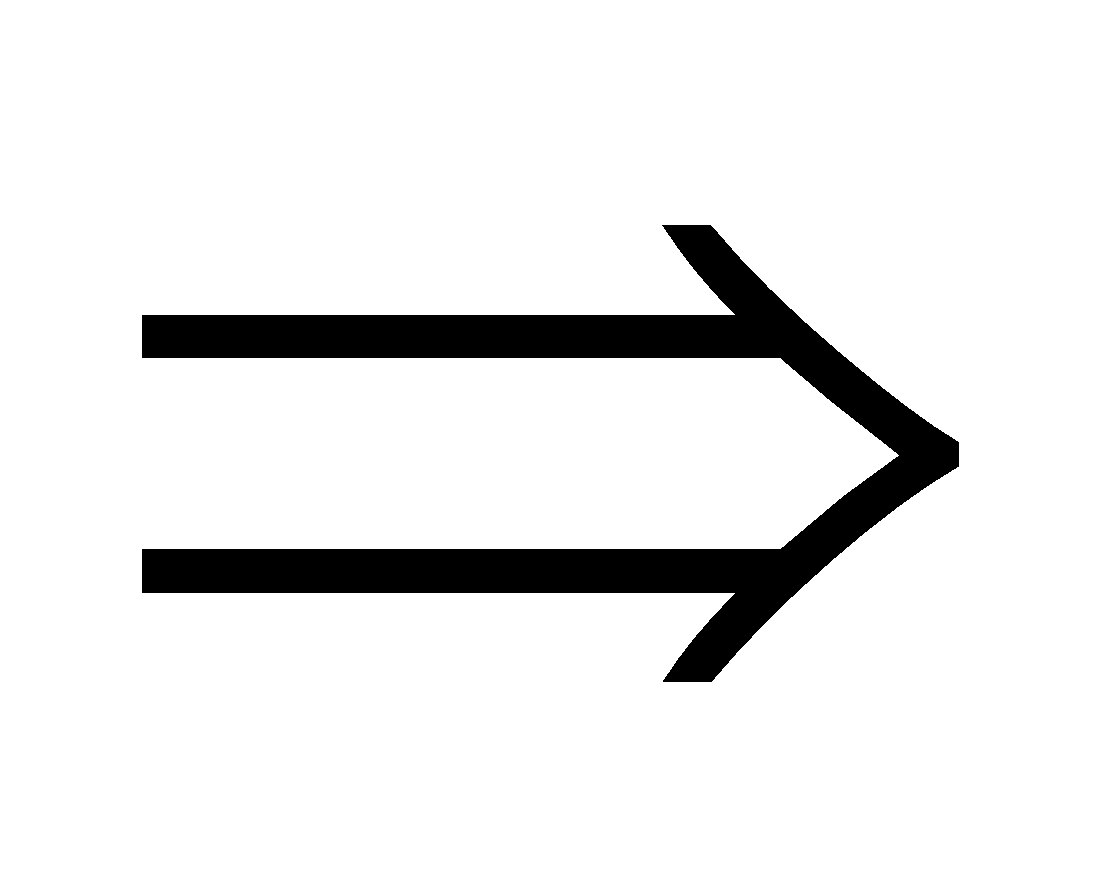
**Лабораторне заняття № 3**

**Тема: МЕТОД КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО ТИТРУВАННЯ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи методу кислотно-основного титрування. Вміти готувати титранти, виконувати їх стандартизацію, а також проводити кількісні визначення методом кислотно-основного титрування.

**3.1. Загальна характеристика методу кислотно–основного титрування**

До методу кислотно-основного титрування відносяться об’ємні методи визначення, в основі яких лежить реакція:

Н3О++ОН-2Н2О

Цим методом визначають кислоти, основи, солі слабких кислот і солі слабких основ, а також іноді речовини, які реагують з такими солями. Можливе роздільне визначення компонентів, які мають різні кислотно-основні властивості в їх суміші. Застосування неводних розчинників (спирт, ацетон та ін.), в яких ступінь дисоціації кислот і основ дуже змінюється, дає можливість збільшити число речовин, які можна визначити титруванням кислотами або лугами.

***Основними титрантами методу кислотно-основного титрування є розчини сильних кислот НСІ або Н2SО4 і розчини лугів NаОН або КОH.***

**3.2. 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:

*рНінд**= рКінд ± 1*

де *рКінд* – силовий показник індикатора;

*рКінд* = *-1g* *Кінд*

***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 рТ±0,3****.*

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

**3.3. Характеристика кривих титрування методу кислотно-основного титрування**

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

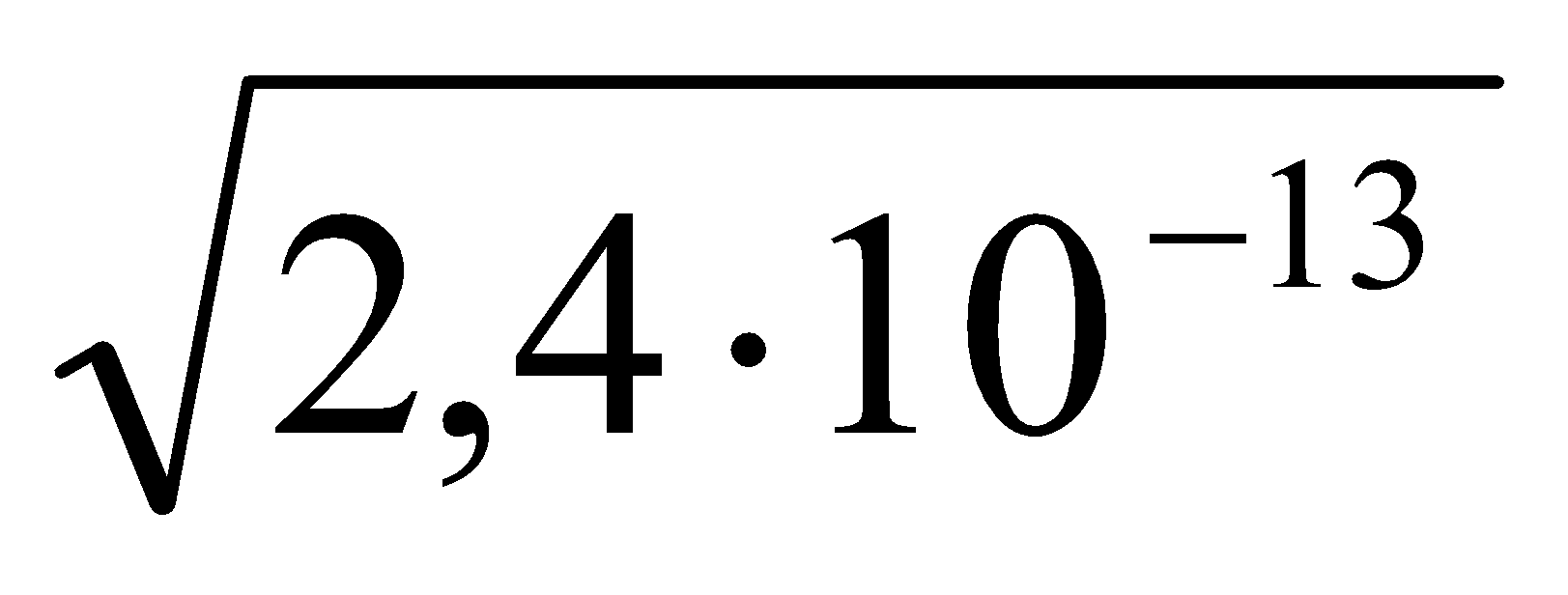
***Стрибок титрування***розраховується в інтервалі 0,1 % невідтитрованої речовини і 0,1 % надлишку титранту.

Величина стрибка титрування залежить:

* від сили кислоти й основи, тобто їх здатності дисоціювати (Кд): 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 (КН2О) дорівнює 10-14 при 25°С. З підвищенням температури іонний добуток води зростає і при 80°С, наприклад, дорівнює 2,4·10-13.

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

рН = -lg  = 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.***

**3.4. Приготування титранту HCl (вторинного стандартного розчину) та його стандартизація**

***Прилади та реактиви:*** аналітичні терези, піпетки, циліндри, штативи, лійки, бюретки, конічні колби, мірні колби (250 мл, 500 мл), натрію тетраборат (Na2B4O7·10H2O).

***Розчини:*** хлоридна кислота (конц.), метиловий оранжевий чи метиловий червоний.

**Теоретичні положення**

Хлоридна кислота являє собою розчин газу гідроген хлориду НСl у воді. Гідроген хлорид дуже добре розчиняється у воді і його масова частка у розчині може досягати 37 %. Масова частка НСl у технічній хлоридній кислоті може становити 30-35 %. Хлоридна кислота концентрована «димить» − виділяється НСl з дрібними крапельками води, внаслідок того її концентрація змінюється.

Виходячи з особливостей хлоридної кислоти, приготувати робочий титрований розчин з технічного продукту неможливо. Крім того, хлоридна кислота – рідина, а об’єми рідин у більшості випадків можна виміряти з точністю тільки до 0,1 см3, тоді як молярна концентрація еквівалента титрованого робочого розчину повинна бути визначена з точністю до 0,0001 моль/дм3.

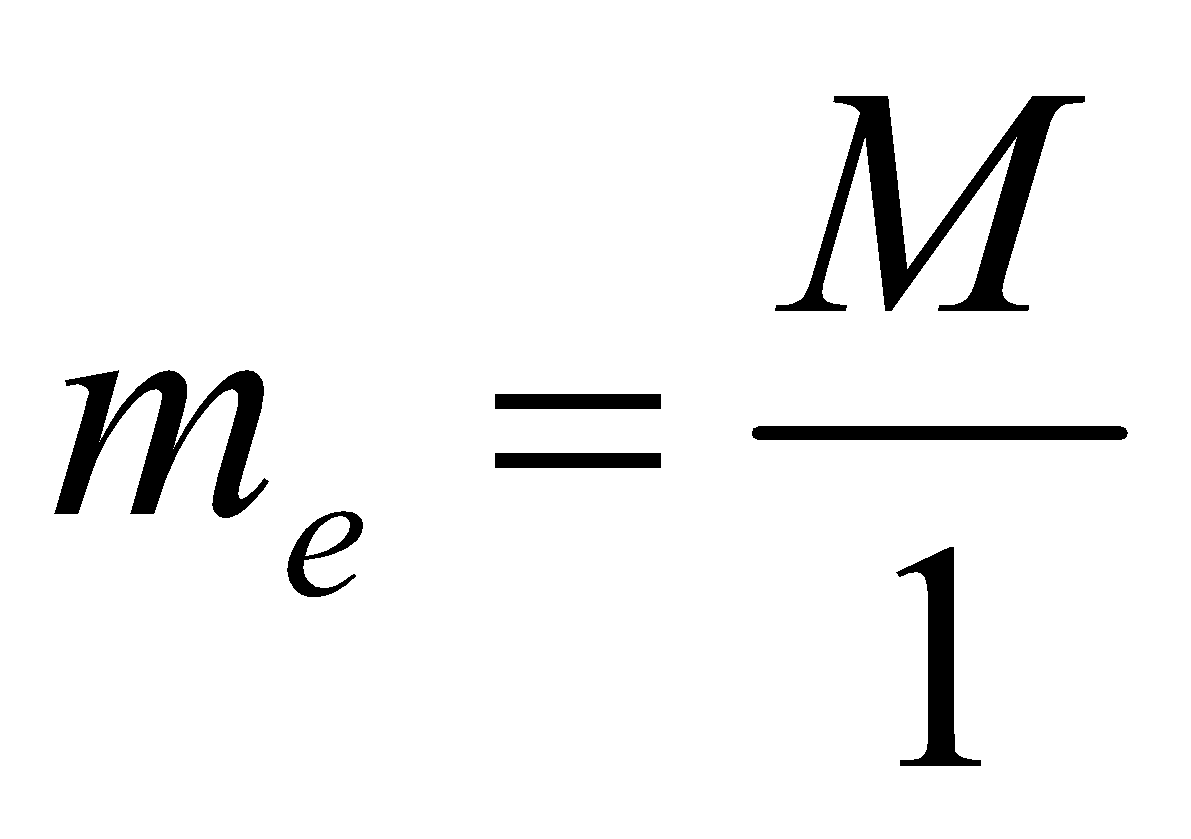
З технічної хлоридної кислоти спочатку готують розчин з приблизною концентрацією 0,1 моль/дм3.

Хлоридна кислота містить один гідроген-іон, отже в усіх випадках fекв(НСl) = 1/1 або 1. Отже, молярна маса еквівалента НСl і молярна маса чисельно співпадають, а С(1/1 НСl) = С(НСl).

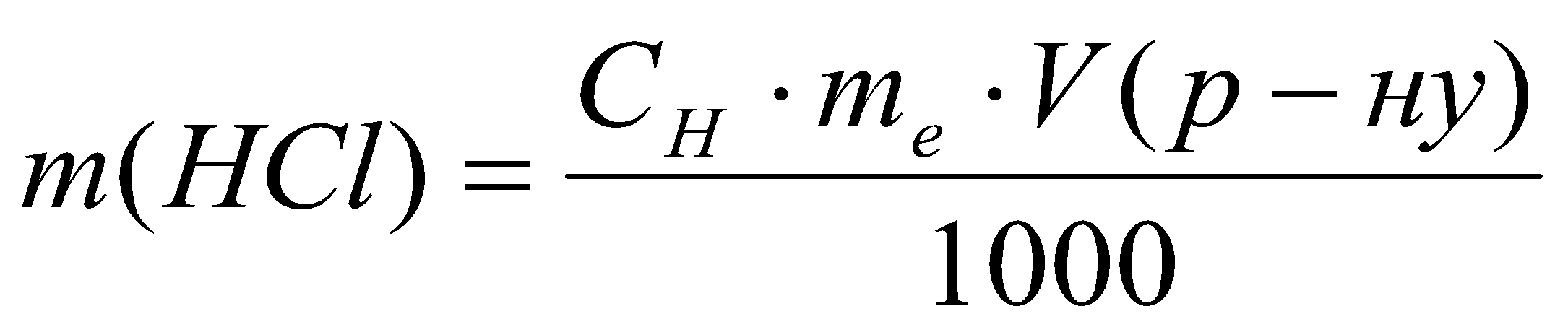
***Хід роботи***

1. Розраховують, який об'єм технічної HCl потрібно взяти для приготування 500 мл 0,1н розчину?

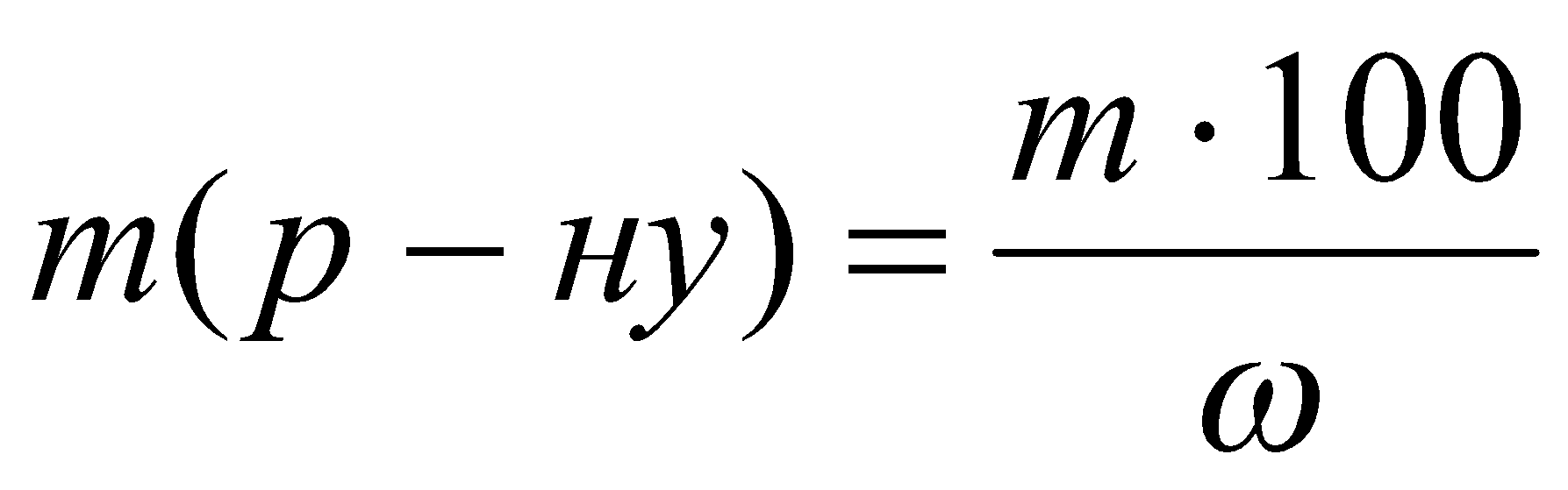
а) визначають еквівалентну масу соляної кислоти:



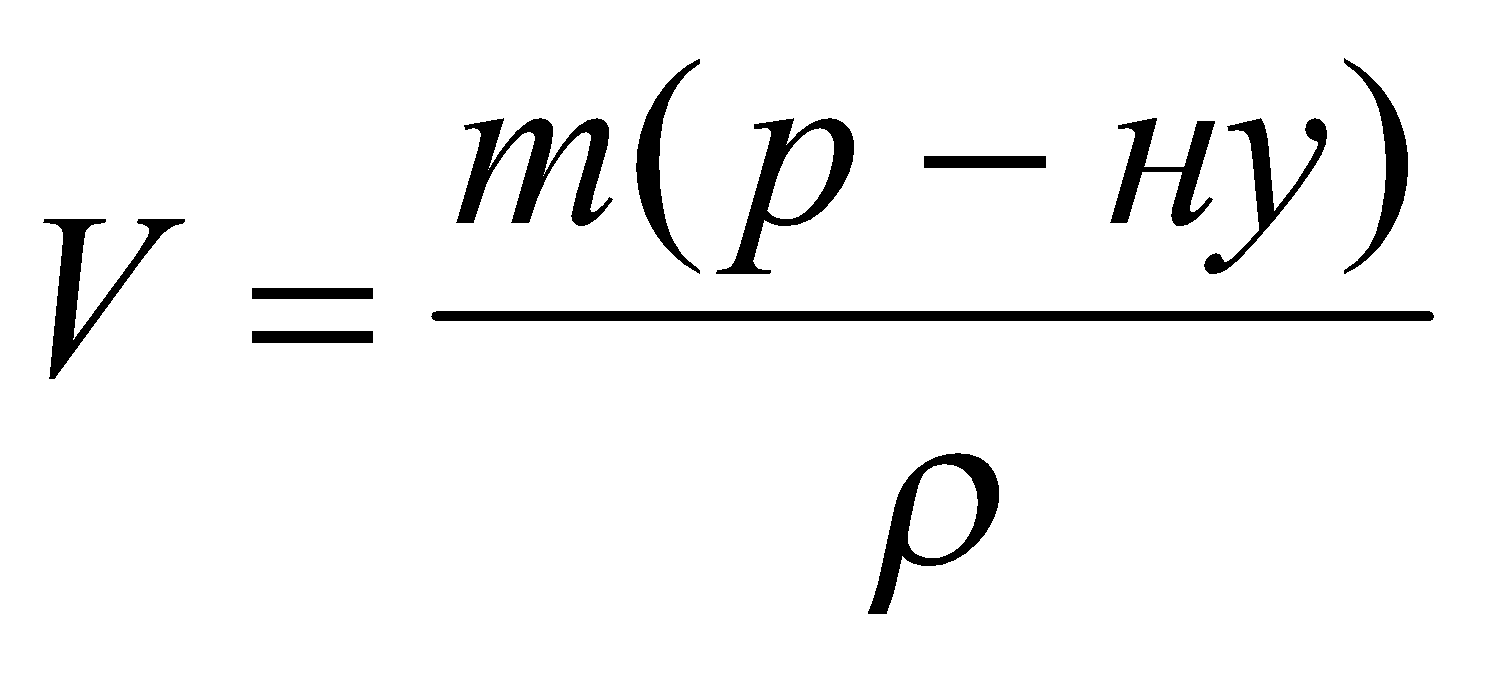
б) визначають масу HCl, необхідну для приготування 500 мл 0,1н розчину:

;

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

;

г) об’єм розчину обчислюють за формулою:



2. У витяжній шафі технічну хлоридну кислоту наливають у високий циліндр і за допомогою відповідного ареометра визначають її густину. Користуючись довідником, встановлюють, яка масова частка чи молярна концентрація НСl відповідає встановленій густині розчину.

3. Визначений таким чином об’єм технічної кислоти відміряють у витяжній шафі мірною пробіркою («пальчиком»), вносять у мірну колбу на 500 см3, доводять дистильованою водою до риски.

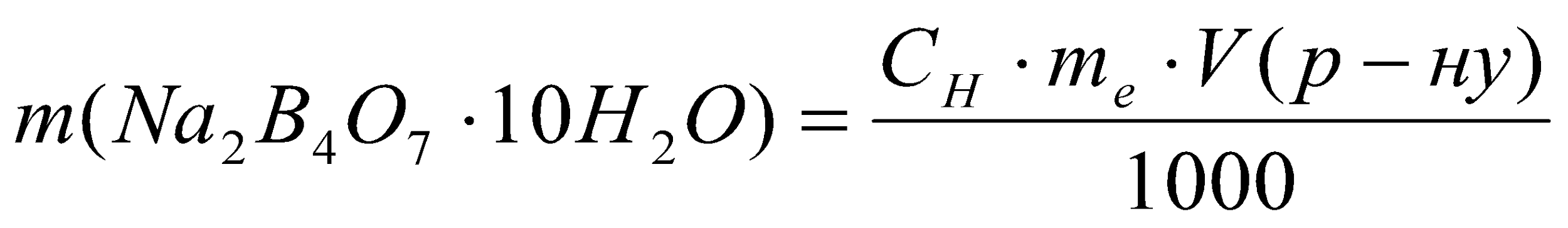
4.Далі стандартизують отриманий розчин хлоридної кислоти, тобто встановлюють її молярну концентрацію еквівалента з точністю до 0,0001 моль/дм3. Як первинний стандарт використовують кристалічну буру − Na2B4O7∙10H2O. Кристалічна бура відповідає всім вимогам до первинних стандартів. З хлоридною кислотою бура взаємодіє стехіометрично і однозначно:

2НСl + Na2B4O7 + 5H2O = 2NaCl + 4H3BO3.

**3.5. Приготування розчину натрію тетраборату (первинного стандартного розчину) і його стандартизація**

1. Титрований установочний розчин бури готують за точною наважкою кристалічної бури. Розраховують масу наважки кристалічної бури для приготування заданого об’єму розчину заданої точної концентрації. Оскільки розчин хлоридної кислоти приготований з С(1/1 НСl)~0,1 моль/дм3, то і розчин бури потрібно приготувати з молярною концентрацією еквівалента теж порядку 0,1 моль/дм3, але з великою точністю. Це необхідно для того, щоб співвідношення об’ємів розчинів при титруванні теж було відповідним, одного порядку. У противному разі через помилки у визначенні об’ємів будуть значні похибки визначення досліджуваної речовини.

1. Готують 100 мл 0,1н розчину натрію тетраборату (установчий розчин). Для цього розраховують масу кристалогідрату.



Отже, щоб приготувати 100 см3 розчину бури з молярною концентрацією еквівалента точно 0,1000 моль/дм3, треба зважити на аналітичних терезах точно 1,9070 г кристалічної бури. Але практично зважити речовину з точністю до четвертого знаку після коми неможливо, оскільки найменший кристалик буде змінювати значення в третьому і четвертому знакові.

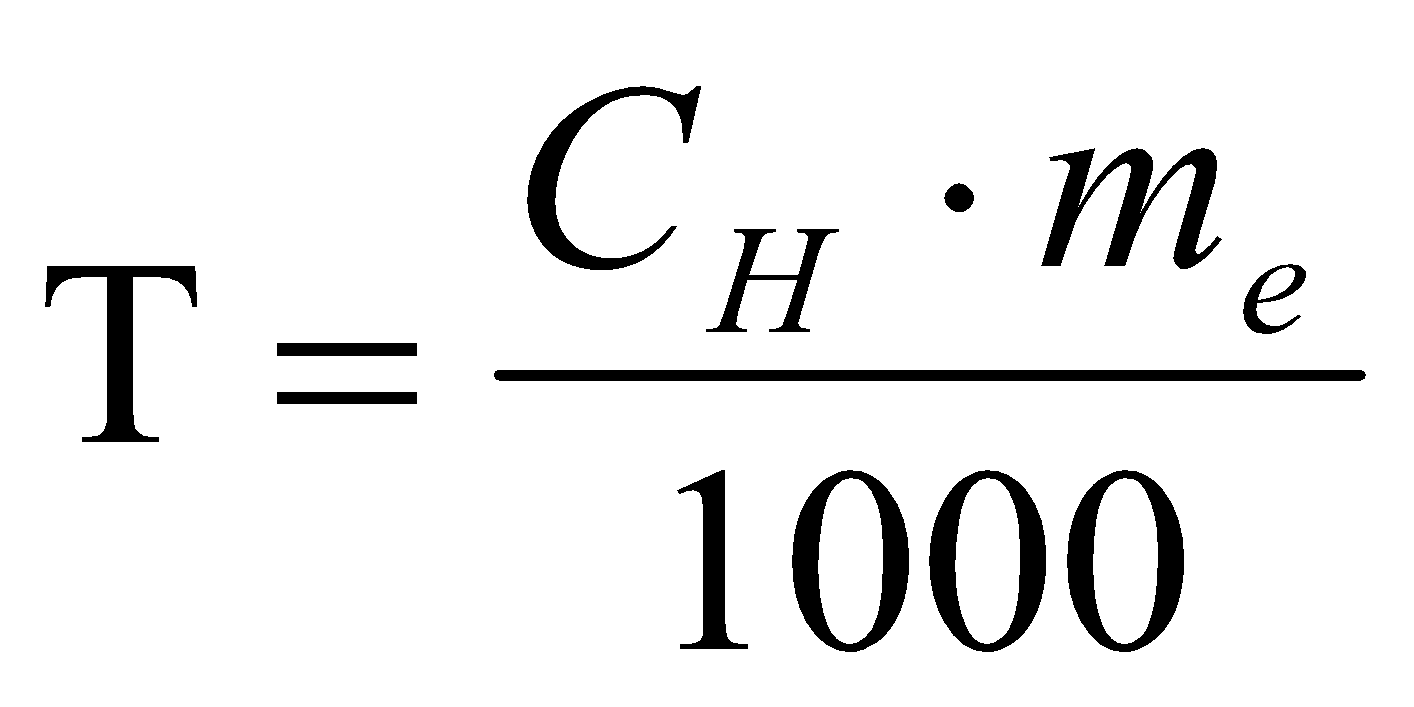
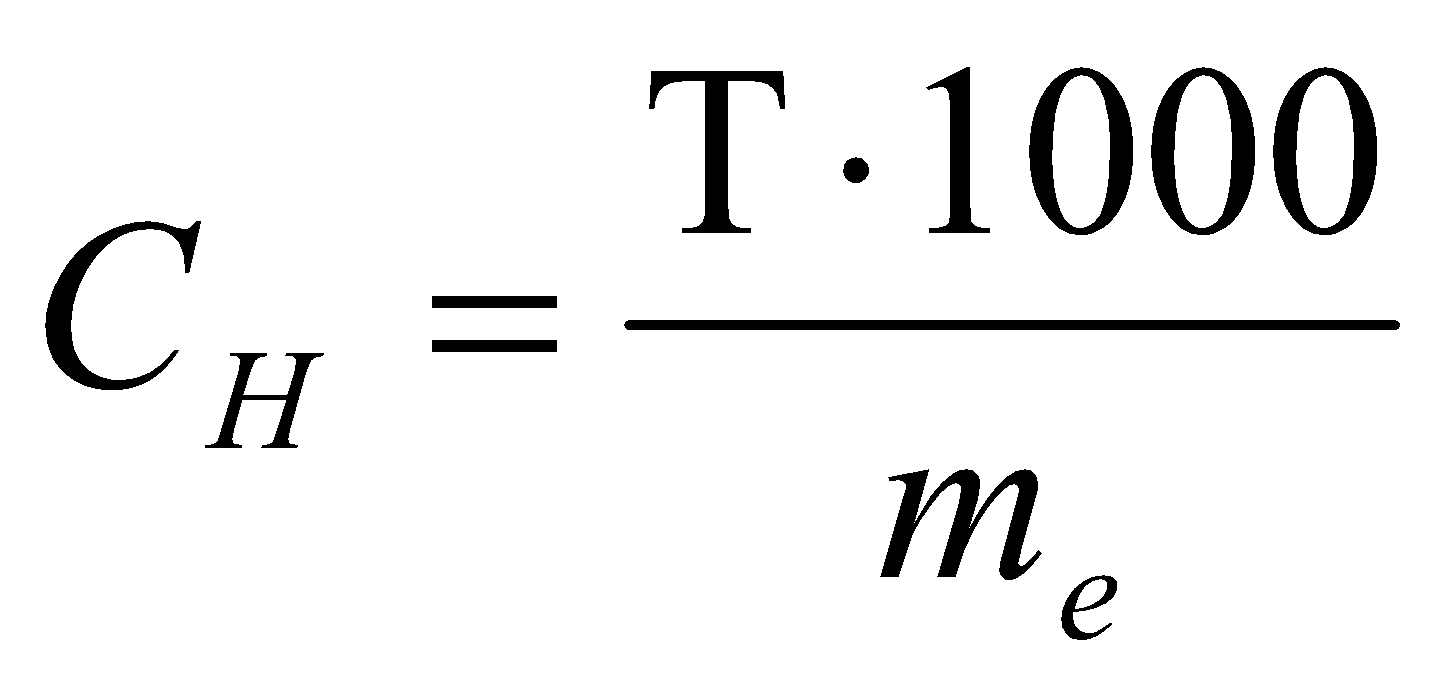
1. Зважування проводять попередньо на технохімічних терезах; а потім на аналітичних:

маса натрію тетраборату з тиглем – m1;

маса пустого тигля – m2;

наважка наважки – m = m1-m2;

Нехай вдалося зробити наважку бури 1,9038 г. Тоді розраховують, яка точна концентрація розчину буде:

; ; .

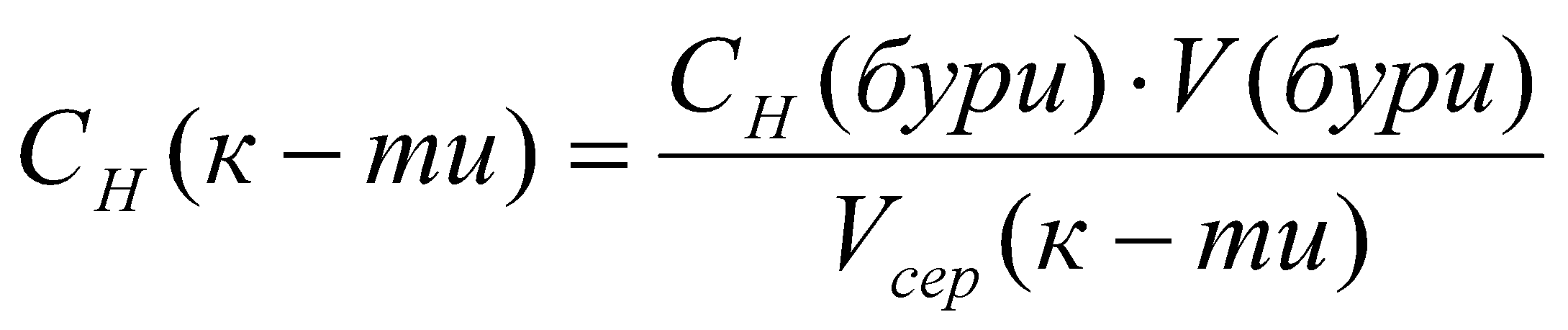
Таким чином, якщо отримана наважка бури 1,9038 г буде у розчині об’ємом 100 см3, то точна молярна концентрація еквівалента розчину бури буде 0,0998 моль/дм3.

4. Наважку розчиняють в дистильованій воді і доводять до мітки.

1. Установлюють нормальну концентрацію титранту HCl. Для цього бюретку промивають дистильованою водою, а потім ополіскують робочим розчином хлоридної кислоти. Остання операція необхідна для того, щоб не змінювалась концентрація титранту. При промиванні бюретки водою на внутрішній стінці може залишитися якась частина води, що призведе до зміни концентрації того розчину, яким буде проводитись титрування. Через лійку заповнюють бюретку робочим розчином хлоридної кислоти вище нульової відмітки і лійку зразу ж знімають. Заповнюють розчином носик бюретки, щоб не було бульбашок повітря в ньому. Після цього встановлюють розчин у бюретці на нульовий рівень. Бюретка готова до роботи. Під час титрування лійка не повинна бути в бюретці, оскільки біля лійки залишається якась частина розчину, що вноситься у бюретку, і цей розчин, стікаючи, змінить показання бюретки, рівень рідини в якій вже був встановлений на нуль.
2. У конічну колбу для титрування вносять піпеткою точно 10 см3 розчину бури, 2-3 краплі розчину індикатора (метилоранжу або метилового червоного). Подають у колбу для титрування краплинами із бюретки при постійному перемішуванні вмісту колби розчин хлоридної кислоти до зміни забарвлення індикатора від однієї краплі титранту до рожевого кольору. Відмічають по бюретці об’єм розчину хлоридної кислоти, що пішов на титрування. Для порівняння готують розчин «свідок»: 20 мл дистильованої води, 1-2 краплі індикатора й краплю 0,1н розчину соляної кислоти.
3. Титрування проводять 3 рази. Між двома паралельними титруваннями об’єми титранту не повинні відрізнятися більш, ніж на 0,1 см3. Усі отримані результати заносять в лабораторний журнал у вигляді таблиці

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

Нормальну концентрацію розчину кислоти обчислюють за формулою:



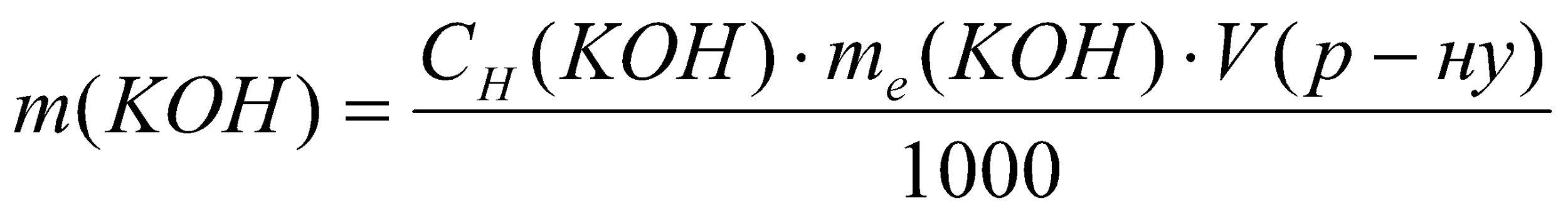
**3.6. Приготування титранту КОН (вторинного стандартного розчину) і його стандартизація.**

***Прилади та реактиви:*** аналітичні терези, технохімічні терези, штативи, мірні колби (250 мл, 500 мл), конічні колби, лійки, піпетки, бюретки, калію гідроксид, щавлева кислота.

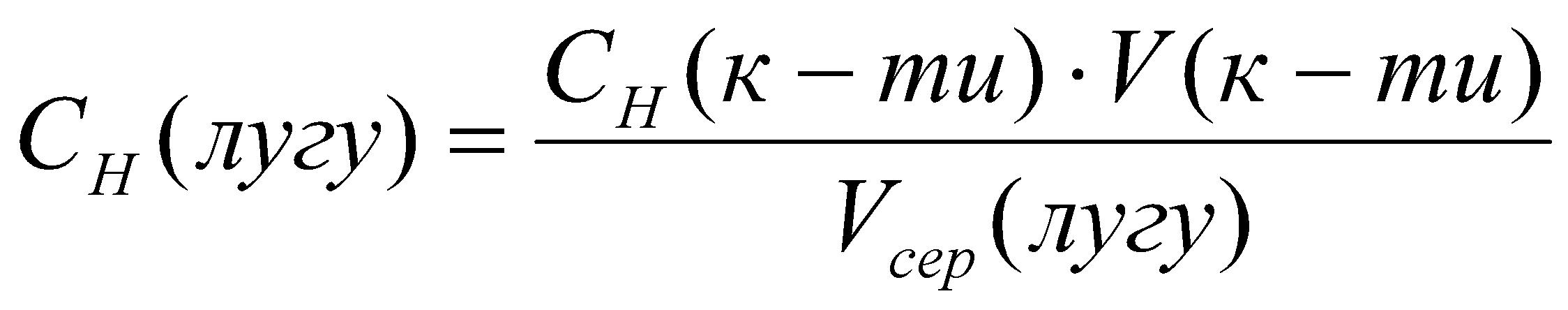
***Розчини:*** фенолфталеїн.

***Хід роботи***

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



1. Зважують на технохімічних терезах розраховану наважку лугу, розчиняють її у дистильованій воді і доводять до мітки в мірній колбі на 500 мл. Добре перемішати вміст колби, перевертаючи колбу догори дном декілька разів.
2. Готують установчий розчин щавлевої кислоти (V=250 мл, Сн=0,1 моль/л) аналогічно з приготуванням установчого розчину натрію тетраборату.
3. Розраховують нормальність отриманого розчину.
4. Встановлюють нормальність титранту (лугу). Для цього піпеткою відбирають в колбу для титрування установочний розчин щавлевої кислоти приливають   
   1-2 краплі фенолфталеїну.
5. В бюретку наливають титрант (розчин лугу) і титрують розчин щавлевої кислоти розчином лугу до рожевого забарвлення, що не зникає при перемішуванні протягом 30 секунд. Титрування повторюють 3 рази.
6. Всі отримані результати заносять в лабораторний журнал в вигляді таблиці і розраховують нормальність розчину лугу за формулою:



**3**.7. **Приклади кількісних визначень методом кислотно-основного титрування.**

**3.7.1 Визначення невідомої концентрації кислоти чи лугу.**

***Прилади та реактиви*:** штативи, конічні колби, піпетки, бюретки.

***Розчини:*** титрований розчин лугу, титрований розчин кислоти, фенолфталеїну.

***Хід роботи***

1. В колбу відбирають піпеткою певний об’єм розчину, що аналізують, приливають 1-2 краплі індикатора і титрують:

а) робочим розчином кислоти, якщо аналізований розчин – розчин лугу;

б) робочим розчином лугу, якщо аналізований розчин – розчин кислоти.

2. Титрування проводять декілька разів, визначають середній об’єм титранту і розраховують невідому концентрацію розчину, що аналізують.

Цим методом можна визначати вміст органічної кислоти в витяжках із рослинної сировини (щавлю, ревеню) чи в фруктових соках.

**3.7.2.Визначення оцтової кислоти.**

***Прилади та реактиви:*** мірні колби (100 мл), конічні колби, лійки, піпетки, бюретки, натрію гідроксид, оцтова кислота.

***Розчини:*** фенолфталеїн.

***Хід роботи***

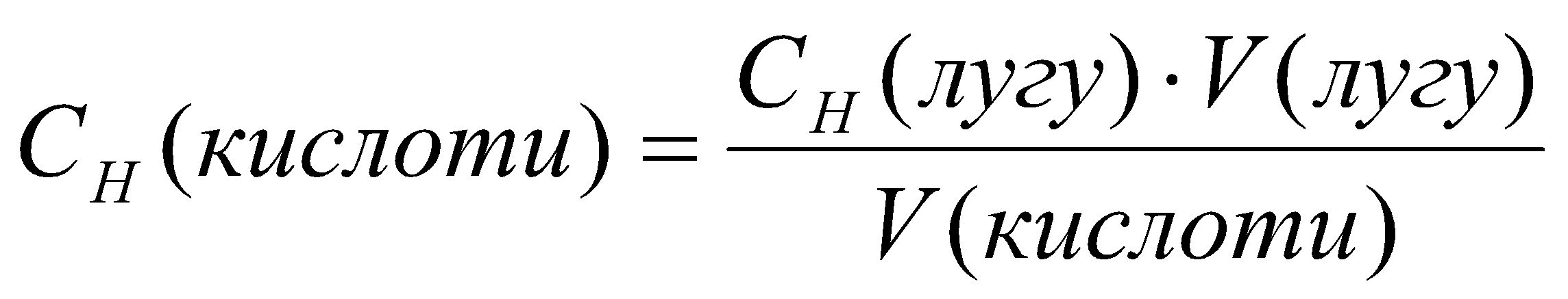
1. Для аналізу студент отримує контрольну задачу у вигляді розчину оцтової кислоти у мірній колбі на 100 см3. Необхідно розбавити отриманий розчин дистильованою водою, доводячи об’єм розчину в колбі до риски. Добре перемішати вміст колби, перевертаючи колбу догори дном декілька разів.
2. У колбу для титрування вносять точно 10 см3 отриманого розчину (аліквоту), додають 2-3 краплі розчину індикатора фенолфталеїну. Титрують робочим титрованим розчином NaOH до появи слабко рожевого забарвлення розчину у колбі для титрування.
3. Оскільки NaOH не відповідає вимогам до первинних стандартів (гігроскопічний, взаємодіє з CO2 повітря з утворенням натрій гідрокарбонату і карбонату), його розчин готують приблизної концентрації С(1/1=0,1 моль/дм3, а потім стандартизують за допомогою первинних стандартів (наприклад, щавлевої кислоти) або вже стандартизованого розчину хлоридної кислоти (вторинний стандарт).
4. Оцтова кислота взаємодіє з натрій гідроксидом за рівнянням реакції:

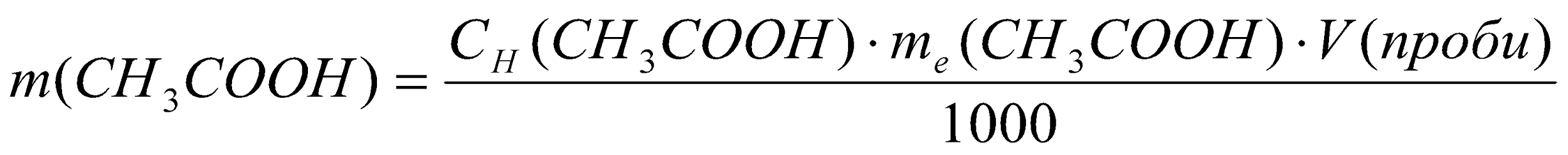
CH3COOH + NaOH →CH3COONa + H2O

Ця реакція оборотна, процес рівноважний. Натрій ацетат сильно гідролізується. В точці еквівалентності середовище лужне за рахунок гідролізу ацетат-аніона.

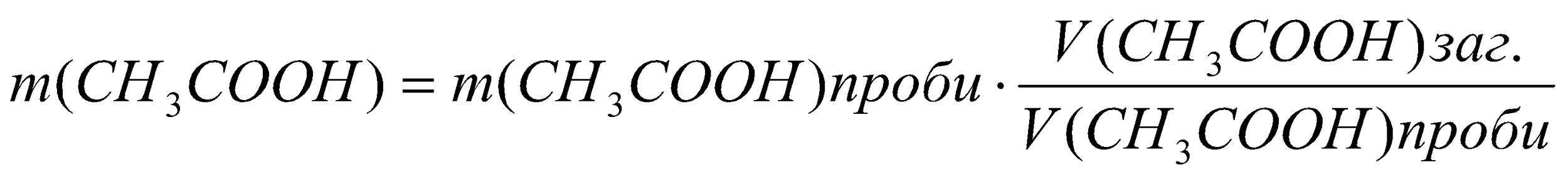
1. При титруванні слабкої кислоти сильною основою різкий стрибок титрування спостерігається в інтервалі рН=7,74-10,0. У цей стрибок титрування укладаються повністю або частково інтервали переходу забарвлення індикаторів фенолового червоного, тимолового блакитного, фенолфталеїну, тимолфталеїну. Фенолфталеїн дуже чутливий до кислот, тому при титруванні в його присутності слабких кислот рекомендується поблизу точки еквівалентності розчини прокип’ятити для видалення СО2.
2. Результати титрування заносять в лабораторний журнал:

| №  п/п | Vкислоти  мл | Vлугу  мл | Vсер (лугу)  мл |
| --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |

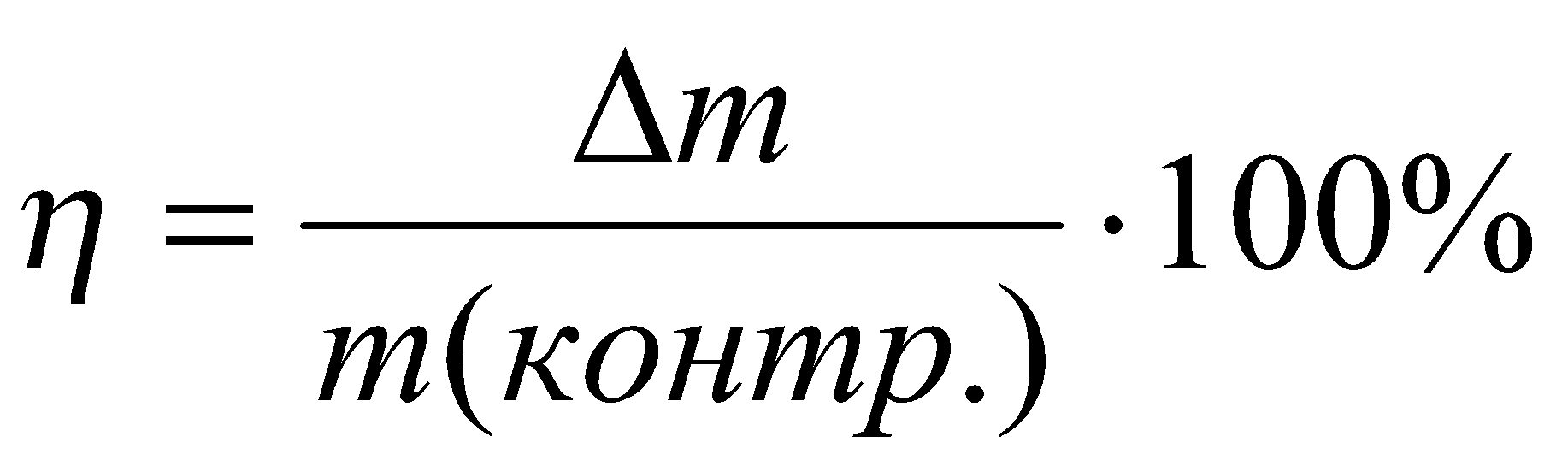
1. 
2. Масу оцтової кислоти у пробі розраховують за формулою:



9. Масу оцтової кислоти у виданій для аналізу контрольній задачі розраховують за формулою:



10. Розраховують відносну похибку аналізу:



∆m = mконтр. – mрозрахована;

mконтр. – істинна маса оцтової кислоти в розчині, виданому для аналізу (знає викладач);

mрозрахована – маса оцтової кислоти, визначена за результатами аналізу.

Відносна похибка аналізу не повинна перевищувати 2-3 %.

**3.7.3.Визначення вмісту (у %) аміаку в амонійній суміші методом зворотнього титрування.**

***Прилади та реактиви***: аналітичні терези, електроплитки, мірні колби (200 або 250 мл), конічні колби, піпетки, бюретки, фільтрувальний папір.

***Розчини:*** титрований розчин лугу, титрований розчин кислоти, реактив Неслера, метиловий оранжевий.

**Теоретичні положення**

Процес визначення описується наступними рівняннями:

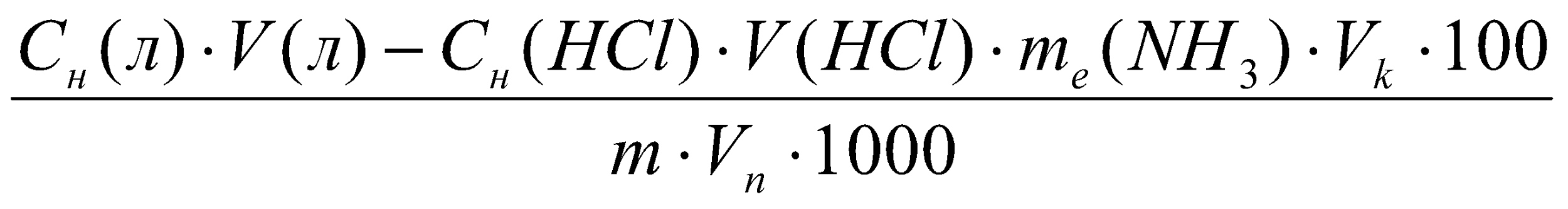
NH4Cl + NaOH = NH4OH + NaCl

NH4OH = NH3 + H2O

NaOH + HCl = NaCl + H2O

***Хід роботи***

1. Зважують на аналітичних вагах приблизно 0,7 г (NH4)2CO3, NH4Cl чи (NH4)2SO4 і розчиняють в дистильованій воді в мірній колбі на 200-250 мл.
2. Відмірюють піпеткою в колбу для титрування 20-25 мл розчину солі амонію, додають 30 мл 0,1н розчину лугу і кип’ятять до повного видалення аміаку. Повноту видалення аміаку перевіряють таким чином: смужку фільтрувального паперу змоченого розчином реактиву Неслера вносять в пару, яка виділяється. Відсутність червоно-бурого забарвлення свідчить про видалення аміаку.
3. До охолодженого розчину додають 10-15 мл дистильованої води, приливають 1-2 краплі метилового оранжевого і відтитровують надлишок лугу розчином хлоридної кислоти відомої нормальності. Визначення повторюють три рази.
4. Розрахунки процентного вмісту аміаку в солі проводять за формулою:

*w(NH3) =*

де Сн(л)·V(л) – кількість NaOH, яка взята для розкладання солі амонію,

Сн(HCl)·V(HCl) – кількість соляної кислоти, яка витрачена на титрування надлишку лугу, який не вступив в реакцію з амонійною сіллю,

*mе(NH3)* – еквівалентна маса аміаку,

*Vк* – об’єм мірної колби,

*m* – наважка солі амонію,

*Vп* – об’єм розчину, що взятий для титрування.

Отриманий результат порівнюють з теоретичним вмістом аміаку в досліджуваній солі.

**3.7.4Визначення тимчасової твердості води**.

***Прилади та реактиви:*** конічні колби, піпетки, бюретки.

***Розчини:*** титрований розчин хлоридної кислоти, метилового оранжевого.

**Теоретичні положення**

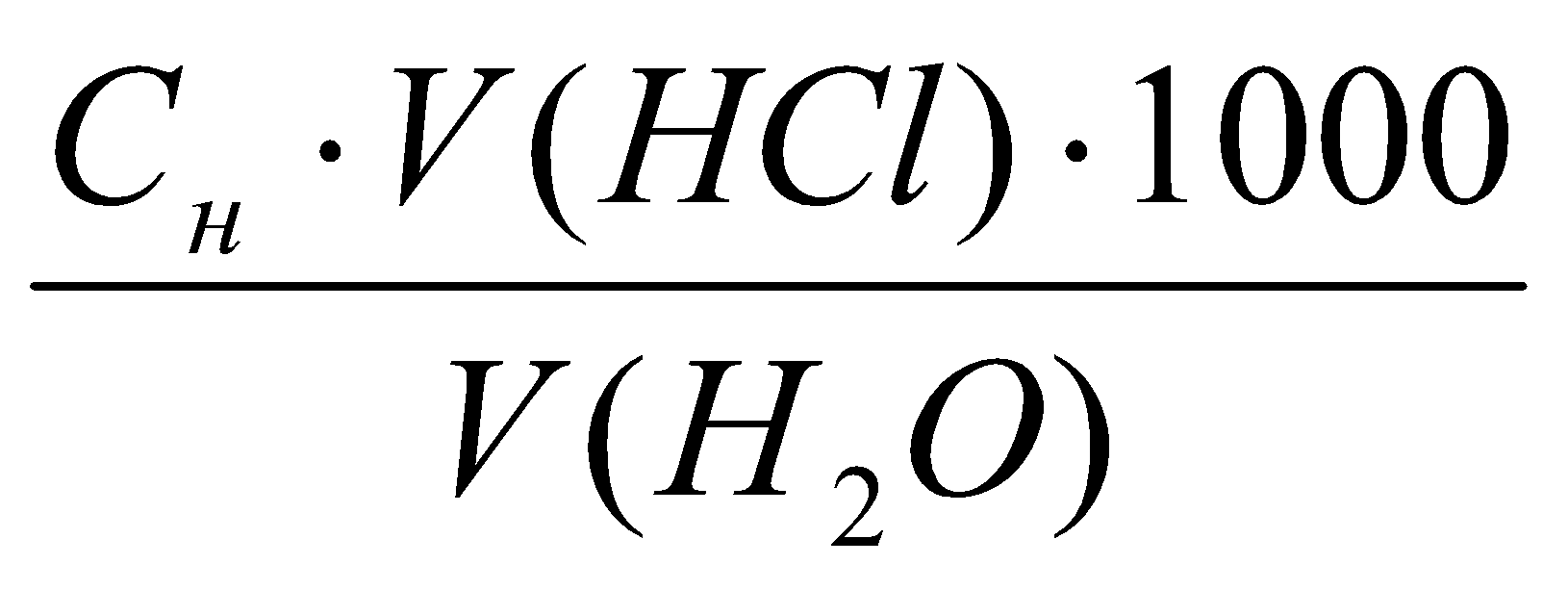
Карбонатну (тимчасову) твердість визначають титруванням певного об’єму води титрованим розчином хлоридної кислоти з метиловим оранжевим. Рівняння реакції:

Ca(HCO3)2 + 2HCl = CaCl2 + 2CO2 + 2H2O

Mg(HCO3)2 + 2HCl = MgCl2 + 2CO2 + 2H2O

***Хід роботи***

1. В конічну колбу відмірюють піпеткою 100 мл води, що аналізують.
2. Додають 2-3 краплі метилового оранжевого і титрують розчином хлоридної кислоти до переходу жовтого забарвлення індикатора в світло-рожеве.
3. Повторюють титрування три рази і розраховують середнє значення об’єму хлоридної кислоти.
4. Розраховують карбонатну твердість в тисячних долях еквівалентної маси на 1 літр води за формулою:

*Тк.=*

**3.7.5. Контрольне визначення масових часток NaOH, Na2CO3, NaHCO3 у сухій суміші**

**Теоретичні положення**

Кристалічний натрій гідроксид гігроскопічний. Реагуючи з вуглекислим газом повітря, утворює натрій карбонат і натрій гідрокарбонат. Отже, технічний NaOH завжди містить домішки Na2CO3 і NaHCO3. Розчини натрій гідроксиду також містять ці домішки. Тому важливо знати вміст домішок у розчині NaOH. Для визначення вмісту домішок у технічному NaOH та в його розчинах застосовується метод фіксації двох точок еквівалентності при титруванні суміші у присутності фенолфталеїну і дотитрування у присутності метилового оранжевого.

Показник титрування фенолфталеїну рТ=9,0; показник титрування метилоранжу рТ=5,0. Отже, титрування суміші NaOH, Na2CO3, NaHCO3 з фенолфталеїном буде закінчено при рН близько 8,0 – у лужному середовищі. Титрування у присутності метилоранжу закінчиться вже в кислому середовищі. Таким чином, з різними індикаторами будуть відтитровуватись різні компоненти суміші.

Для прикладу розглянемо такі варіанти розчинів:

1. NaOH; 2. Na2CO3; 3. NaHCO3; 4. NaOH+Na2CO3; 5. Na2CO3+ NaHCO3.

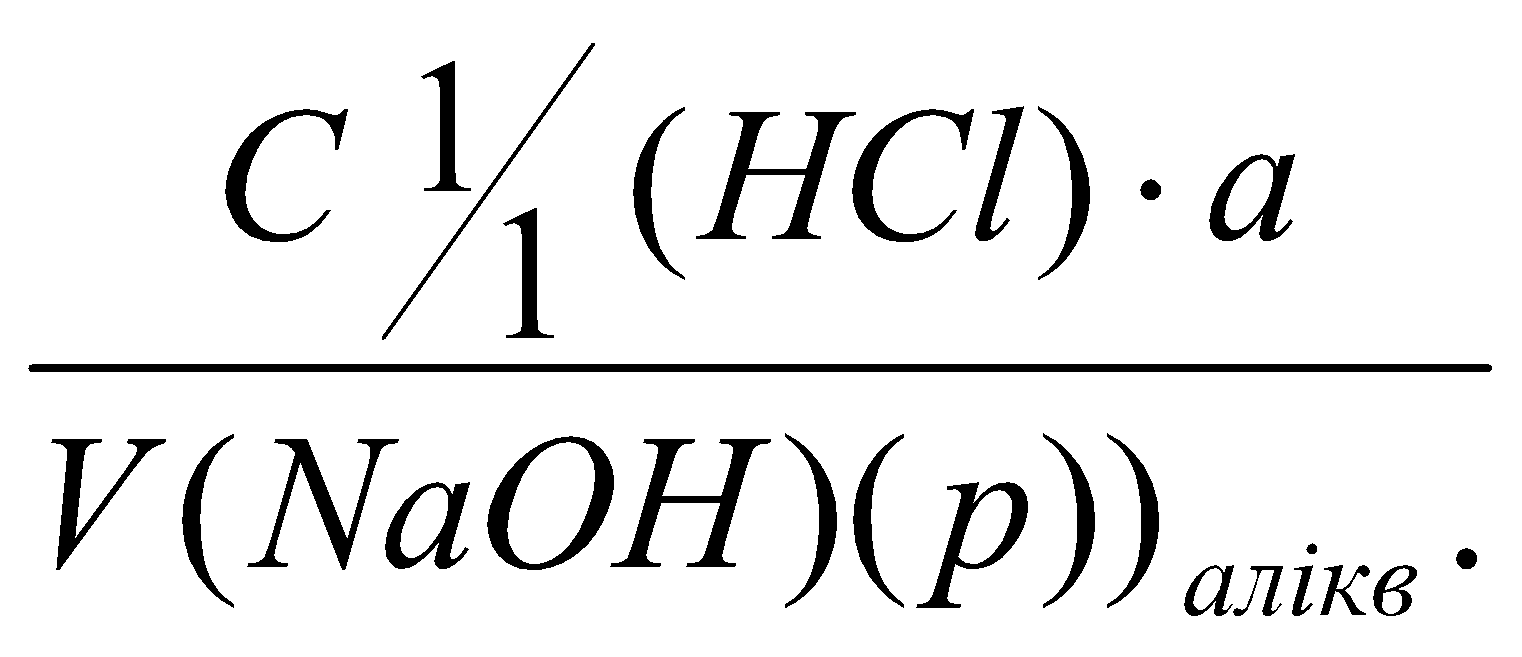
Позначимо об’єм робочого титрованого розчину хлоридної кислоти, що пішов на титрування досліджуваного розчину у присутності фенолфталеїну, літерою *а*, а об’єм, що пішов на титрування в присутності метилоранжу літерою *б*. Тоді при титруванні наведених вище варіантів розчинів можливі такі співвідношення:

| Розчини | Об’єм розчину НСl, що пішов на титрування, см3 | | |
| --- | --- | --- | --- |
| при титруванні у присутності | | при дотитруванні з метилоранжем |
| фенолфталеїну | метилоранжу |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| NaOH | *а* | *б*=*а* | *б*=0 |
| Na2СО3 | *а* | *б*=2*а* | *б*=*а* |
| NaHCO3 | *а*=0 | *б* | *б* |
| NaOH+Na2СО3 | *а* | *б* | *б*<*а* |
| Na2СО3+NaHCO3 | *а* | *б* | *б*>*а* |

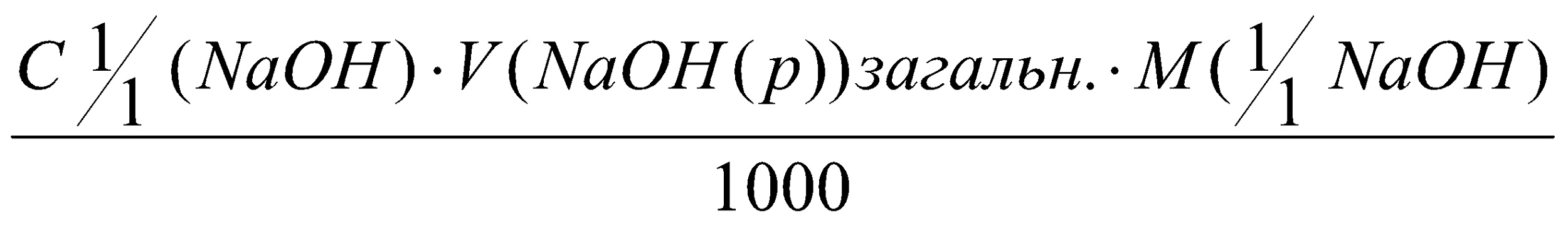
Виходячи з результатів титрування, користуючись четвертою колонкою таблиці, визначають варіант розчину з п’яти можливих варіантів. Наприклад, якщо *а*>*б*, то варіант 4, якщо *б*=0, то варіант 1. Всі вказані варіанти використовуються для розрахунків масової частки речовини у наважці.

Розрахунки проводяться за наступними схемами:

1. NaOH. Знаходять концентрацію розчину NaOH:

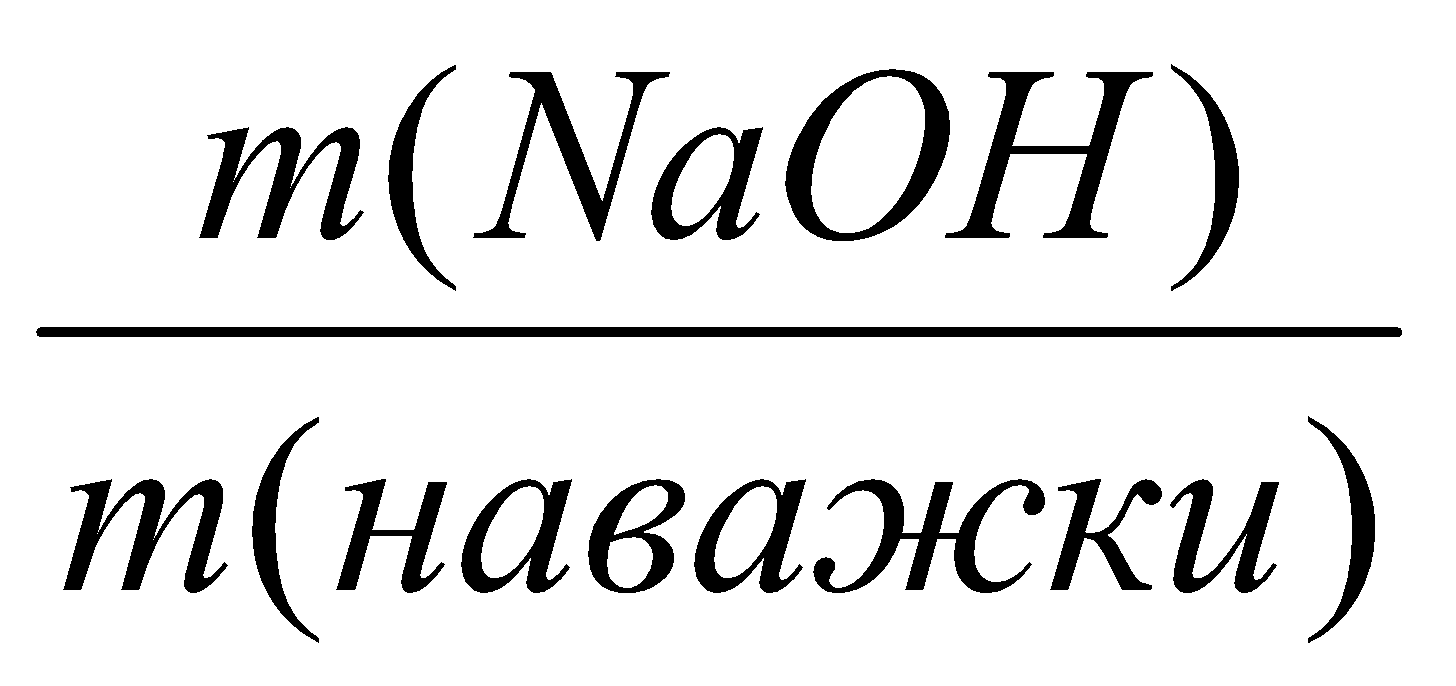
С(1/1 NaOH) =

Визначають m(NaOH) в досліджуваному розчині:

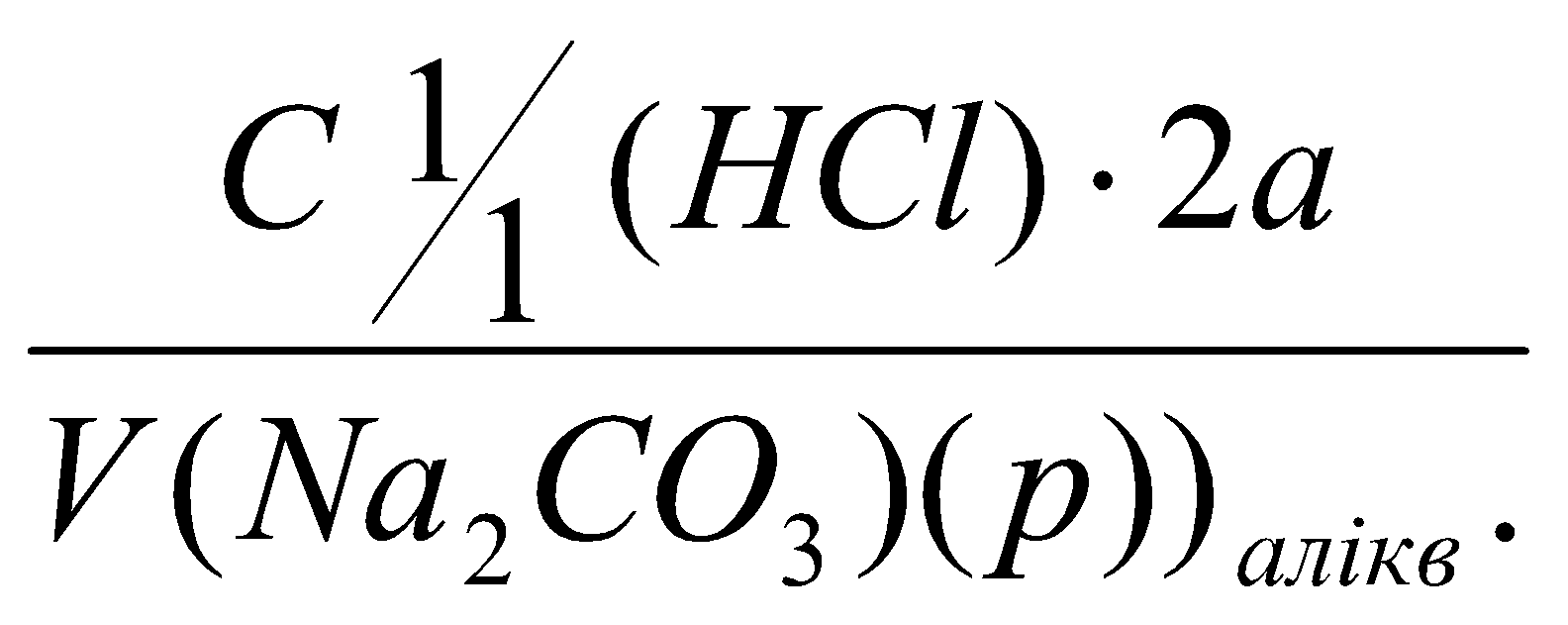
m(NaOH) = ;

М(1/1 NaOH) = 40 г/моль.

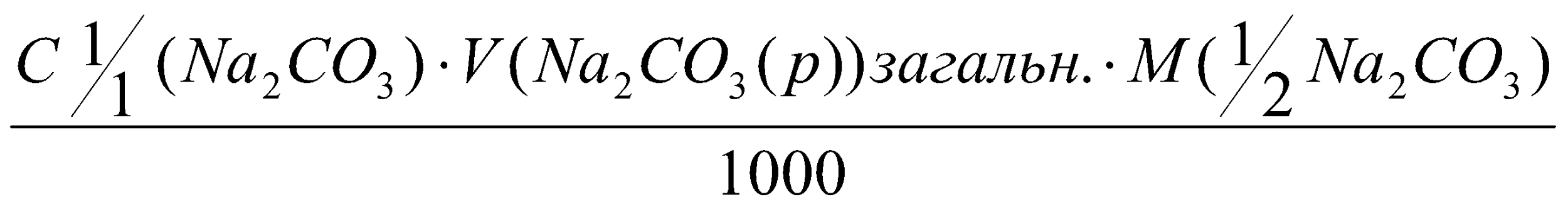
Визначають w(NaOH) у сухій речовині, виданій для аналізу:

w(NaOH) =  100%.

1. Na2CO3. Знаходять концентрацію розчину Na2CO3.

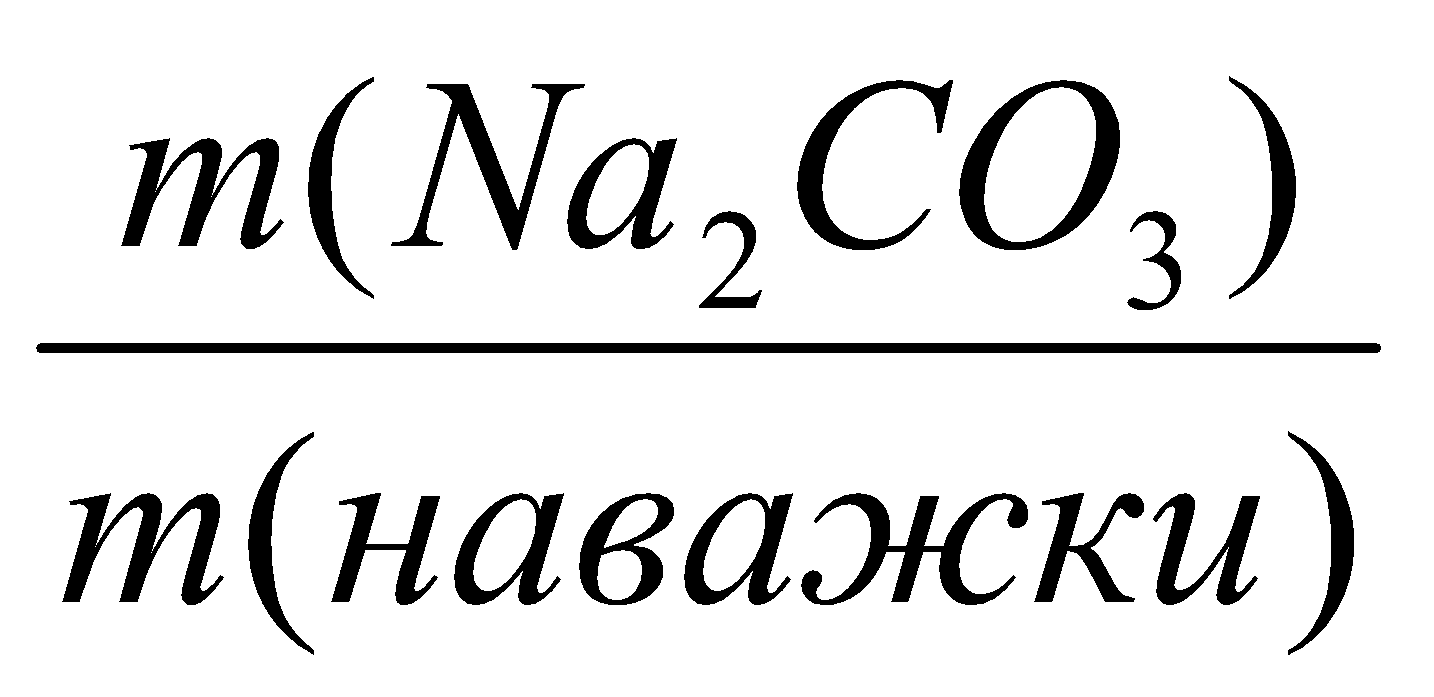
С(½ Na2CO3) = .

Визначають m(Na2CO3) в досліджуваному розчині:

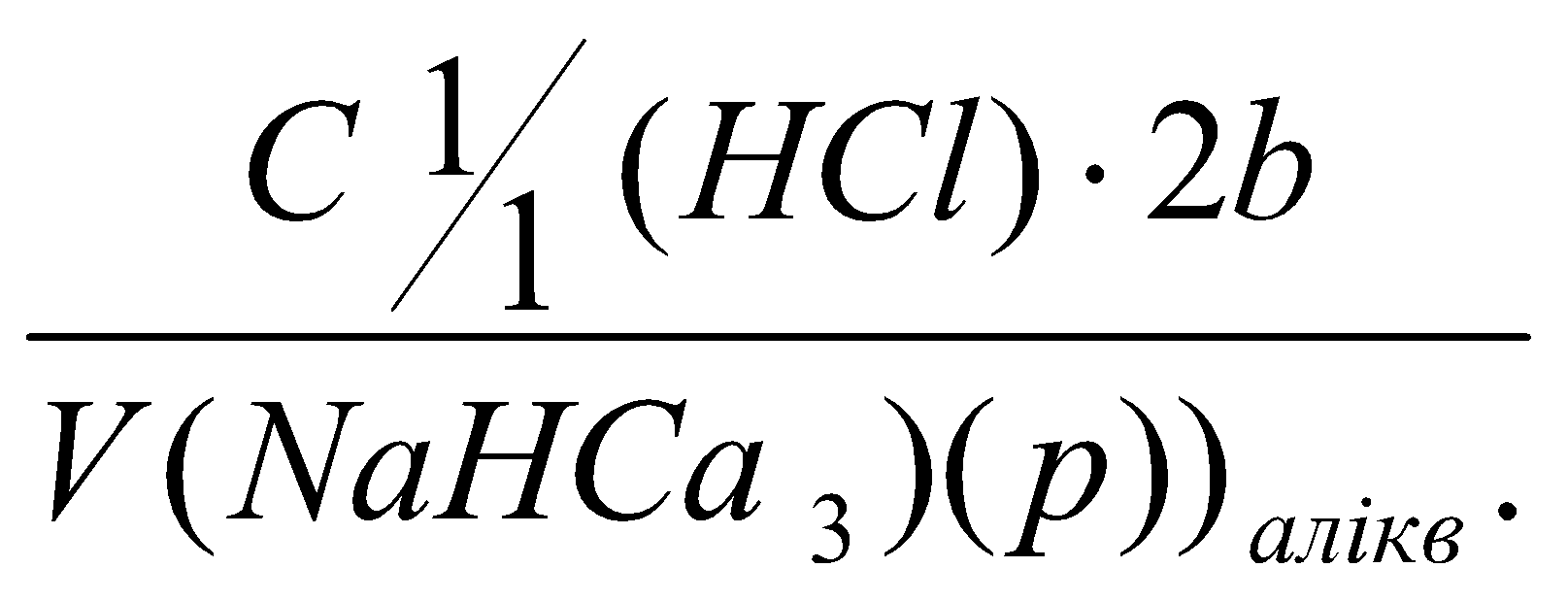
m(Na2CO3) = ;

М(½Na2CO3) = ½ М(Na2CO3) = 53 г/моль.

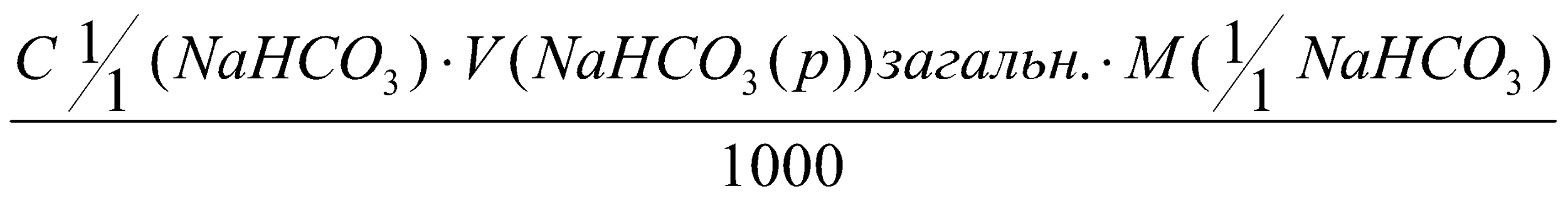
Визначають w(Na2CO3) у виданій для аналізу сухій речовині:

w(Na2CO3) =  100%.

1. NaHCO3. Знаходять концентрацію розчину NaHCO3.

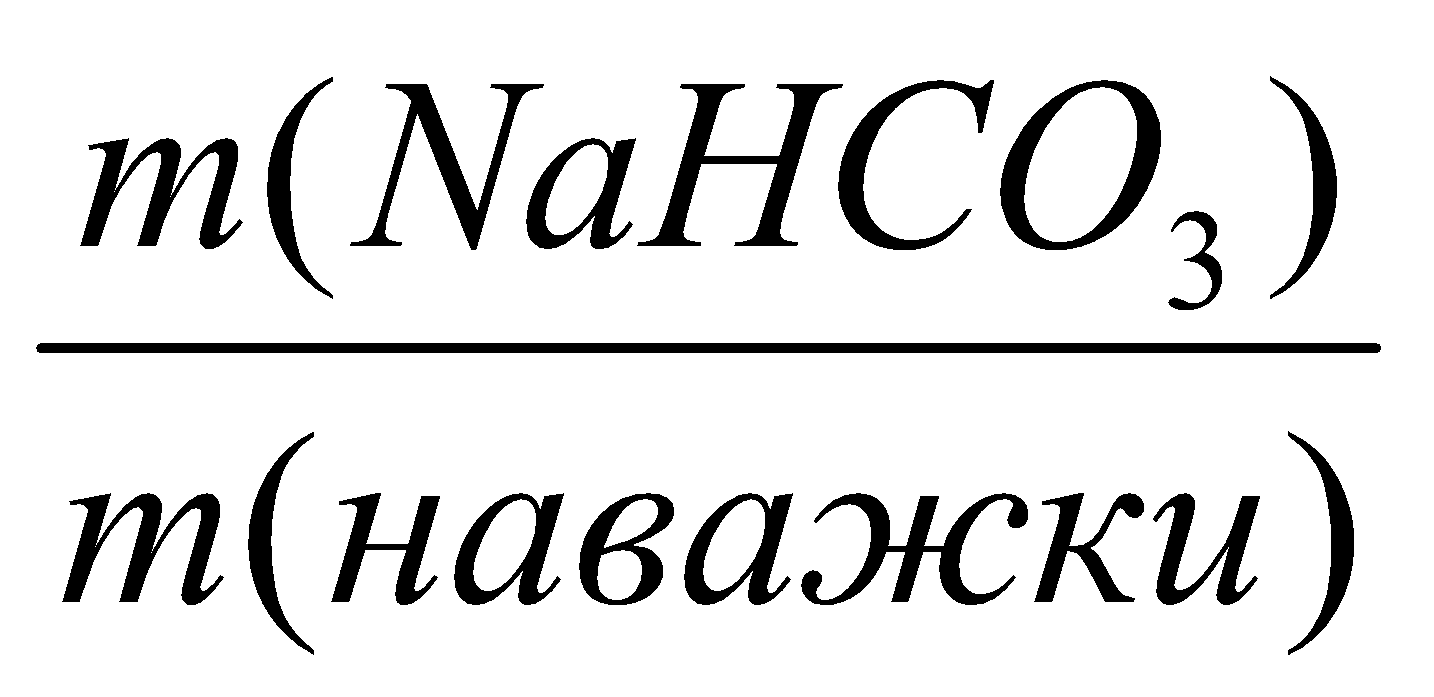
С(1/1 NaHCO3) = .

Визначають m(NaHCO3) в досліджуваному розчині:

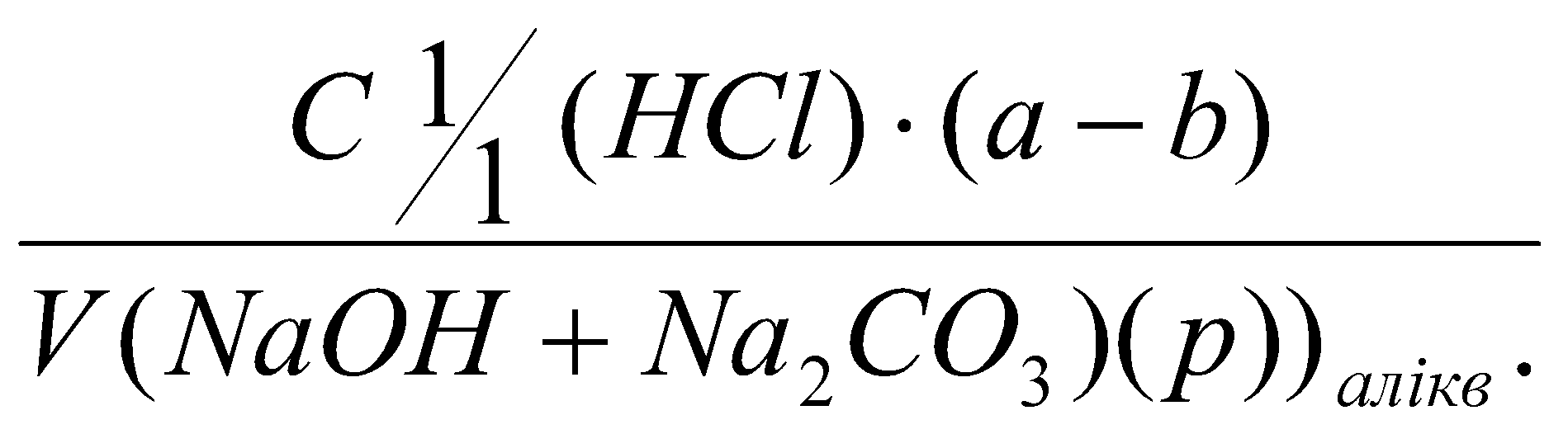
m(NaHCO3) = ;

М(1/1 NaHCO3) = 84 г/моль.

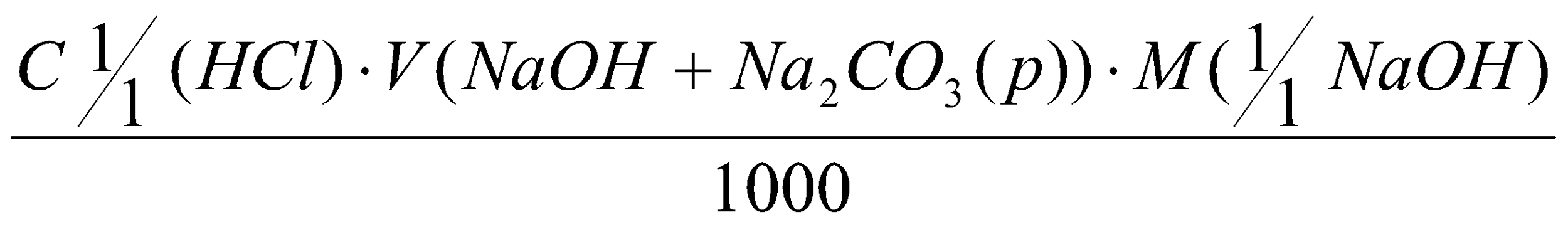
Визначають w(NaHCO3) у виданій для аналізу сухій речовині:

w(NaHCO3) =  100%

1. Суміш NaOH+ Na2CO3. Розраховують концентрацію NaOH:

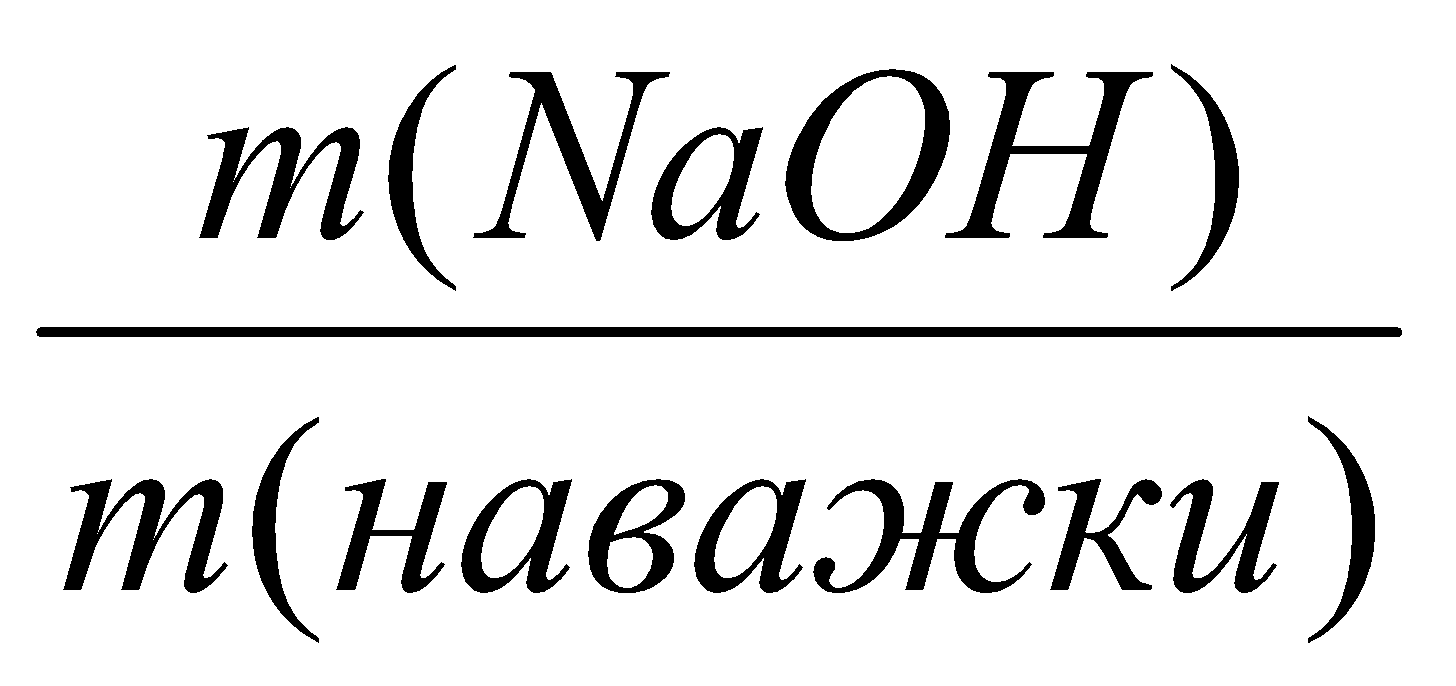
С(1/1 NaOH) = .

Визначають m(NaOH) в досліджуваному розчині:

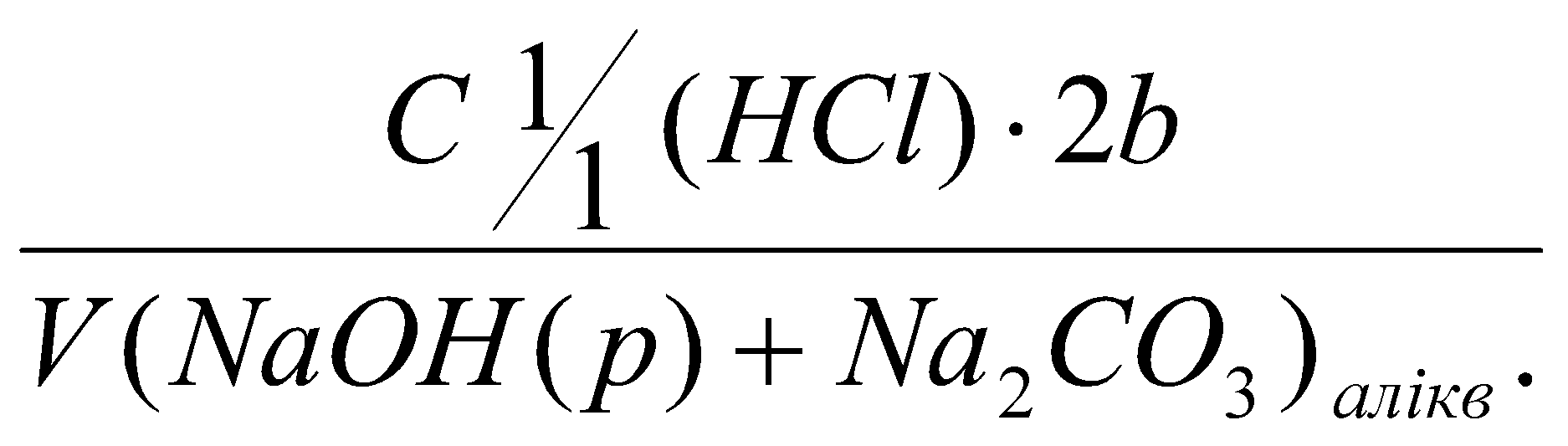
m(NaOH) =  ;

М(1/1 NaОН) = 40 г/моль.

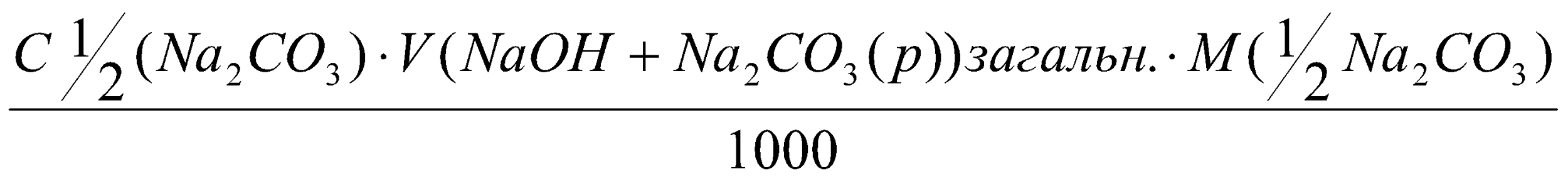
Визначають w(NaOH) у суміші NaOH+ Na2CO3:

w(NaOH) =  100%.

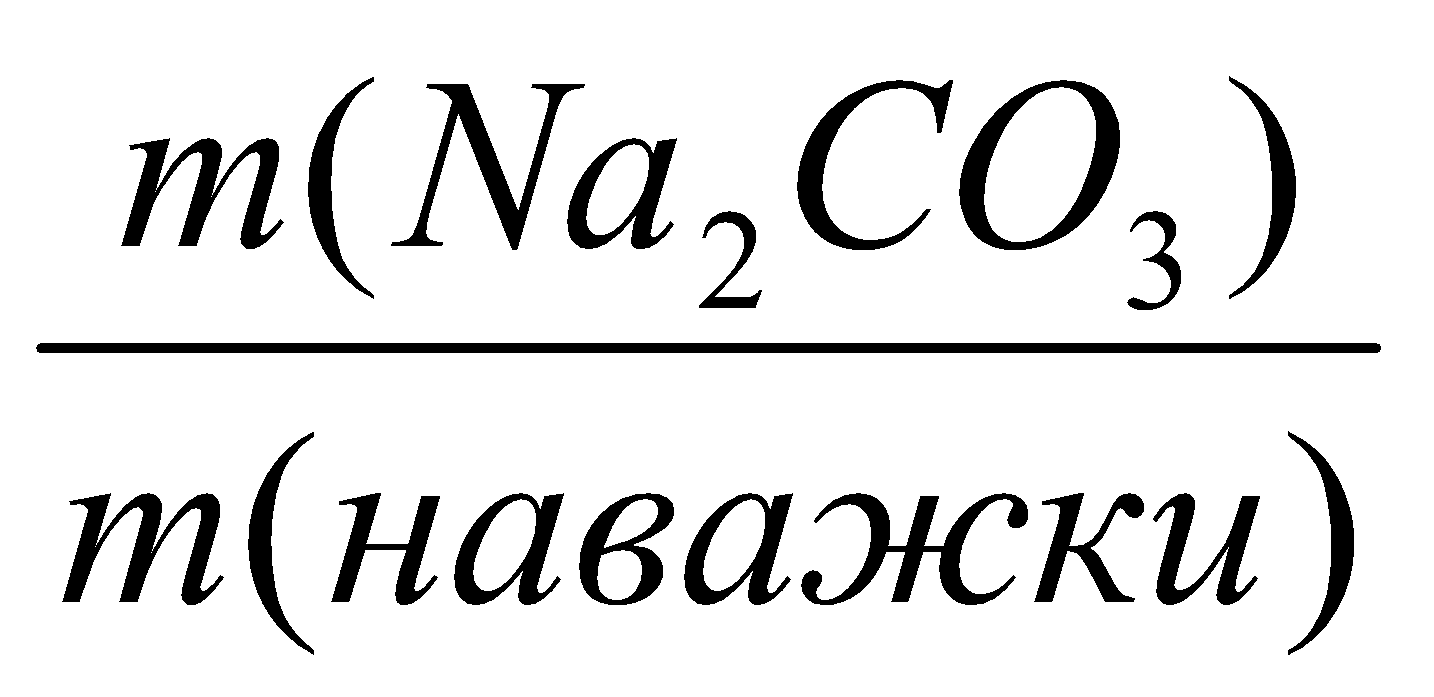
Далі розраховують Na2CO3. Визначають концентрацію Na2CO3 в досліджуваному розчині:

С(1/1 Na2CO3) =  .

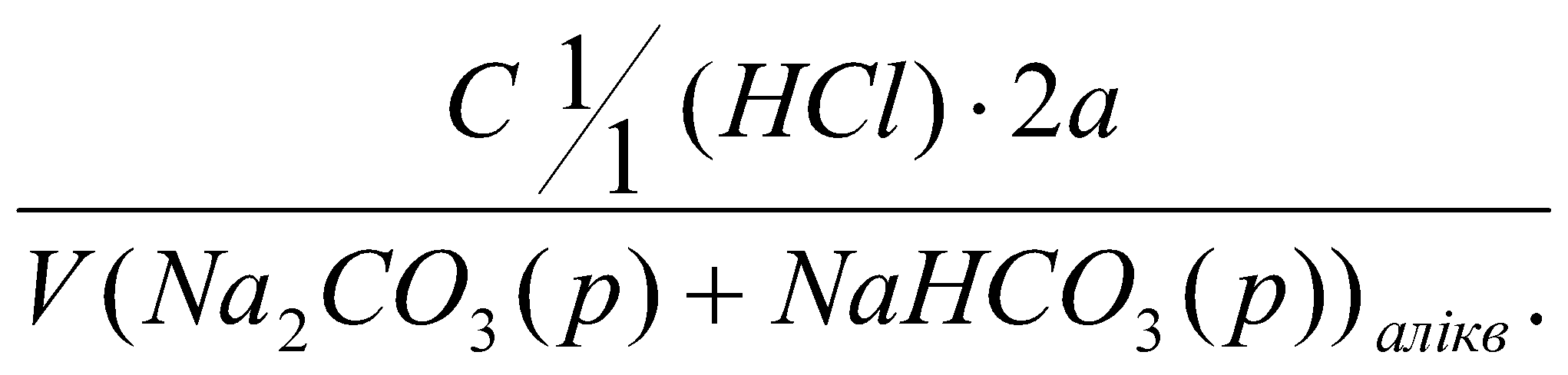
Визначають m(Na2CO3) в розчині суміші:

m(Na2CO3) =  .

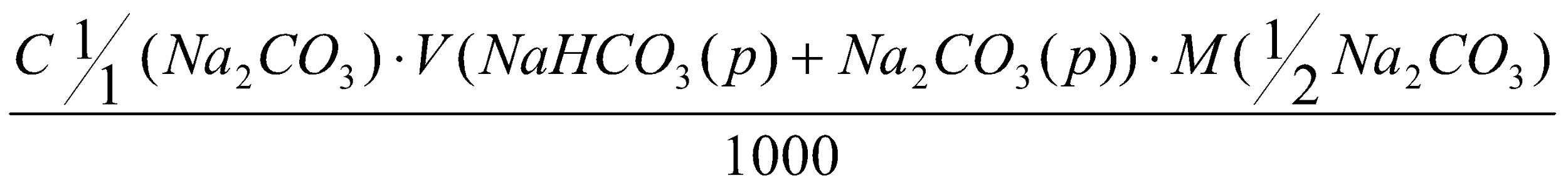
Розраховують w(Na2CO3) в сухій суміші:

w(Na2CO3) =  100%.

1. Na2CO3+NaHCO3. Розраховують концентрацію Na2CO3 в розчині суміші:

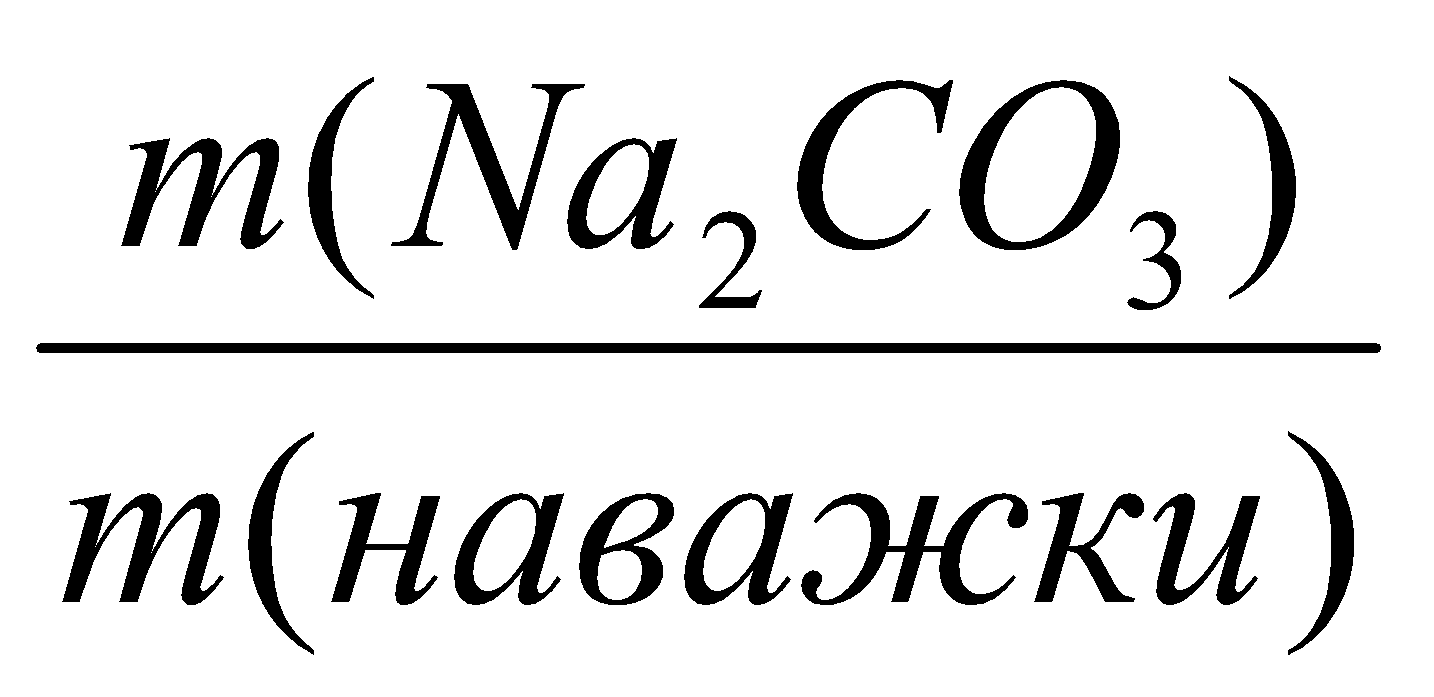
С(½Na2CO3) = .

Розраховують m(Na2CO3) в розчині суміші:

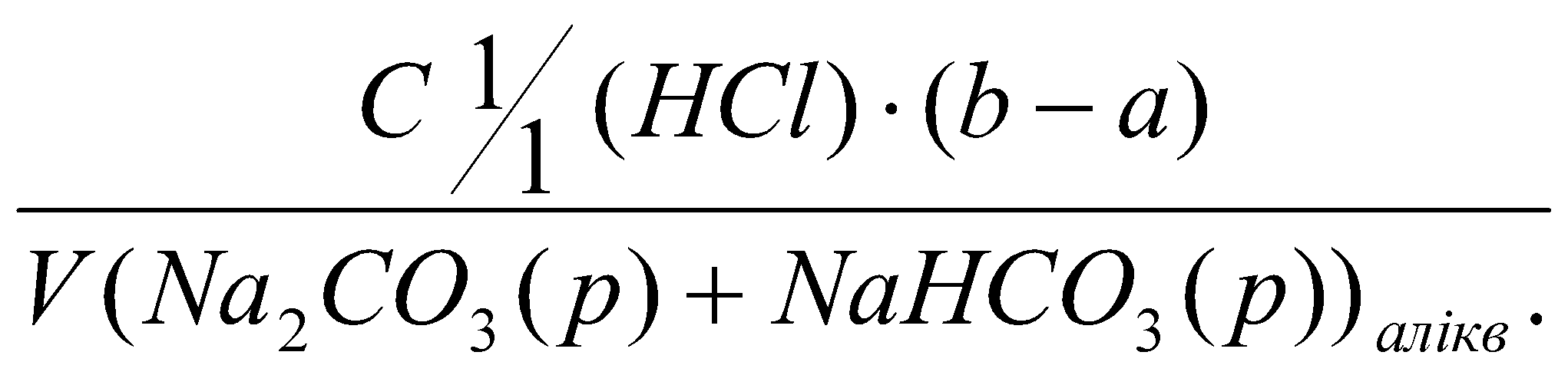
m(Na2CO3) = 

M(½Na2CO3) = ½M(Na2CO3) = 53 г/моль.

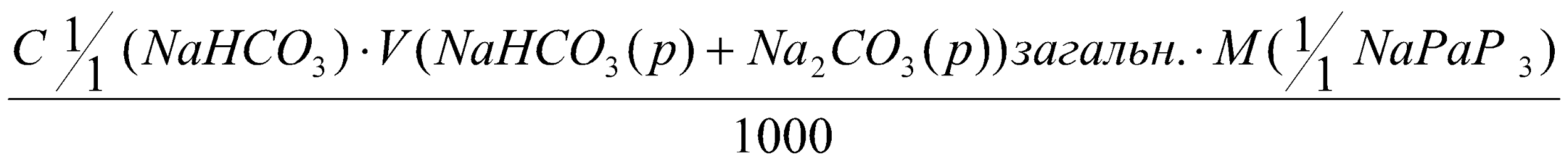
Визначають w(Na2CO3) у сухій суміші речовин:

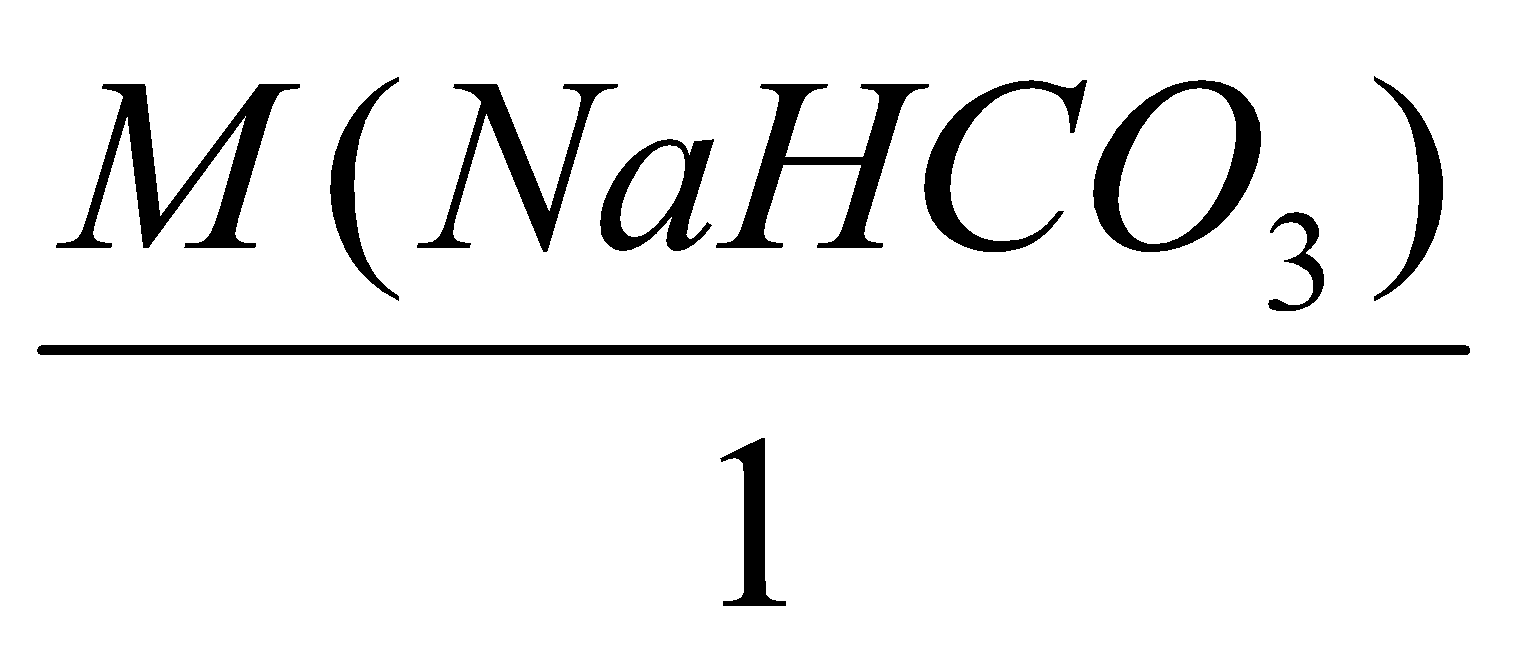
w(Na2CO3) =  100%.

Далі розраховують NaHCO3. Розраховують концентрацію NaHCO3 в досліджуваному рлзчині:

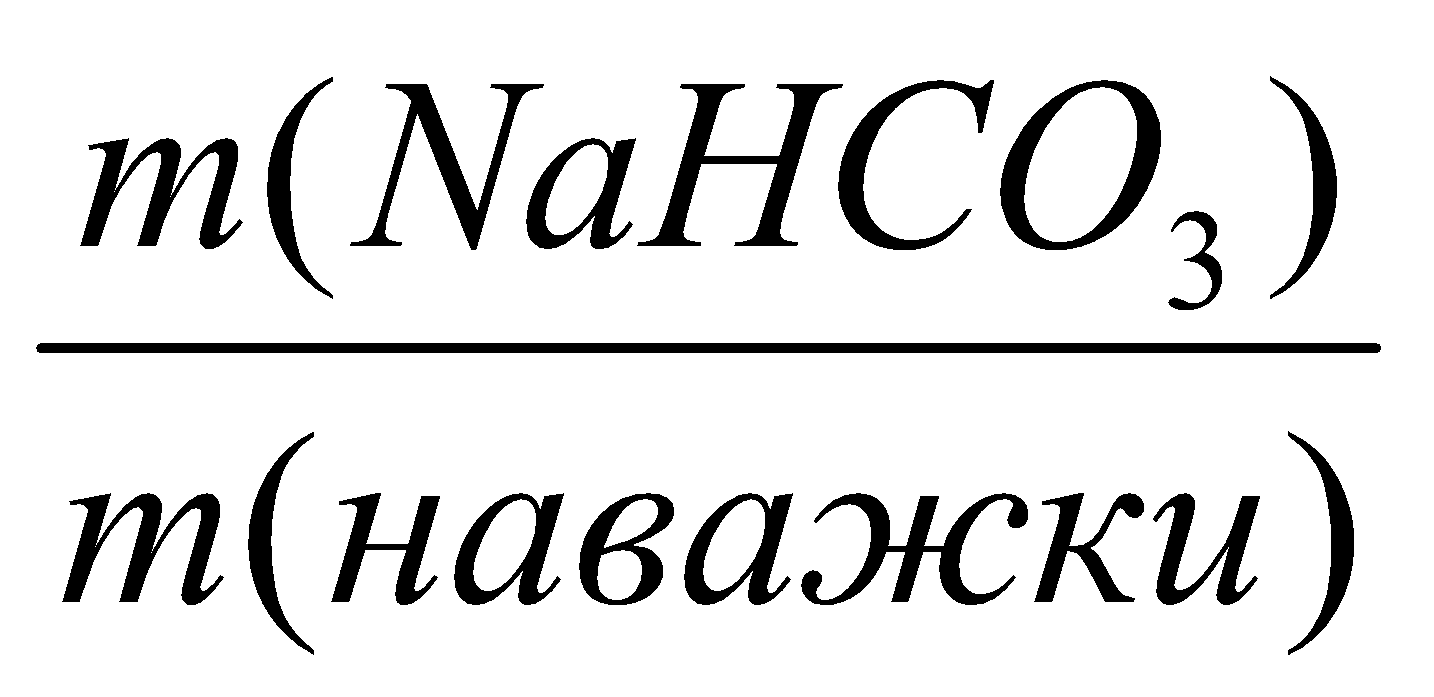
С(1/1 NaHCO3) = .

Розраховують m(NaHCO3) в досліджуваному розчині суміші:

m(NaHCO3) = ;

М(1/1 NaHCO3) =  = 84 г/моль.

Визначають w(NaHCO3) у сухій суміші речовин:

w(NaHCO3) =  100%

**Хід визначення**

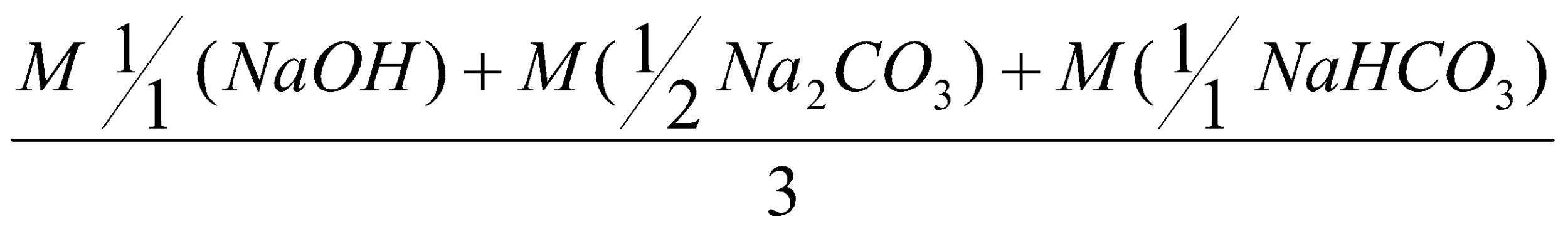
Для аналізу видається зразок у вигляді сухої речовини. Необхідно розрахувати масу наважки цієї речовини, яку необхідно взяти для аналізу.

Вихідні дані:

Концентрація розчину чи індивідуальної речовини С=0,1 моль/дм3

Об’єм загальний розчину – 100 см3

Середня молярна маса еквівалента суміші:

М(1/z)сер. =  = 59 г/моль.

m(наважки) =  = 0,59 г.

Зважування:

m(бюкса) –

m(бюкса з наважкою) –

m(наважки) –

Взяту наважку переносять кількісно (без витрат) у мірну колбу на 100 см3, додають близько половини колби дистильованої води, ретельно перемішують для розчинення речовини, доводять дистильованою водою до мітки, знову ретельно перемішують.

У колбу для титрування відбирають аліквоту 10 см3, вносять 2-3 краплі розчину фенолфталеїну і титрують робочим титрованим розчином HCl (c(1/1HCl) = 0,1 моль/дм3) до знебарвлення розчину. Відмічають по бюретці об’єм робочого титрованого розчину хлоридної кислоти, що пішов на титрування взятої аліквоти досліджуваного розчину. Цей об’єм позначений у представленій таблиці літерою а. У цю ж колбу далі вносять 2-3 краплі розчину метилоранжу і продовжують титрувати до зміни жовтого забарвлення на рожеве. Відмічають об’єм робочого титрованого розчину хлоридної кислоти, що пішов на дотирування з метиловим оранжевим. Цей об’єм позначений у наведеній таблиці у четвертому стовпці літерою б. За даними а і б визначають варіант суміші чи індивідуальної речовини.

Результати тирування:

| Об’єм робочого титрованого розчину хлоридної кислоти, см3 | |
| --- | --- |
| Затрачений на титрування з фенолфталеїном | Затрачений на дотитрування з метиловим оранжевим |
| а1 - | б1 - |
| а2 - | б2 - |
| а3 - | б3 - |
| асер. - | бсер. - |

За середніми значеннями об’ємів а і б проводять розрахунки масової частки речовини у наважці за методикою розрахунку відповідного варіанту контрольної задачі.

***Контрольні запитання***

1. Суть методу кислотно-основного титрування. Які речовини визначають методом кислотно-основного титрування? Які титранти використовують в цьому методі?
2. Що таке точка еквівалентності і як її фіксують?
3. Як можна приготовити титровані розчини? Чи всі речовини можна використовувати для приготування таких розчинів шляхом взяття точної наважки (первинністандартні розчини*)* розчини з приготовленим титром)?
4. Чим обумовлена зміна забарвлення індикаторів? Суть іонної теорії індикаторів.
5. Криві титрування. Як можна підібрати індикатор для кислотно-основного титрування?
6. Що таке область переходу забарвлення індикатора і показник титрування індикатора?
7. Суть зворотного титрування.
8. З яким індикатором можна вести титрування мурашиної кислоти розчином гідроксиду натрію?
9. Чи можна титрувати розчин аміаку сильною кислотою, використовуючи індикатор метиловий червоний?

**Лабораторне заняття № 4**

**Тема: МЕТОДИ ОКСИДИМЕТРІЇ. ПЕРМАНГАНАТОМЕТРІЯ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи методу перманганатометрії. Вміти готувати титранти, виконувати їх стандартизацію, а також проводити кількісні визначення методом перманганатометрії.

**Теоретичні положення**

Методи об’ємного аналізу, які базуються на реакціях окиснення-відновлення використовуються для кількісного визначення окисників чи відновників в розчині, що аналізують.

Всі редокс-методи класифікуються в залежності від характеру основного титранту, що застосовується в конкретному випадку титрування. Якщо титрантом є окисник, то така група редокс-методів називається оксидиметрія; якщо титрант – відновник, то методи називаються редоксметрією.

Оксидиметрія – метод визначення відновників шляхом титрування їх стандартними розчинами окисників, а редоксметрія – метод визначення окисників шляхом титрування їх стандартними розчинами відновників.

Процеси окисно-відновного титрування можна представити графічно у вигляді кривої титрування, що відображає зміну окисно-відновного потенціалу Е розчину, що титрується, в міру додавання до нього стандартного (титрованого) розчину окисника або відновника.

Для визначення кінцевої точки титрування в редокс-методах застосовують специфічні та редокс-індикатори, а також безіндикаторні методи тоді, коли титрант має забарвлення, яке зникає при взаємодії з речовиною, що визначається (наприклад, у методі перманганатомертії); коли продукт реакції має інтенсивне забарвлення, що має місце, наприклад, у барометричному методі. До специфічних індикаторів відноситься, наприклад, крохмаль в йодометрії і дає з йодом комплекс синього кольору.

Вибір редокс-індикаторів здійснюється за характером кривих титрування виходячи з того, щоб інтервал переходу забарвлення індикатора був у межах стрибка титрування.

Методи, що основані на реакціях окиснення-відновлення, зазвичай називають за титрантом, який використовують:

Перманганатометрія – використовують титрант калію перманганат.

Йодометрія – використовуються реакції окиснення йодом або відновлення іонами йодиду.

Хроматометрія – в основі лежать реакції окиснення калію біхромату K2Cr2O7.

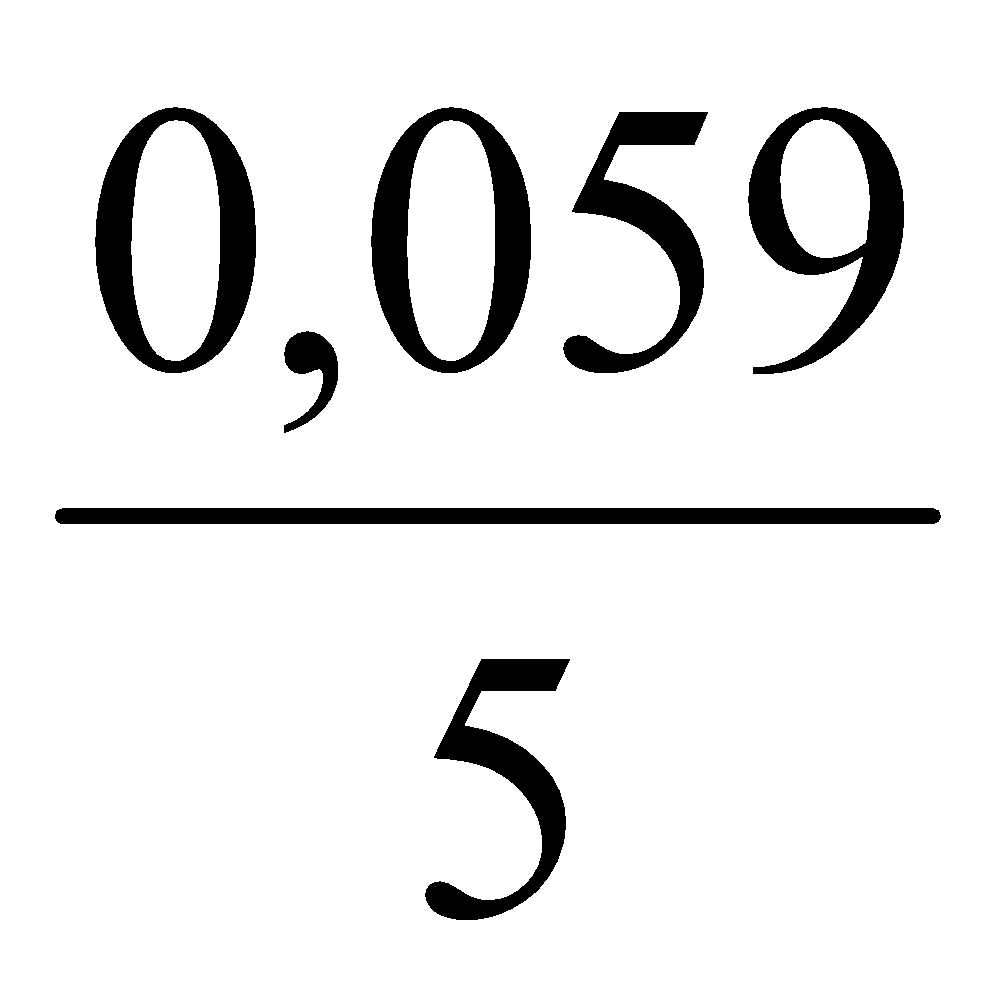
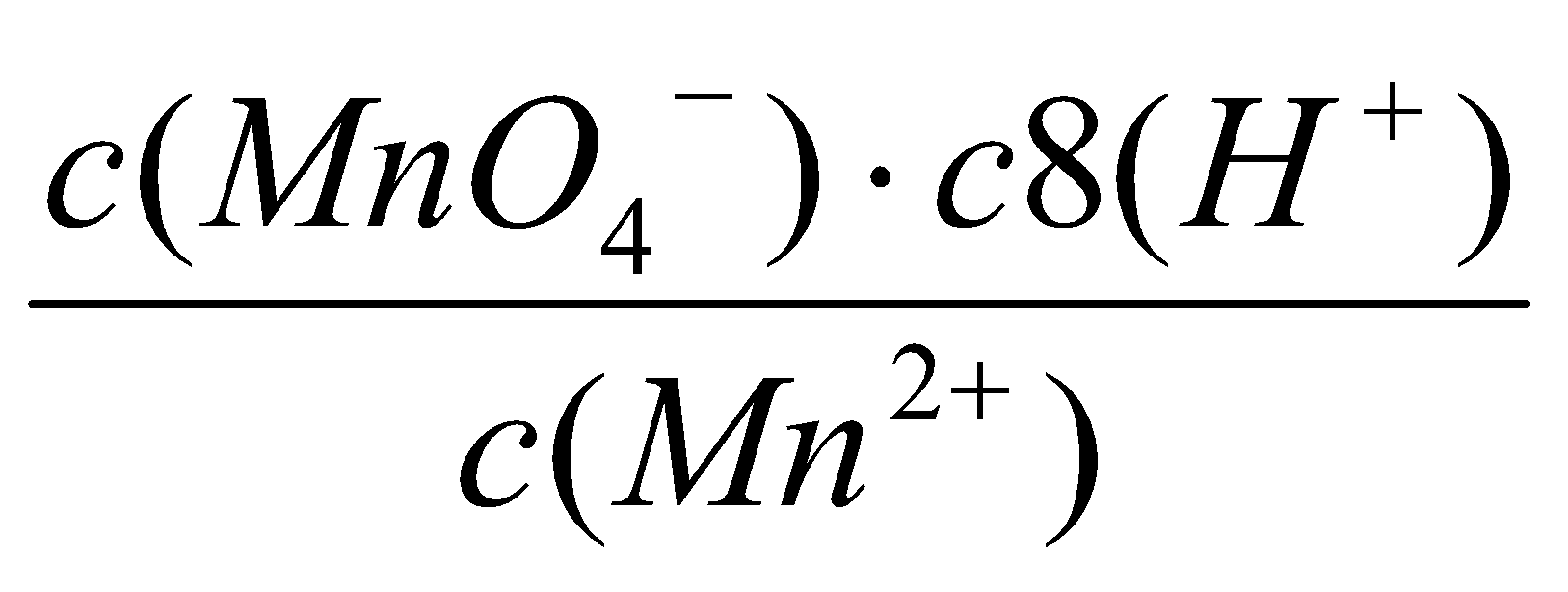
**4.1. Перманганатометрія**

Робочим розчином перманганатометричного титрування є титрований розчин калій перманганату.

Титрування перманганатом проводять у кислому, нейтральному, лужному середовищах. Переважно титрують у кислому середовищі. Це пов’язано з тим, що у кислому середовищі при взаємодії з якимось відновником перманганат-аніон MnO4–, який має фіолетове забарвлення, відновлюється Mn2+, який практично безбарвний. Отже, відбувається чітка зміна забарвлення, що полегшує встановлення точки еквівалентності. У кислому середовищі має місце наступна реакція:

MnO4– + 8H+ + 5e– = Mn2+ + 4H2O

Окисно-відновний потенціал даної системи виражається рівнянням Нернста:

Е (MnO4–/Mn2+) = Ео (MnO4–/Mn2+) +  lg ;

Ео (MnO4–/Mn2+) = +1,52 В. З рівняння видно, що редокс-потенціал даної системи у значній мірі залежить від С(Н+). Чим вища концентрація гідроген-іонів у розчині, тим більший редокс-потенціал системи. Тому титрування краще проводити в кислому середовищі, особливо при титруванні слабких відновників.

Процес титрування перманганатом різних неорганічних і органічних речовин дуже складний. Це пояснюється тим, що Манган у кислих розчинах може бути в різних ступенях окиснення: MnO4–, MnO42–MnO2, Mn2O3, Mn2+.

Низькозарядні йони Мангану, що утворюються в процесі відновлення MnO4–, самі здатні окиснюватись перманганат-іоном у більш високі ступені окиснення.

Наприклад: MnO4– + Mn2+ → 2MnO2

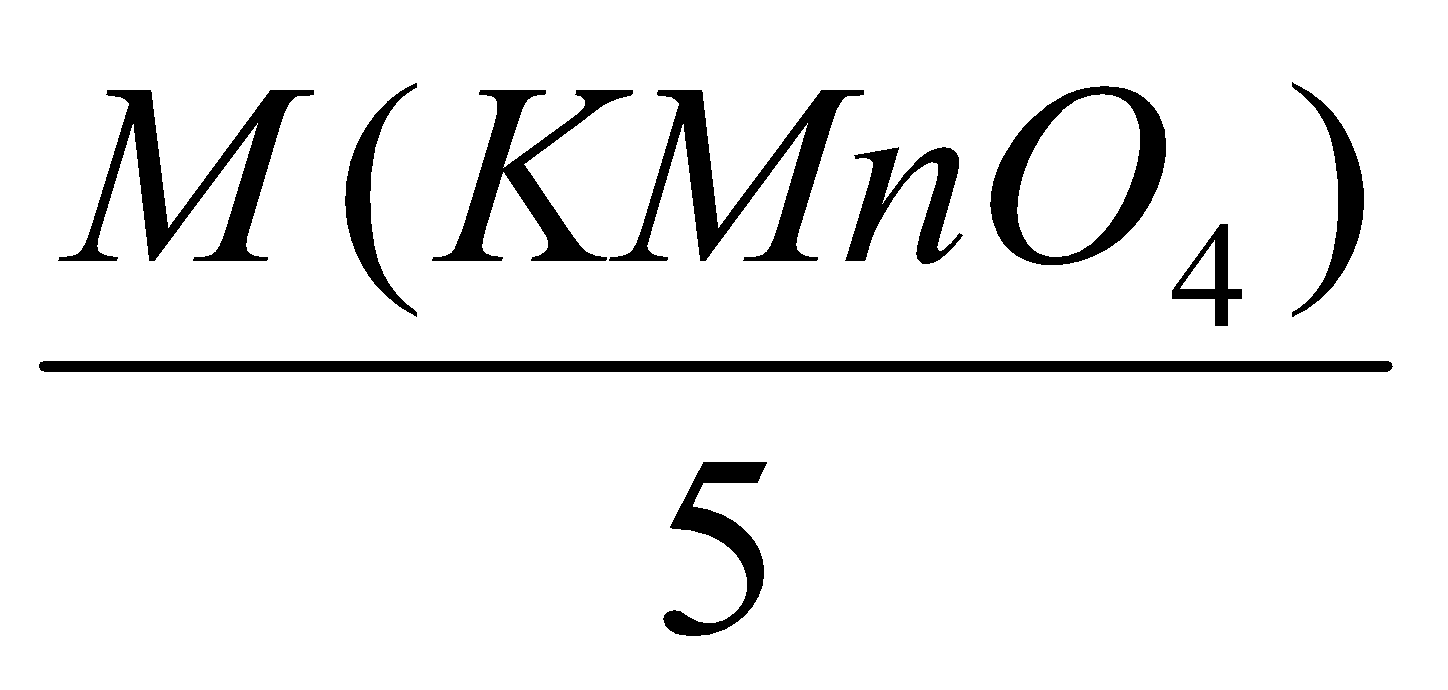
окисник відновник

Отже, мають місце процеси самоокиснення-самовідновлення.

Щоб запобігти утворенню проміжних форм окиснення Мангану титрування розчином перманганату слід проводити повільно, при певних значення рН і при нагріванні.

Перманганатом швидко окиснюються щавлева кислота (Н2С2О4**.**2Н2О), Н2О2, HI, H2SO3, H2S, HNO2, Na2S2O3, роданіди, а також йони металів у нижчих ступенях окиснення (Fe2+, Mn2+, Cr2+ і ін.).

У перманганатометрії для визначення речовин, що повільно окиснюються, використовують титрування у кислому середовищі методом зворотного титрування. До розчину досліджуваної речовини додають точно відому кількість розчину перманганату, взятого у надлишку, а потім надлишок, що не пішов на окиснення досліджуваної речовини, відтитровують стандартним розчином відновника (наприклад, щавлевої кислоти).

Оскільки у кислому середовищі відбувається відновлення Мангану із ступеня окиснення +7 до +2, тобто приєднується 5 електронів, то молярна маса еквівалента KMnO4 у даній реакції становить ; M(1/5 KMnO4 ) = 1/5 M(KMnO4).

В нейтральному і слабколужному середовищі MnO4– відновлюється до MnО2:

MnO4– + 2H2O + 3e– = MnO2 +4OH–

**4.1.1.** **Приготування титранту КМnO4 і його стандартизація**

***Прилади і реактиви:*** технохімічні ваги, циліндри чи стакани на 250 мл, склянки із темного скла, лійки, фільтри, штативи, конічні колби, піпетки, бюретки, електроплитки, термометри, KMnO4.

***Розчини:*** титрант щавлевої кислоти, розчин сульфатної кислоти (2н).

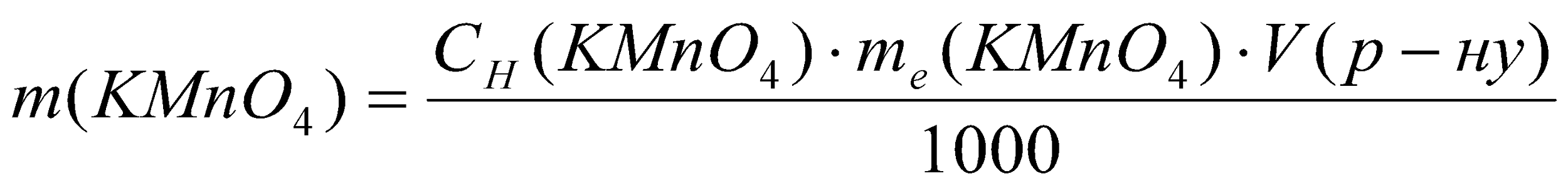
**Теоретичні положення**

Калій перманганат є сильним окисником і тому легко відновлюється, окиснюючи при цьому всі можливі домішки, що є в його розчині. Крім того, в розчині калій перманганату відбуваються процеси самоокиснення-самовідновлення різних форм Мангану. Виходячи з цього зрозуміло, що KMnO4 не відповідає вимогам до первинних стандартів і його робочий титрований розчин за наважкою кристалічної речовини приготувати неможливо. Тому готують титрант калію перманганату, як вторинний стандартний розчин.

Як установочні речовини використовують: щавлеву кислоту Н2С2О4∙2Н2О х.ч.; натрій оксалат, висушений при 105-110оС у сушильній шафі протягом 2 годин; амоній оксалат (NН4)2С2О4∙Н2О; сіль Мора (NH4)2[Fe(SO4)2]∙6H2O; калій гексаціано(ІІ)ферат K4[Fe(CN)6]∙3H2O та ін.

***Хід роботи***

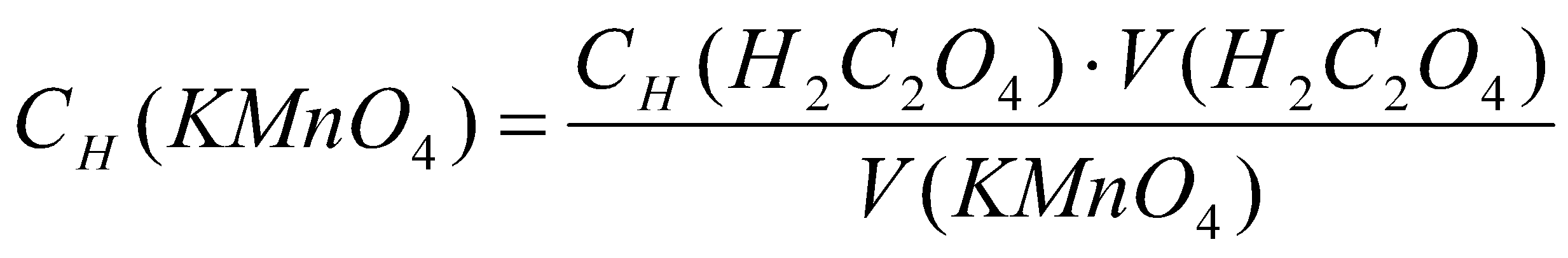
1. Розраховують наважку KMnO4 необхідну для приготування 250 мл 0,1 н розчину за формулою:∙



1. На технохімічних терезах беруть наважку на 5-10 % більшу від теоретично розрахованої, переносять її в стакан з мітками ємністю 250 мл, розчиняють в невеликій кількості теплої води, доводять дистильованою водою до 250 мл і добре перемішують.
2. Розчин переносять у посудину з темного скла і закривають притертим скляним корком. Цей розчин повинен довго постояти (навіть декілька місяців), щоб у ньому відбулися процеси окиснення можливих домішок, а також процеси диспропорціонування різних форм Мангану.
3. Після стабілізації концентрації розчину калій перманганату встановлюють його точну концентрацію (титр) за установочною речовиною (первинним стандартом).
4. Розчин фільтрують і стандартизують за титрантом щавлевої кислоти. Для цього в конічну колбу для титрування відмірюють піпеткою 10 мл розчину щавлевої кислоти 0,1н, додають 15 мл 2н сульфатної кислоти, нагрівають до 70-80оС (не кип’ятять).
5. Бюретка заповнюється розчином KMnO4. Титрують розчин щавлевої кислоти краплями при постійному перемішуванні. Оскільки реакція відбувається повільно, то спочатку при додаванні з бюретки розчину калій перманганату розчин у колбі для титрування може забарвитись у рожевий колір, який через деякий час зникне. А вже потім знебарвлення розчину калій перманганату у колбі буде відбуватися швидше аж до досягнення точки еквівалентності. Утворений у результаті реакції MnSO4 є каталізатором реакції, тому при подальшому додаванні крапель KMnO4 з бюретки, реакція відбувається швидше. Коли вся щавлева кислота буде відтитрована, то понадеквівалентна крапля розчину KMnO4 забарвить розчин у колбі для титрування у рожевий колір. Це безіндикаторний метод визначення кінця титрування. Індикатором є забарвлений розчин титранту KMnO4.
6. Титрування повторюють 3 рази.
7. Записують в журнал V(KMnO4) затрачений на титрування в кожній пробі і розраховують нормальність розчину калію перманганату.

| Об’єм розчину щавлевої кислоти,  взятий на титрування, см3 | Об’єм розчину KMnO4, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

1. Розрахунок концентрації розчину KMnO4:

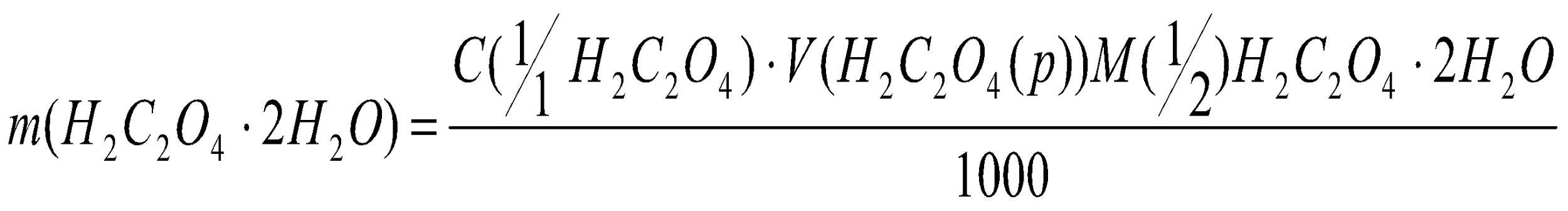


* + 1. **Приготування установчого титрованого розчину щавлевої кислоти**

Оскільки робочий розчин KMnO4 приготований з приблизною молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль**.**екв/дм3, то і розчин щавлевої кислоти треба приготувати з концентрацією того ж порядку.

Розчин установчої речовини у великому об’ємів готувати не потрібно, достатньо 100 см3.

Розраховують масу наважки щавлевої кислоти, яку треба взяти для приготування 100 см3 розчину щавлевої кислоти з молярною концентрацією еквівалента 0,1000 моль**.**екв/дм3 за рівнянням:

m(Н2С2О4∙2Н2О) =  .

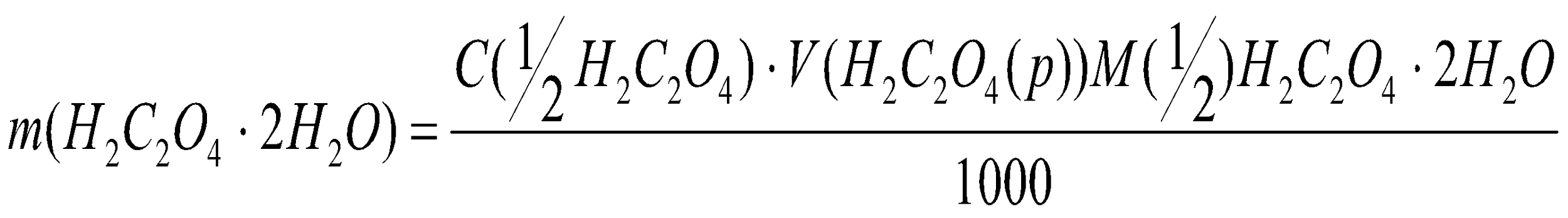
Для проведення даних розрахунків треба визначити фактор еквівалентності щавлевої кислоти при взаємодії її в кислому середовищі з калій перманганатом.

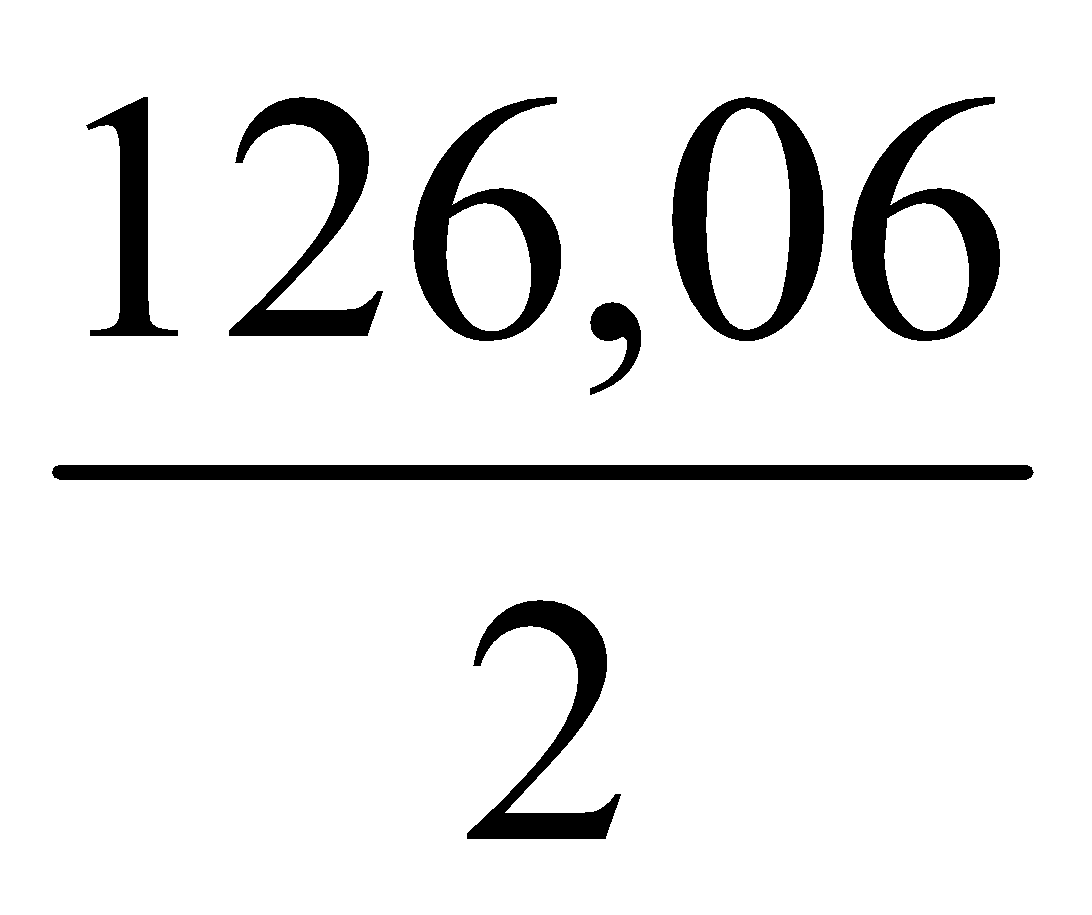
2KMnO4 + 5Н2С2О4 + 3Н2SO4 → 2MnSO4 + 10CO2 + K2SO4 + 8H2O.

+5ē -2ē

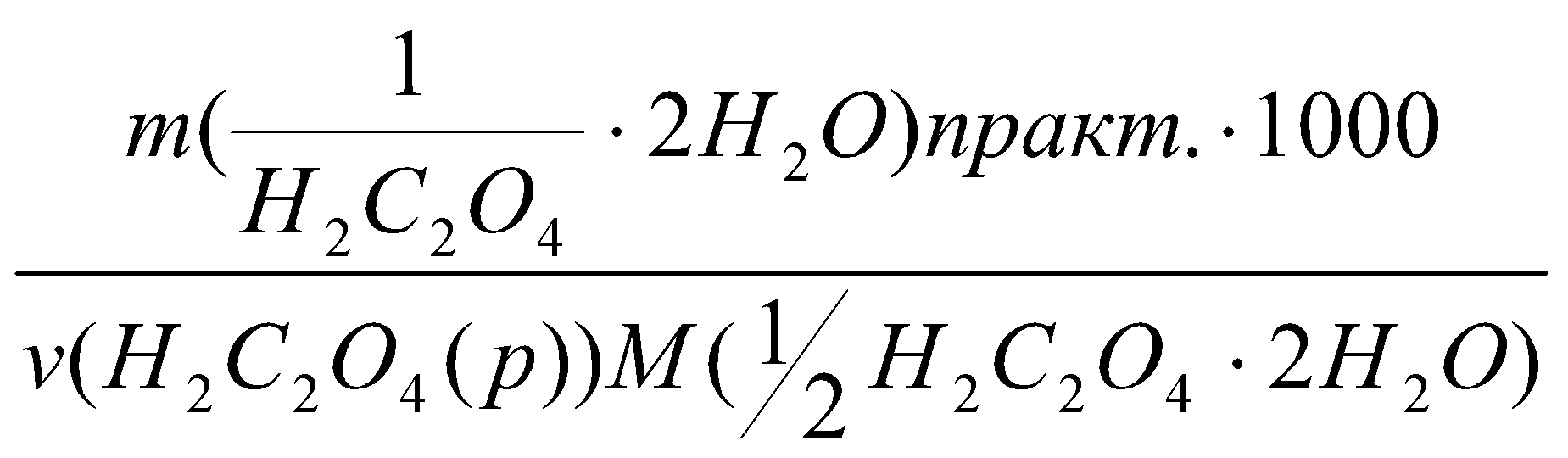
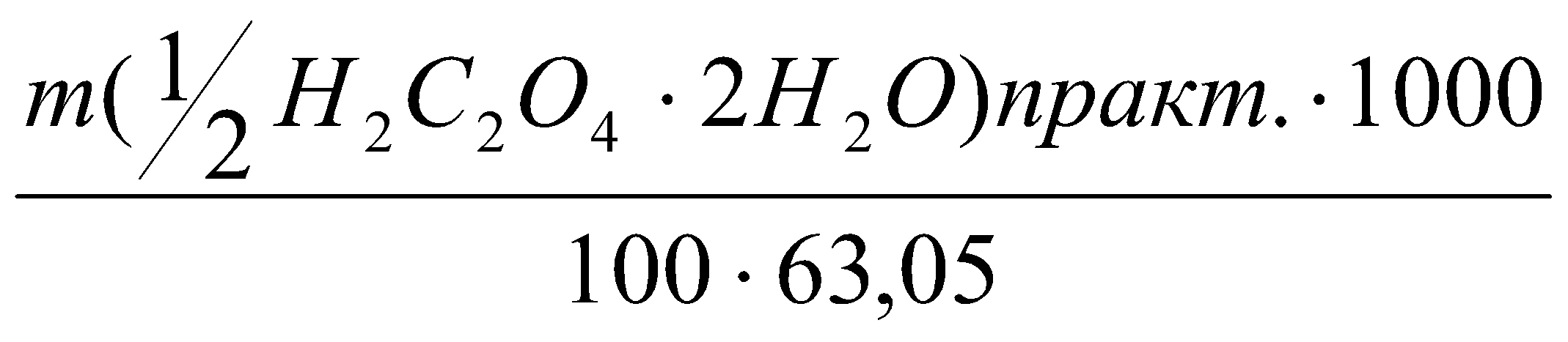
Окиснюючись, щавлева кислота віддає 2 електрони. Фактор еквівалентності 1/z=1/2.

Отже,

m(Н2С2О4∙2Н2О) =  ;

М(1/2 Н2С2О4∙2Н2О) =  = 63,03 г/моль.

Як вже зазначалось, розраховану наважку з точністю до десятитисячних грама на аналітичних терезах практично неможливо, та в цьому і немає потреби. Треба лише знати точну наважку речовини того ж порядку, що і розраховану. А потім уточнити концентрацію за формулою:

C(1/2 Н2С2О4) =  = .

Порядок зважування

Спочатку зважують пустий бюкс на технохімічних терезах. Визначивши приблизну масу бюкса, зважують його на аналітичних терезах з точністю до десятитисячних грама. Потім у бюкс вносять розраховану масу щавлевої кислоти і зважують на аналітичних терезах з точністю до десятитисячних грама:

m(бюкса) –

m(бюкса з наважкою) – m(наважки) –

Наважку через лійку вносять у мірну колбу на 100 см3, додають дистильовану воду, розчиняють щавлеву кислоту. Бюкс декілька разів ополіскують дистильованою водою, ці води вносять теж у мірну колбу. Доводять об’єм колби дистильованою водою до мітки і ретельно перемішують перевертанням колби догори дном.

Таким чином, за точною наважкою щавлевої кислоти отримують 100 см3 титрованого розчину з молярною концентрацією еквівалента з точністю до десятитисячних моль**.**екв/дм3.

Якщо розчин KMnO4 був приготований з іншою концентрацією (0,05 або 0,02 моль**.**екв/дм3), то відповідно і розчин щавлевої кислоти готують з концентрацією такого ж порядку.

**4.1.3. Приклади кількісних визначень методом перманганатометрії.**

**Визначення заліза в солі Мора (FeSO4•(NH4)2SO4• 6H2O)**

***Прилади та реактиви:*** аналітичні терези‚ мірні колби‚ піпетки‚ циліндри.

***Розчини****:* титрант калію перманганат‚ розчин солі Мора‚ сульфатна кислота (10%, 2н).

**Теоретичні положення**

Сіль Мора – кристалічна речовина складу (NH4)2Fe(SO4)2∙6Н2О, що містить йони Fe2+, які визначаються перманганатометричним титруванням.

Під дією окисника KMnO4 йони Fe2+ окиснюються до Fe3+. Реакція відбувається за рівнянням:

10FeSO4+2KMnO4+8H2SO4 =2MnSO4+ 5Fe2(SO4)3+K2SO4+8H2O;

10Fe2+ + 2MnO4¯ +16H+ → 10Fe3+ + 2Mn2+ +8H2O.

***Хід роботи***

1. Зважують на аналітичних терезах точну наважку солі Мора (0‚5 г). Переносять в мірну колбу на 250 мл розчиняють в 10 % сульфатній кислоті для попередження гідролізу солі Мора‚ доводять до мітки дистильованою водою і перемішують.
2. Піпеткою відмірюють точний об’єм розчину (5 мл)‚ переносять в конічну колбу‚ підкислюють 10 мл 2н сульфатної кислоти і титрують розчином калію перманганату до світло-рожевого забарвлення.
3. Титрування повторюють 3 рази.
4. Розраховують вміст феруму (Fe2+) в солі Мора.

| Об’єм розчину солі Мора,  взятий на титрування, см3 | Об’єм розчину KMnO4, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

* + 1. **Перманганатометричне визначення гідроген пероксиду в пергідролі**

**Теоретичні положення**

Визначення базується на реакції окиснення Н2О2 калій перманганатом у кислому середовищі, яке відбувається за реакцією:

2KMnO4+5Н2О2+3Н2SO4→2MnSO4+5O2+K2SO4+8H2O;

MnO4¯ + 5*е* + 8H+ → 2Mn2+ + 4Н2О;

Н2О2 − 2*ē* → O2 + 2H+;

5Н2О2 + 2MnO4-+ 6H+ → 2Mn2+ +5O2 + 8Н2О.

***Хід роботи***

1. Зважують на аналітичних терезах сухий бюкс з кришкою. Потім за допомогою піпетки вносять в бюкс 3-4 краплі пергідролю, закривають бюкс скляною кришкою і зважують на аналітичних терезах.

m(бюкса) –

m(бюкса з наважкою) – m(наважки) –

Маса взятого для аналізу пергідролю повинна бути близько 0,2 г.

1. У бюкс з пергідролем вносять приблизно наполовину дистильованої води. Вміст бюкса через лійку вносять у мірну колбу на 100 см3, бюкс декілька разів ополіскують дистильованою водою, води додають до розчину в мірній колбі. Доводять дистильованою водою об’єм колби до риски і ретельно перемішують. Отримують 100 см3 розчину Н2О2.
2. З цього об’єму відбирають аліквоту 10 см3, переносять в колбу для титрування, додають 5 см3 розчину сульфатної кислоти С(H2SO4)=2 моль**.**екв/дм3.
3. Бюретку заповнюють робочим титрованим розчином калій перманганату і титрують до появи слабко рожевого забарвлення розчину в колбі. У даному випадку нагрівати розчин, який титрується, не потрібно.
4. Розраховують вміст гідроген пероксиду в пергідролі.

| Об’єм розчину Н2О2,  взятий на титрування, см3 | Об’єм розчину KMnO4, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

* + 1. **Перманганатометричне визначення вмісту NaNO2 або KNO2 у технічному продукті**

**Теоретичні положення**

Визначення ґрунтується на окисненні калій перманганатом нітритів до нітратів:

2KMnO4+5KNO2 +3Н2SO4→2MnSO4+5KNO3+K2SO4+3H2O;

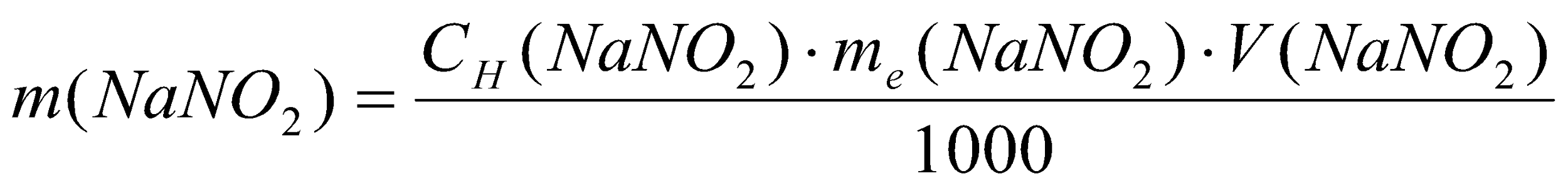
MnO4¯ + 5*е* + 8H+ → 2Mn2+ + 4Н2О;

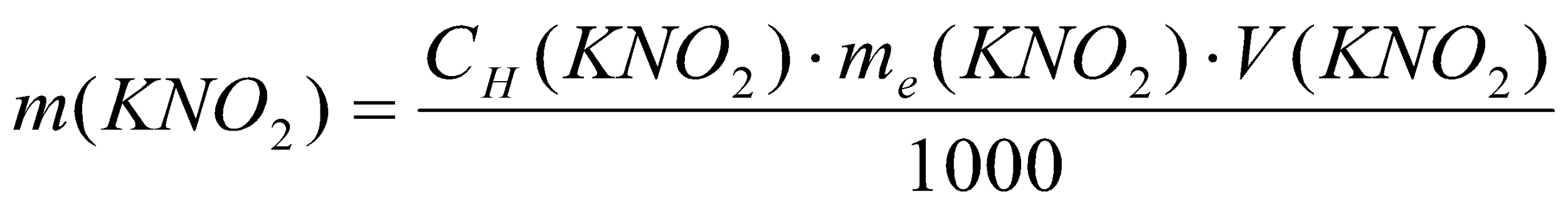
NO2¯ − 2*ē* → NO3¯;

5NO2¯ + 2MnO4¯ +6H+ → 2Mn2+ +5NO3¯+3Н2О.

***Хід роботи***

1. Готують розчин нітритів з молярними концентраціями еквівалентів 0,05 моль**.**екв/дм3. Об’єми розчинів нітритів – 100 см3.





m(бюкса) –

m(бюкса з наважкою) – m(наважки) –

1. Взяту наважку без втрат переносять у мірну колбу на 100 см3, розчиняють у дистильованій воді, доводять водою до мітки, ретельно перемішують. Оскільки нітрити взаємодіють із сульфатною кислотою за рівнянням:

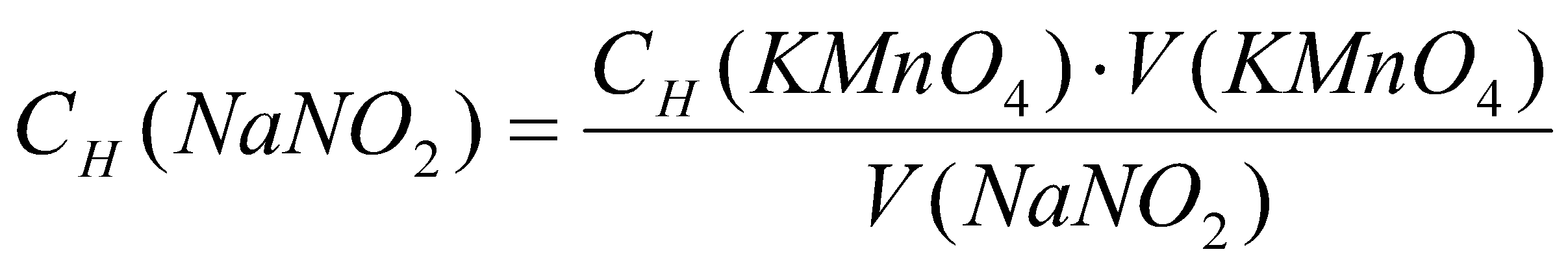
2KNO2 +Н2SO4→2НNO2+K2SO4;

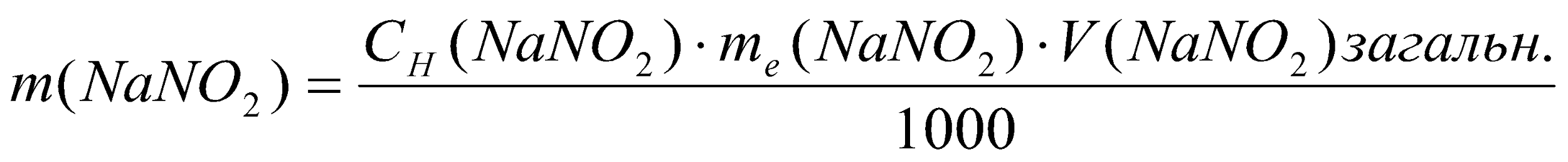
2NaNO2 +Н2SO4→2НNO2+Na2SO4,

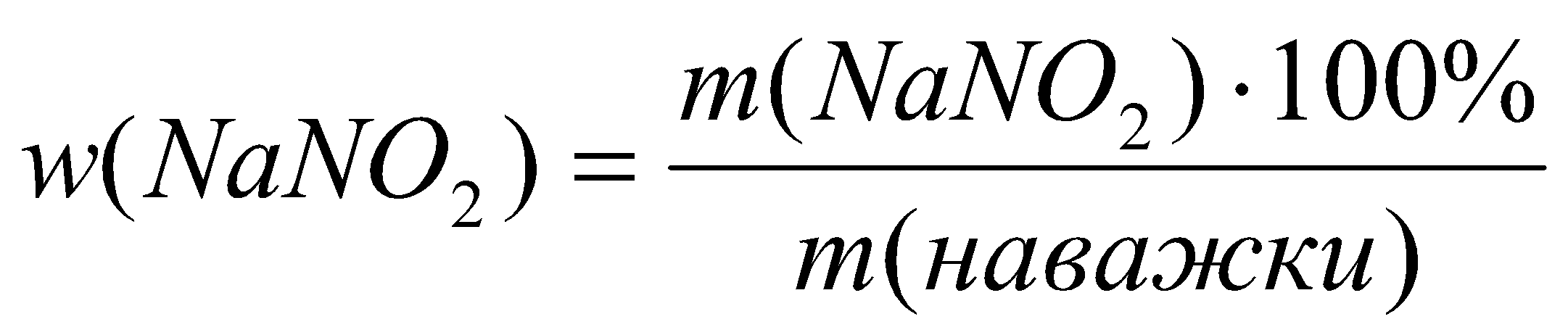
а нітритна кислота зразу ж розкладається, то застосовують зворотний порядок титрування – титрують підкиснений розчин калій перманганату розчином нітриту. Для цього бюретку заповнюють приготованим розчином нітриту, а в колбу для титрування відбирають піпеткою розчин KMnO4 і додають у колбу 5 см3 розчину сульфатної кислоти з С(Н2SO4) = 2 моль**.**екв/дм3. Титрують до зникнення забарвлення розчину KMnO4.

| Об’єм робочого титрованого розчину KMnO4,  взятий на титрування, см3 | Об’єм досліджуваного розчину нітриту, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

1. Розрахунки для NaNO2 або KNO2:







***Контрольні запитання.***

* 1. Який принцип лежить в основі методів окисно-відновного титрування?
  2. Які методи окисно-відновного титрування використовують в хімічному аналізі? Які реакції лежать в основі цих методів?
  3. В чому суть методу перманганатометрії?
  4. Як фіксують точку еквівалентності в перманганатометрії?
  5. В якому середовищі проводять титрування. Чому?
  6. Чому в методі перманганатометрії не використовують соляну чи азотну кислоту для створення кислого середовища?
  7. Чи можна приготувати титрант калію перманганату із точної наважки? Чому?
  8. Як впливає світло на розчин калію перманганату при його зберіганні?
  9. Чому титрування щавлевої кислоти розчином калію перманганату в кислому середовищі потрібно проводити при температурі 70-80оС?
  10. Напишіть рівняння реакції калію перманганату з сіллю Мора в кислому середовищі.

**Лабораторне заняття № 5**

**Тема: ЙОДОМЕТРІЯ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи методу йодометрії. Вміти готувати титранти, виконувати їх стандартизацію, а також проводити кількісні визначення з використанням методу йодометрії.

**Теоретичні положення**

Йодометричний метод аналізу базується на окисно-відновних властивостях йоду:

J2 + 2e– = 2J–

Метод йодометрії використовується як для визначення відновників‚ так і для визначення окисників. Основними титрантами в йодометрії є розчини йоду та натрій тіосульфату.

При визначенні відновників розчин‚ що аналізують безпосередньо титрують розчином йоду. При визначенні окисників до розчину‚ що аналізують додають надлишок калію йодиду і йод‚ який виділився титрують розчином натрію тіосульфату.

Індикатором в йодометрії є розчин крохмалю. При титруванні йодом натрію тіосульфату (при визначенні окисників) крохмаль потрібно додавати в кінці титрування до солом’яно-жовтого розчину тому‚ що велика кількість йоду‚ який виділився‚ буде адсорбована крохмалем і сповільнюється реакція взаємодії йоду з натрію тіосульфатом.

Йодометричне титрування необхідно проводити в умовах, щоб запобігти втрати йоду через його леткість. Для цього титрують при охолодженні розчину і по можливості швидко. Треба враховувати і те, що йодид-іони окиснюються киснем повітря:

2I– + O2 + 4H+ → I2 + 2H2O.

Окисненню йодид-іонів сприяє низьке значення рН розчину і дія сонячного світла. Йодометричне титрування не можна проводити в лужному середовищі. Гідроксид-іони викликають реакцію диспропорціонування йоду:

I2 + 2NaOH → NaOI + NaI + H2O.

**5.1. Приготування титранту натрію тіосульфату і встановлення його нормальності***.*

***Прилади та реактиви:***конічні колби‚ піпетки‚ бюретки‚ мірні колби‚ технохімічні ваги‚ натрію тіосульфат‚ натрію карбонат.

***Розчини:*** калію йодид (10 %)‚ сульфатна кислота 2н‚ титрант калію перманганату‚ крохмаль.

**Теоретичні положення**

Кристалічний натрій тіосульфат Na2S2O3·5Н2О є нестабільною речовиною. Він легко втрачає кристалізаційну воду, у розчині розкладається карбон(ІV) оксидом:

Na2S2O3+СО2+Н2О→ NaНСО3+NaНSО3+ S.

Окиснюється навіть киснем повітря: 2Na2S2O3+О2→ 2Na2SО4+2S.

Тому стандартний титрований розчин натрій тіосульфату за точною наважкою приготувати неможливо.

Готують спочатку розчин натрію тіосульфату з приблизною концентрацією, дають декілька днів для стабілізації приготованого розчину і після цього встановлюють титр розчину за установочною речовиною.

Взаємодія натрій тіосульфату з йодом відбувається за рівнянням:

2Na2S2O3+І2→ 2NaІ+Na2S4О6;

2S2O32––2*ē*→ S4О62–.

***Хід роботи***

1. Розраховують наважку натрію тіосульфату необхідну для приготування 250 мл 0‚1н розчину.
2. На технохімічних вагах беруть наважку натрію тіосульфату‚ близьку до розрахованої‚ переносять її в мірну колбу на 250 мл‚ розчиняють в охолодженій дистильованій воді‚ додають 0‚4-0‚5 % (по відношенню до маси натрію тіосульфату) натрію карбонату і доводять розчин до мітки. Колбу залишають в темному місці на 5-6 діб.
3. В колбу для титрування наливають послідовно 8-10 мл 10 % розчину калію йодиду‚ 10-15 мл 2н сульфатної кислоти і точний об’єм 10-15 мл титранту калію перманганату. Добре перемішують вміст колби і витримують в темному місці 5 хв. до закінчення реакції.
4. Суміш розбавляють 50-100 мл води і титрують розчином натрію тіосульфату при безперервному помішуванні до зміни бурого забарвлення розчину в солом’яно-жовтий. Потім додають 1-3 мл розчину крохмалю і титрують до знебарвлення розчину.
5. Титрування проводять 2-3 рази. Знаходять середнє значення і розраховують нормальність розчину натрію тіосульфату.

**5.2. Приготування розчину йоду і встановлення його нормальності.**

***Прилади та реактиви:*** технохімічні ваги‚ мірні колби 250 мл‚ піпетки‚ бюретки‚ конічні колби‚ йод‚ калію йодид.

***Розчини:***титрант натрію тіосульфат‚ крохмаль.

***Хід роботи***

1. Розраховують наважку для приготування 250 мл 0‚1н розчину йоду.
2. На технохімічних вагах зважують наважку йоду‚ близьку до розрахованої.
3. У колбу на 250 мл переносять 5-6 г чистого калію йодиду і розчиняють його у 15 мл води. Потім переносять в колбу наважку йоду і після його розчинення доливають водою до мітки.
4. Відібрану аліквоту розчину 10 мл титрують розчином натрію тіосульфату так‚ як вказано в попередньому визначенні.
5. Титрування повторюють 3 рази‚ визначають середній об’єм і розраховують нормальність йоду.

**5.3. Приклади кількісних визначень методом йодометрії**

**5.3.1. Визначення купрум (ІІ) в мідному купоросі**

***Прилади та реактиви:*** аналітичні терези, циліндри, мірні колби, конічні колби, піпетки, бюретки, купрум сульфат (СuSO4·5H2O).

***Розчини*:** калію йодид (10 %), сульфатної кислоти (2н), титрант розчин натрію тіосульфату, крохмаль.

**Теоретичні положення**

Визначення базується на окисних властивостях Сu2+-іонів:

2CuSO4+4КІ→2CuI+I2+2K2SO4;

Cu2+ + *ē*→Cu+;

2I¯ – 2*ē*→I2;

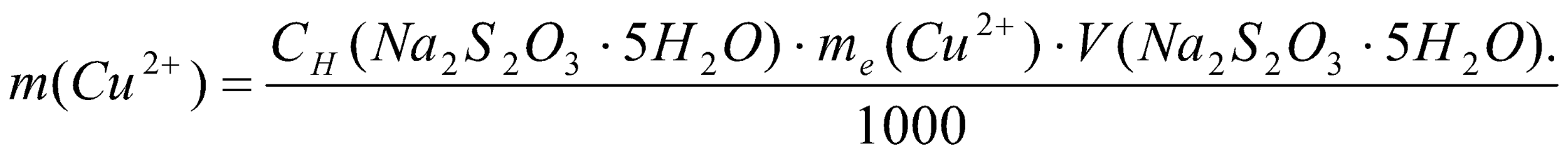
2Cu2+ + 2I¯→2Cu+ + I2.

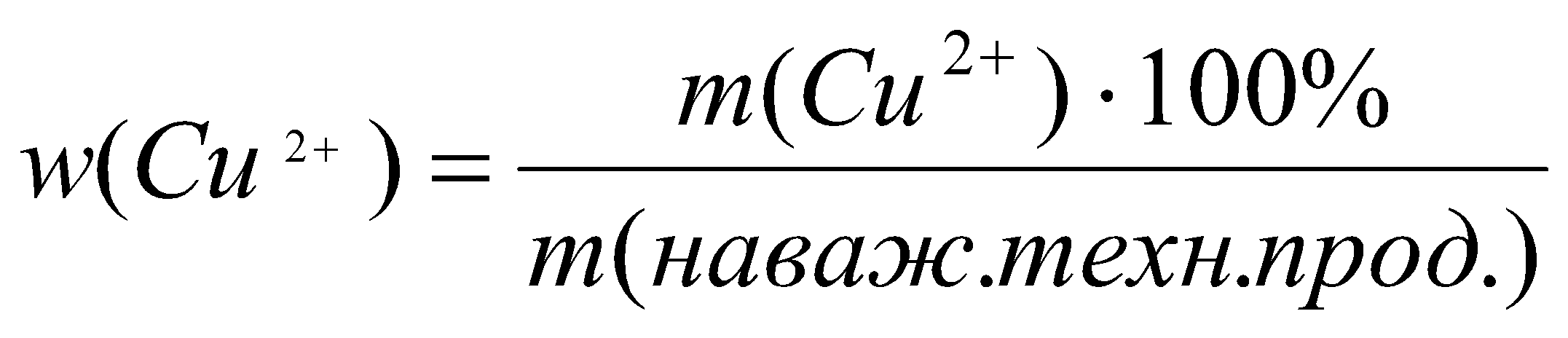
***Хід роботи***

1. Зважують точну наважку мідного купоросу (6 г).
2. Розчиняють в мірній колбі на 250 мл.
3. Відбирають піпеткою аліквотну частину розчину (10 мл) в колбу для титрування, додають циліндром 8 мл 10%-ного розчину калію йодиду та 8 мл розчину 2н сульфатної кислоти. Розчин добре перемішують та залишають в темному місці на 5 хвилин.
4. Титрують вміст колби розчином натрію тіосульфату до солом’яно-жовтого кольору, додають 2 мл розчину крохмалю та продовжують титрування до зникнення синього забарвлення. Титрування повторюють 3 рази.

| Об’єм досліджуваного розчину CuSO4,  взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого титрованого розчину Na2S2O3**.**5Н2О, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

1. Визначають вміст купруму в мідному купоросі у відсотках.





**5.3.2. Визначення вмісту хрому в калію дихроматі**

***Прилади та реактиви:*** аналітичні терези, циліндри, мірні колби (250 мл), конічні колби, піпетки, бюретки, калію дихромат.

***Розчини*:** калію йодид (10 %), сульфатної кислоти (2н), титрований розчин натрію тіосульфату, крохмаль.

***Хід роботи***

1. Зважують точну наважку калію дихромату (1,2 г) кількісно переносять її в мірну колбу на 250 мл, розчиняють та доводять водою до мітки.
2. Відмірюють піпеткою точний об’єм розчину 10 мл переносять в конічну колбу, додають циліндром 8 мл 10%-вого розчину калію йодиду та 8 мл розчину 2н сульфатної кислоти. Розчин добре перемішують та залишають в темному місці на 5 хвилин.
3. Після цього додають 50-100 мл води і титрують розчином натрію тіосульфату до солом’яно-жовтого кольору, додають 2 мл розчину крохмалю та продовжують титрування до зникнення синього та появи зеленого забарвлення.
4. Титрування повторюють 3 рази.
5. Визначають вміст хрому в калію дихроматі у відсотках.

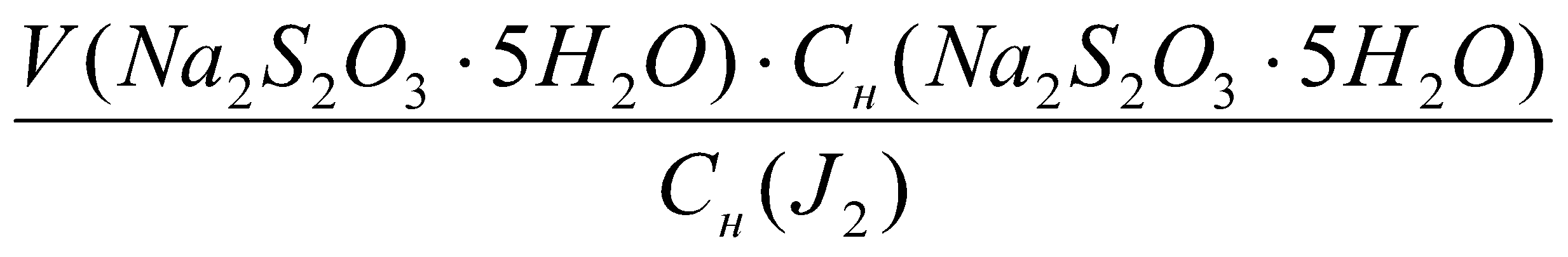
**5.3.3. Визначення вмісту Na2S в технічному натрію сульфіді**

***Прилади та реактиви:*** аналітичні терези, циліндри, мірні колби (250 мл), конічні колби, піпетки, бюретки, натрію сульфід технічний.

***Розчини:*** титрант йоду, хлоридної кислоти (2н), титрант натрію тіосульфату.

***Хід роботи***

1. Зважують точну наважку (приблизно 1 г) натрію сульфіду кількісно переносять її в мірну колбу на 250 мл, розчиняють та доводять водою до мітки.
2. Відбирають піпеткою точний об’єм розчину 20 мл переносять в конічну колбу. Після цього додають точний об’єм розчину йоду (20 мл), 10 мл розчину 2н хлоридної кислоти.
3. Йод, що не прореагував (надлишок) відтитровують розчином натрію тіосульфату.
4. Титрування повторюють 3 рази. Обчислюють вміст натрію сульфіду в аналізованому розчині в відсотках. Для цього спочатку визначають об’єм розчину йоду, який прореагував із взятим об’ємом аналізованого розчину:

*V(J2) = V1(J2) -* 

де V(J2) – об’єм титрованого розчину, витрачений на реакцію з розчином аналізованого розчину,

V1(J2) – об’єм титрованого розчину йоду, доданого до проби аналізованої речовини.

***Контрольні запитання***

1. В чому суть методу йодометрії ?
2. Який індикатор використовують в методі йодометрії?
3. Назвіть умови виконання йодометричних визначеннях?
4. Як проводиться визначення окисників йодометричним методом?
5. Як проводиться визначення відновників методом йодометрії?
6. Чи можна приготувати титрант натрію тіосульфату шляхом розчинення точної наважки? Чому?
7. Напишіть рівняння реакцій, які лежать в основі кількісних визначень купруму (ІІ) в мідному купоросі, хрому в калію дихроматі, натрію сульфіду в технічному натрію сульфіді.

**Лабораторне заняття № 6**

**Тема: ТИТРИМЕТРИЧНІ МЕТОДИ ОСАДЖЕННЯ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи методів осадження. Вміти готувати титранти, виконувати їх стандартизацію, а також проводити кількісні визначення з використанням методів аргентометрії та роданометрії.

**Теоретичні положення**

Титриметричні методи осадження базуються на використанні при титруванні реакцій, які супроводжуються утворенням малорозчинних сполук. До розчину досліджуваної речовини додають еквівалентну кількість осаджувача у вигляді стандартного розчину. До реакцій в осаджувальному титруванні пред'являються такі вимоги:

- утворений осад повинен бути практично нерозчинним (ДР<10ˉ10-10ˉ12);

- реакція осадження повинна відбуватися швидко, кількісно,  
стехіометрично,без утворення пересичених розчинів;

- у процесі осадження не повинні відбуватись реакції  
співосадження;

- повинна бути надійна можливість фіксувати точки  
еквівалентності.

Серед титриметричних методів осадження найбільше значення мають аргентометрія, роданометрія, меркурометрія.

* 1. **Аргентометрія**

**Теоретичні положення**

Метод заснований на застосуванні як осаджувача стандартного розчину арґентум нітрату:

Ag++Anˉ→AgAn↓.

Метод застосовується головним чином для кількісного визначення галогенід-іонів, а також для визначення Ag+-іонів. В останньому випадку титрантом є титрований розчин NaCl чи КС1.

**6.1.1 Приготування та стандартизація титранту** **аргентум нітрату**

Робочий розчин AgNО3 застосовується у визначенні за методом Мора. Кристалічний AgNО3 не відповідає вимогам до первинних стандартів. Під дією світла арґентум нітрат розкладається. Робочий розчин AgNО3 є вторинним стандартом, готується не за наважкою AgNО3. Спочатку отримують розчин з приблизною концентрацією 0,1 моль**.**екв/дм3 або 0,05 моль**.**екв/дм3, а потім стандартизують цей розчин за хімічно чистими NaCl чи КС1. Взаємодія між агентум нітратом і хлоридом відбувається за рівнянням:

AgNО3+KСl→AgCl↓+KNО3.

Індикатором для встановлення точки еквівалентності є розчин К2СrО4. Застосування цього індикатора засновано на тому, що при титруванні хлорид-ioнів у присутності СrO42ˉ в першу чергу осаджуються Сlˉ. ДP(AgCl) = 1,78**.**10ˉ10; S(AgCl) = l,2.10ˉ5 моль**.**екв/дм3. Після повного осадження хлорид-іонів надлишкова крапля AgNО3 викликає утворення цегляно-червоного осаду Ag2CrО4. ДP(Ag2CrО4) = 2,1.10ˉ12; S(Ag2CrО4) = 8,1.10ˉ5 моль**.**екв/дм3.

**Приготування титранту AgNО3**

Розраховують наважку арґентум нітрату для приготування заданого об'єму (наприклад, 1000 см3) розчину із заданою молярною концентрацією еквівалента.

Нехай необхідно приготувати 1 дм3 розчину AgNО3 з С(1/1AgNО3) = 0,05 моль**.**екв/дм3. Тоді:

m(AgNO3) **=** С(1/1 AgNО3) ∙ V (AgNО3(p)) ∙ M (1/1AgNО3) =

1000

= 0.05∙1000∙169.87 **=** 8.4935 г

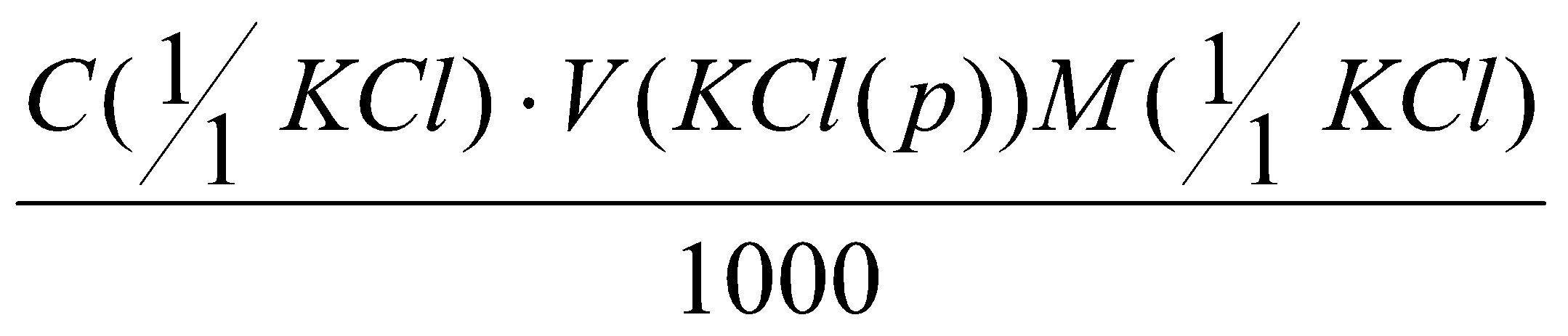
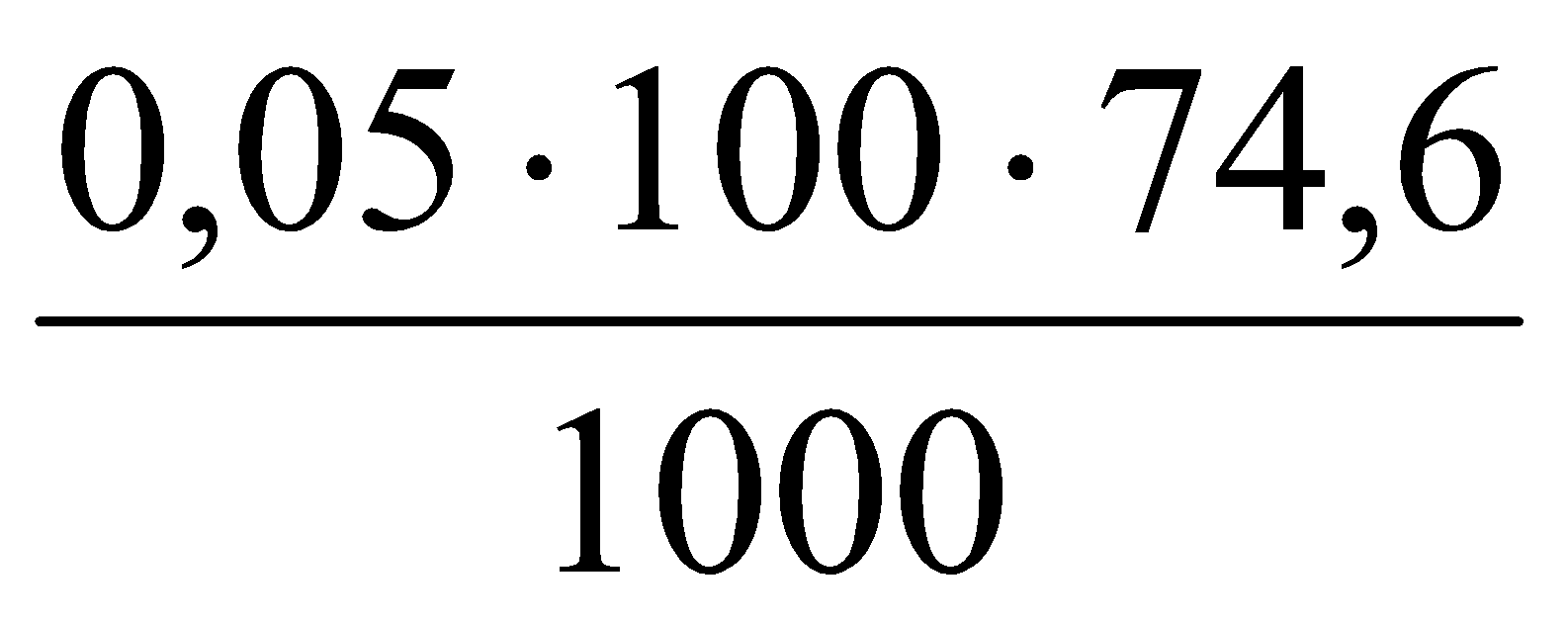
1000

Взяту наважку кількісно переносять у мірну колбу на 1 дм3, розчиняють у дистильованій воді і доводять водою до мітки колби, ретельно перемішують. Отриманий розчин може бути злегка мутним, якщо в дистильованій воді, що використана для приготування розчину, були присутні хлорид-іони. У такому разі отриманий розчин слід профільтрувати через щільний фільтр. Профільтрований розчин AgNО3 переносять у склянку із темного скла, закриту скляним корком.

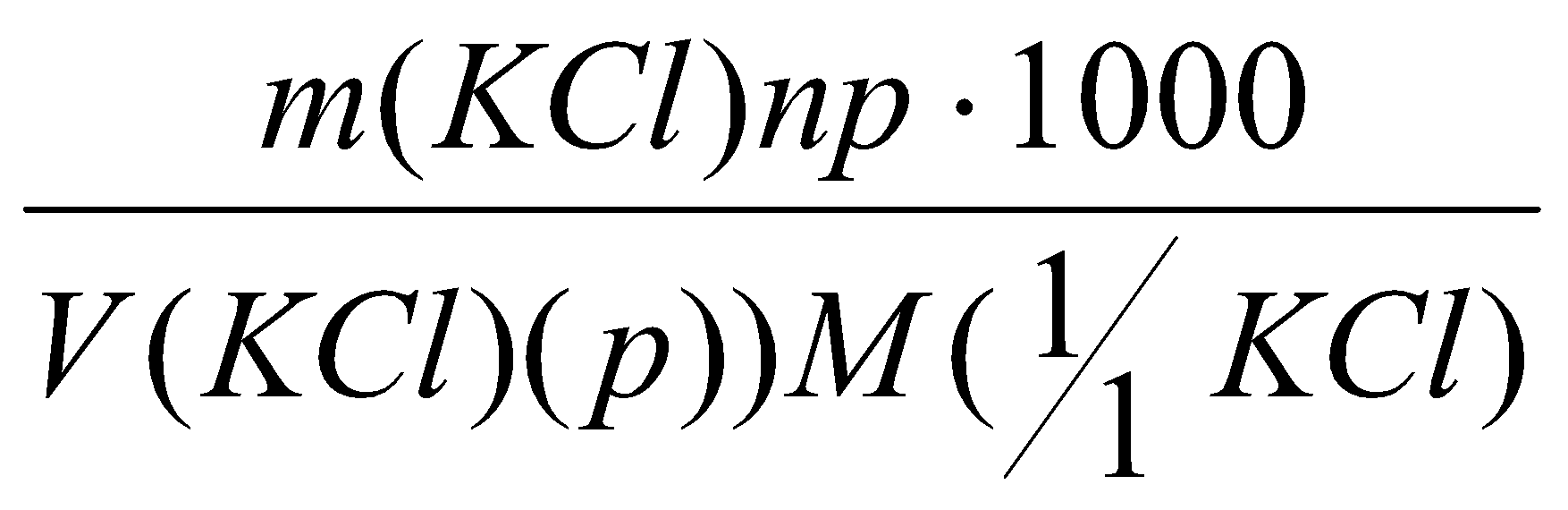
**Стандартизація титранту AgNО3**

Як первинний стандарт використовують титрований розчин NaCl чи КС1. Розраховують масу наважки хімічно чистого КС1 для приготування установочного титрованого розчину калій хлориду заданого об'єму і заданої концентрації. Причому, концентрація установчого розчину повинна бути такого ж порядку, що і концентрація титранту AgNO3.

Нехай треба приготувати 100 см3 титрованого розчину калій хлориду з молярною концентрацію еквівалента 0,05 моль**.**екв/дм3.

m(KCl**)** = =  = 0,3730 г

Як вже зазначалося, взяти розраховану масу з точністю до десятитисячних грама неможливо. Тоді беруть наважку так, щоб вона не набагато відрізнялася від розрахованої і уточнюють концентрацію розчину, виходячи з практично взятої маси речовини, за формулою:

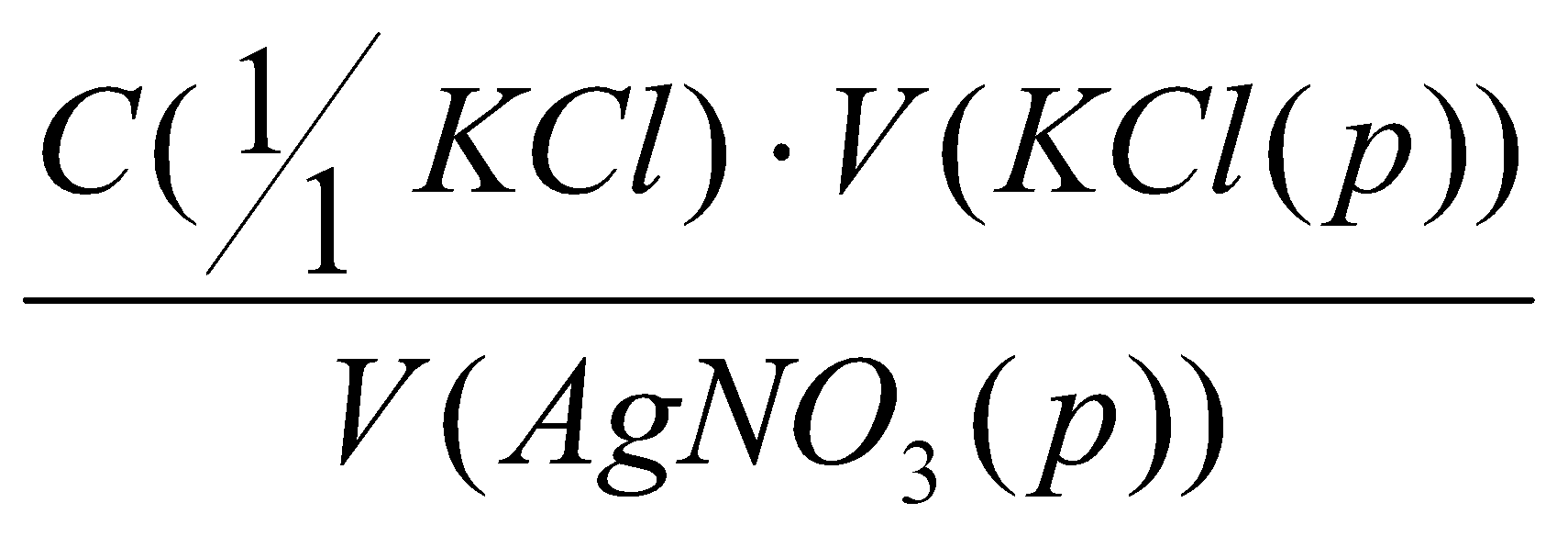
С(KCl**)** =

**Стандартизація титранту AgNО3 за титрованим розчином КС1**

Бюретку заповнюють робочим розчином AgNО3, концентрацію якого треба встановити з точністю до десятитисячних моль**.**екв/дм3. У колбу для титрування піпеткою вносять 10 см3 титрованого розчину КС1, додають близько 1 см3 розчину К2CrO4 (w = 5 %). Титрують розчином AgNО3 при енергійному перемішуванні вмісту колби для встановлення адсорбційної рівноваги. Кінець титрування визначається в той момент, коли жовте забарвлення рідини із скаламученим осадом набуде від одної краплі розчину AgNО3 червонуватий відтінок.

| Об’єм титрованого установчого розчину КС1,  взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого розчину AgNО3, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

С(1/1AgNО3) ∙ V(AgNО3(p)) = С(1/1КС1) ∙V(KCl(p))

С(1/1AgNО3) =

* + 1. **Приготування та стандартизація титранту амоній роданіду**

Робочий розчин NH4SCN застосовується у титриметричних визначеннях за методом Фольгарда. Роданіди легко окиснюються, не відповідають вимогам до первинних стандартів. Тому за наважкою приготувати стандартний робочий розчин неможливо. У роданометричному методі Фольгарда титриметричного аналізу застосовують стандартні розчини амоній тіоціанату або калій тіоціанату з молярними концентраціями еквівалента 0,1 моль**.**екв/дм3 чи 0,05 моль**.**екв/дм3. У методі Фольгарда робочим розчином є також розчин арґентум нітрату. Методом прямого титрування визначають Ag+-ioни та SCN--іони у присутності індикатора – солей Fe(III) у вигляді залізо амонійного галуну NH4Fe(SО4)2∙12Н2О.

Визначення солей Аргентуму засновано на реакції:

Ag++SCN→AgSCN↓; ДP(AgSCN)=l,l.10-12.

Після повного осадження Ag+ -іонів надлишкова крапля титранту реагує з Ре3+-іонами з утворенням водорозчинних комплексів, що містять йони [Fe(SCN)]2+, [Fe(SCN)2]+, [Fe(SCN)6]3-, а також [Fe(SCN)3].

Непрямий метод Фольгарда передбачає пряме титрування досліджуваного іона розчином AgNО3, але до досліджуваного розчину галогеніду, підкисненого нітратною кислотою, додають індикатор – розчин залізоамонійного галуну та невелику кількість (близько 0,1см3) розчину NH4SCN та титрують до зникнення червоного забарвлення [Fe(SCN)3], що утворюється при взаємодії Fе3+-іонів з SCN--ioнами.

Спочатку Ag+-іони взаємодіють з галогенід-іонами:

Ag++Hal-→AgHal↓

Надлишкова крапля реагенту AgNО3 взаємодіє з забарвленим [Fe(SCN)3], внаслідок чого розчин над осадом знебарвлюється:

[Fe(SCN)3] + 3Ag+→3AgSCN↓+ Fe3+.

У методі зворотного титрування використовується 2 титранти – розчин AgNО3 та розчин NH4SCN або KSCN.

До розчину галогеніду, що аналізується, додають у надлишку певний об'єм стандартного розчину AgNО3:

Ag++Hal-→AgHal↓

Надлишок Ag+-іонів відтитровують стандартним розчином NH4SCN у присутності індикатора – розчину залізоамонійного галуну:

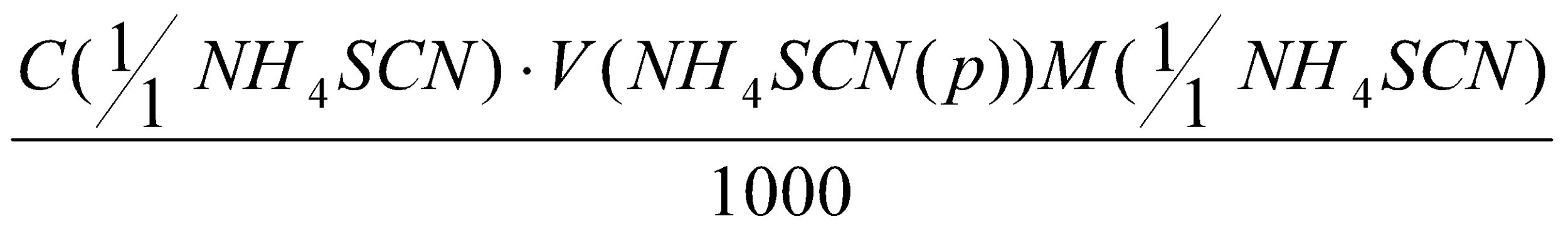
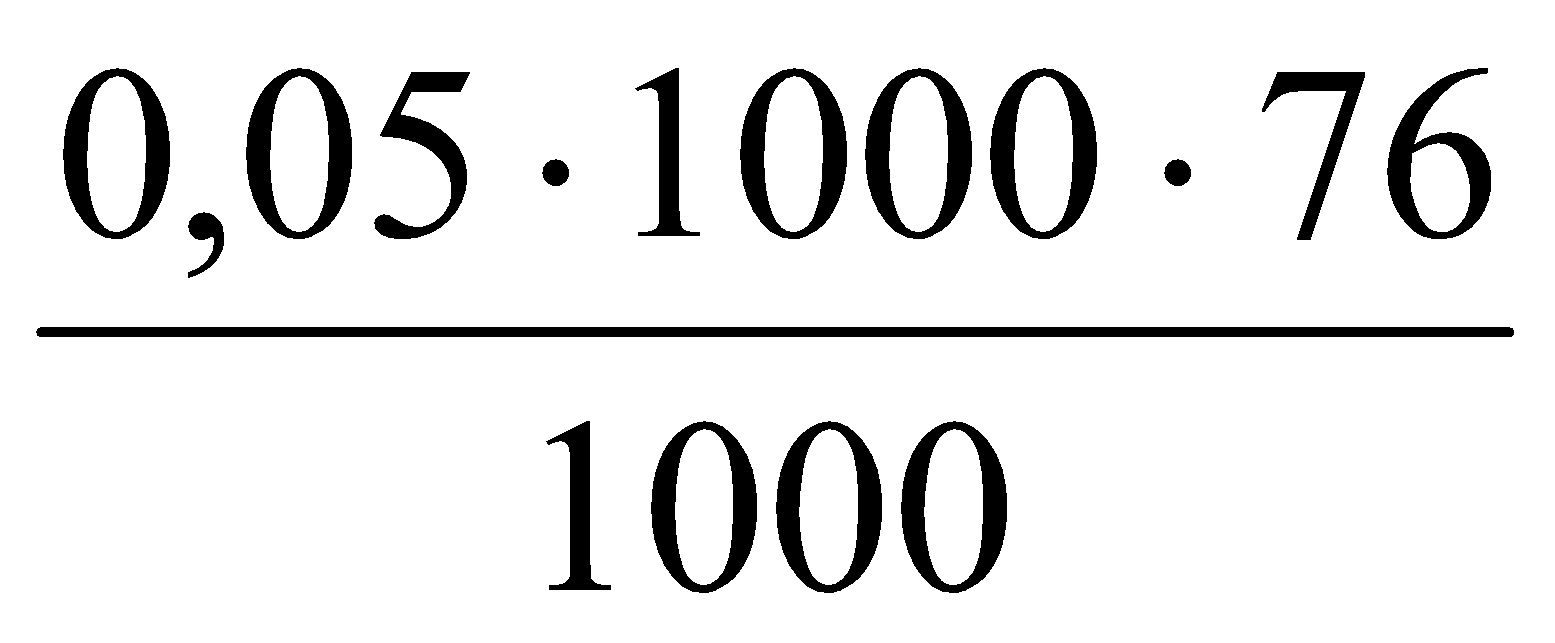
Ag+ + SCN- →AgSCN↓;

Fe3++ 3SCN-→ [Fe(SCN)3].

У кінцевій точці титрування розчин над осадом забарвлюється в червоний колір.

**Приготування титранту амоній роданіду**

Розраховують масу наважки кристалічного NH4SCN для приготування заданого об’єму робочого розчину з приблизною молярною концентрацією еквівалента. Нехай треба приготувати 1 дм3 робочого розчину NH4SCN з молярною концентрацією еквівалента 0,05 моль**.**екв/дм3.

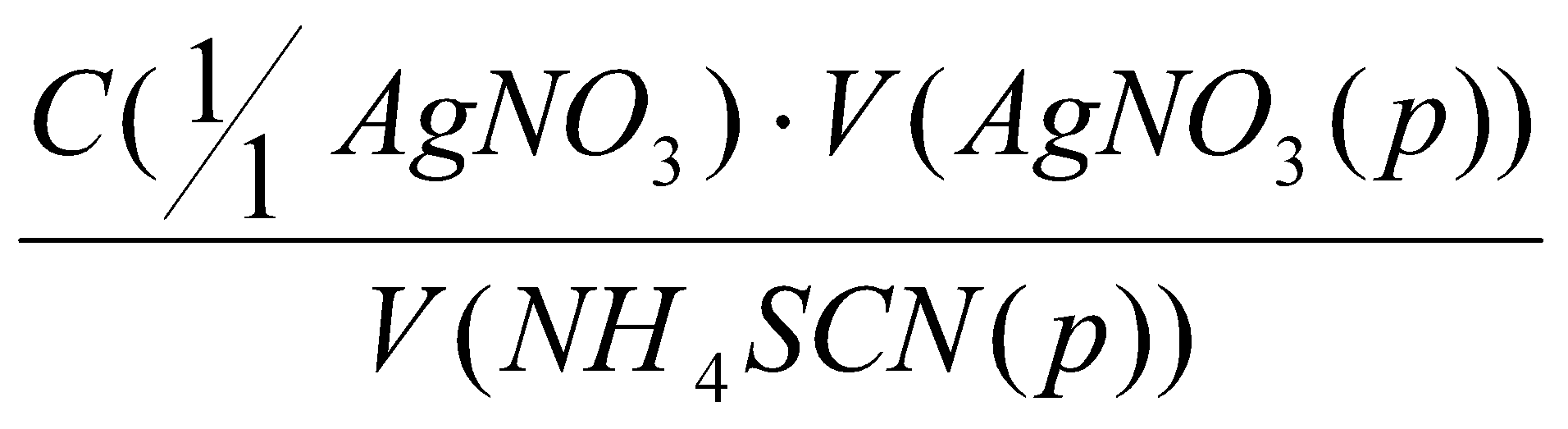
m(NH4SCN) =  =  = 3,8 г

Отриману наважку переносять у мірну колбу на 1 дм3, розчиняють у дистильованій воді і доводять водою до мітки колби, ретельно перемішують.

**Стандартизація отриманого титранту NH4SCN**

Розчин NH4SCN, концентрацію якого треба встановити, вносять у бюретку. Розчин AgNО3 з установленою концентрацією відбирають піпеткою 10 см3 в колбу для титрування, додають близько 0,5 см3 індикатора – розчину залізоамонійного галуну і титрують розчином NH4SCN енергійно перемішуючи вміст колби до появи червонуватого забарвлення розчину, яке не зникає протягом 30 секунд.

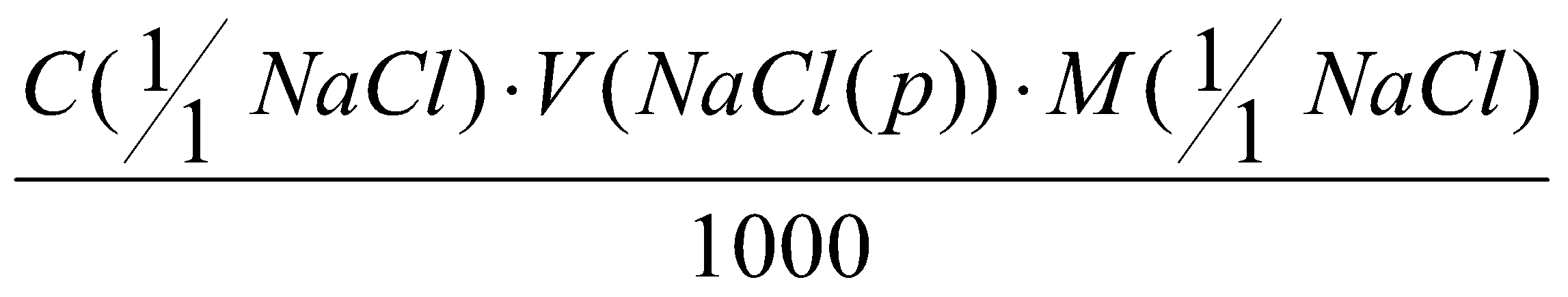
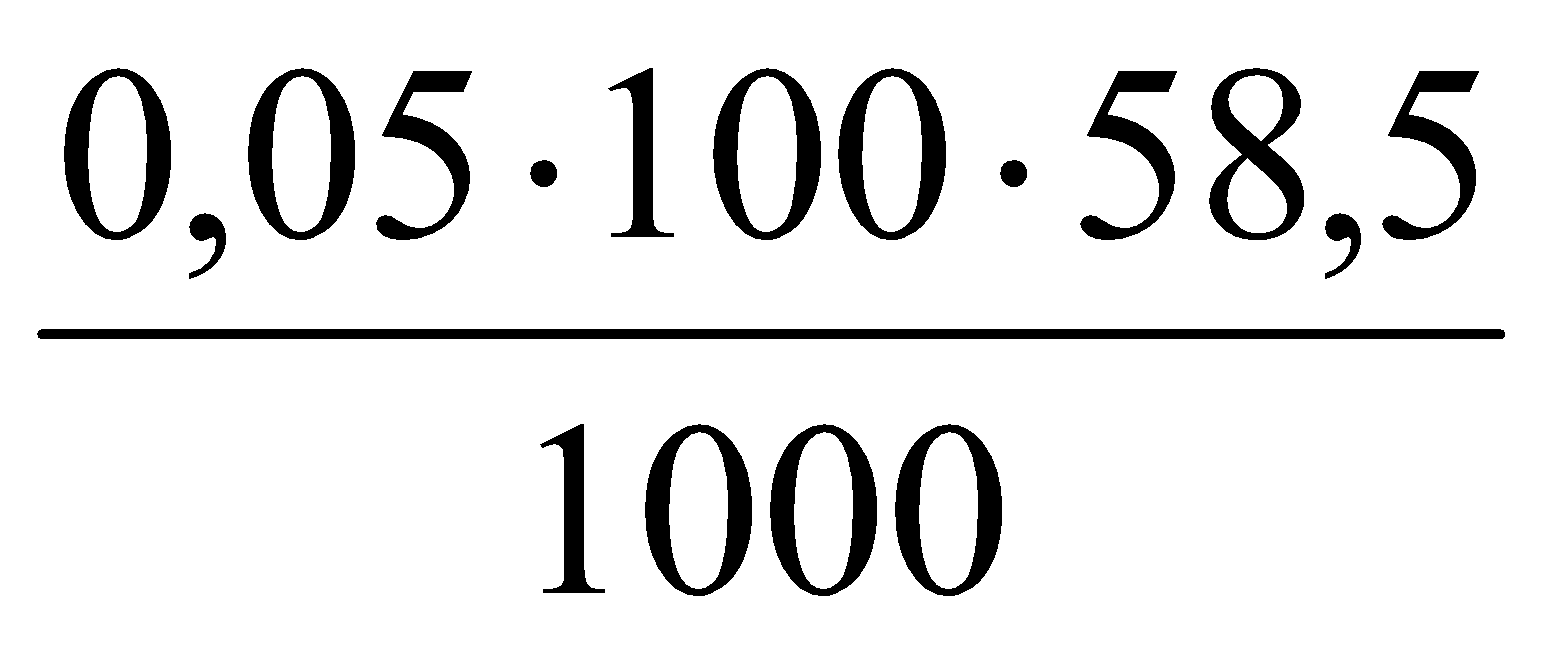
| Об’єм титрованого розчину AgNО3,  взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого розчину NH4SCN, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

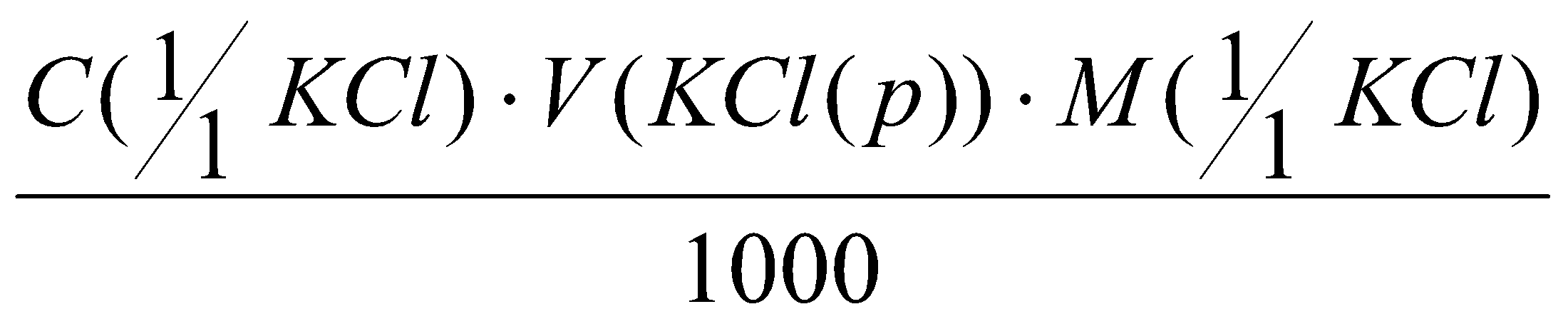
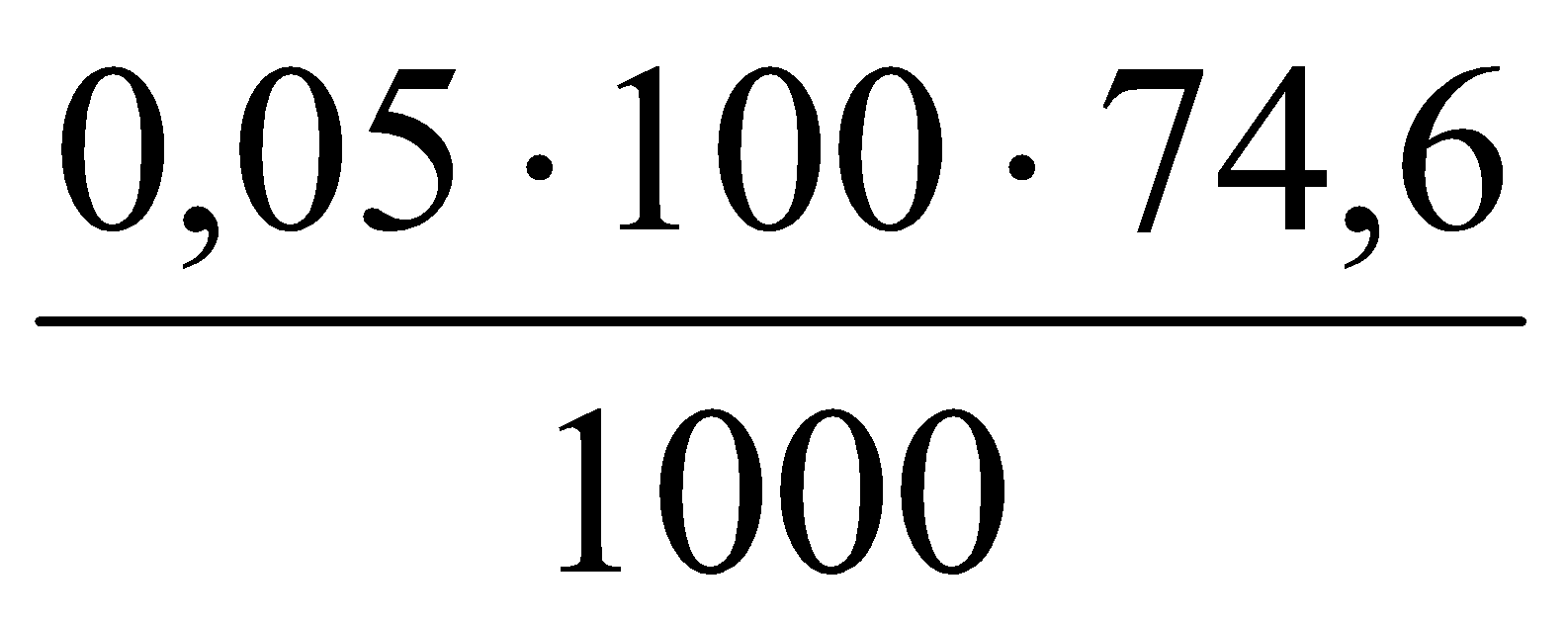
С(1/1NH4SCN) =

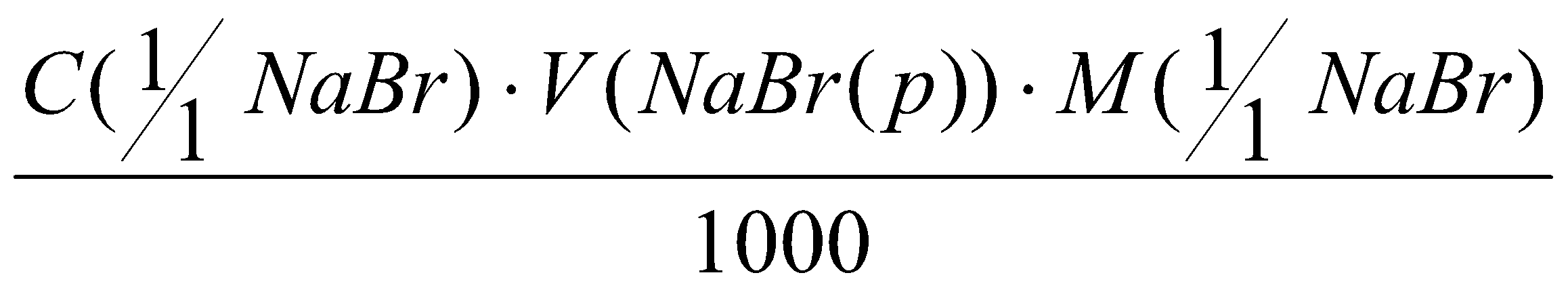
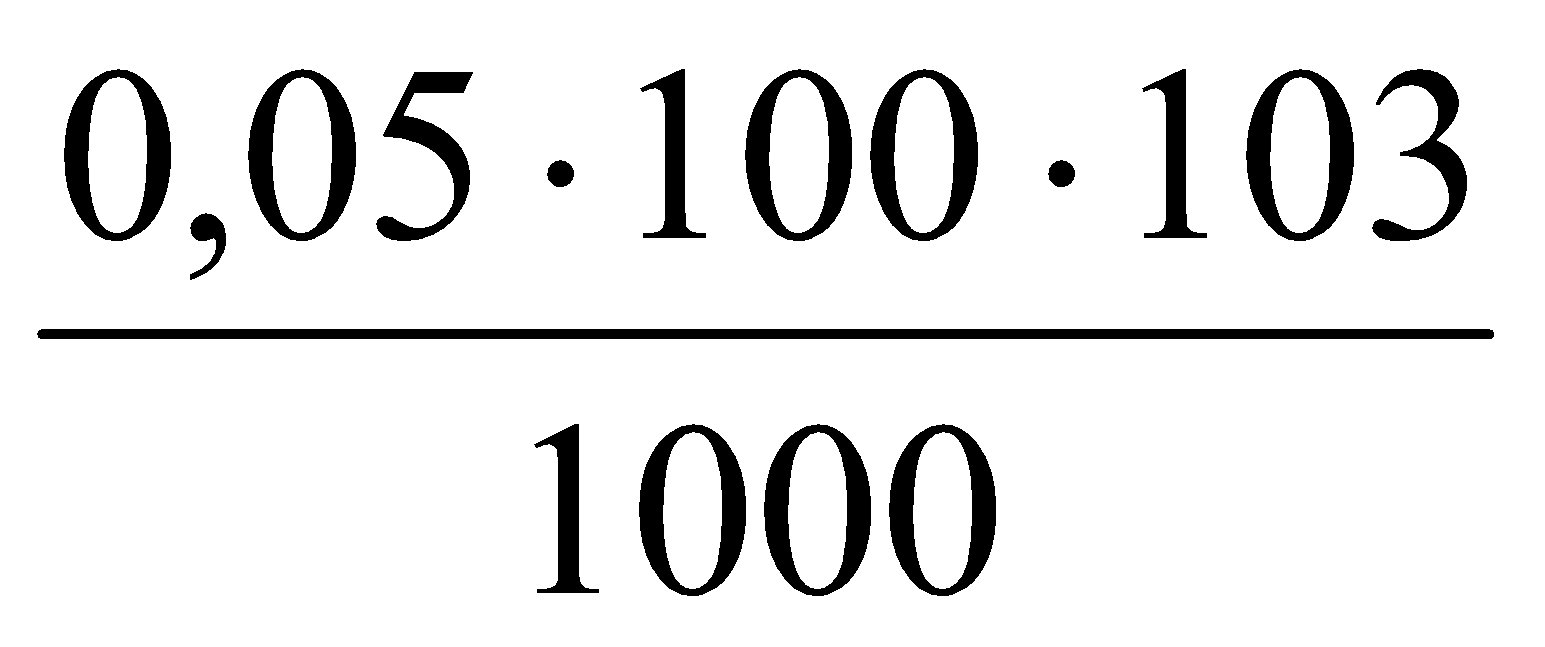
**6.1.3. Аргентометричне визначення хлоридів і бромідів за методом Мора**

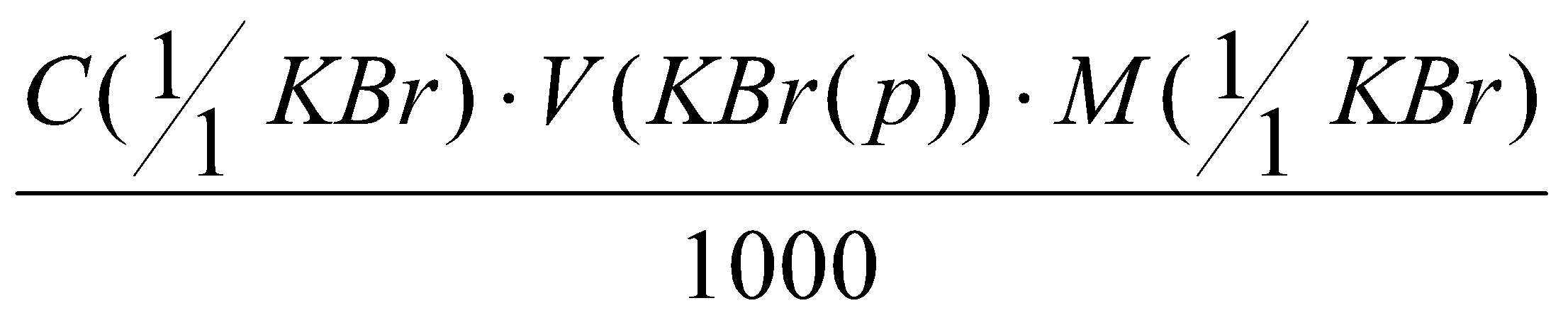
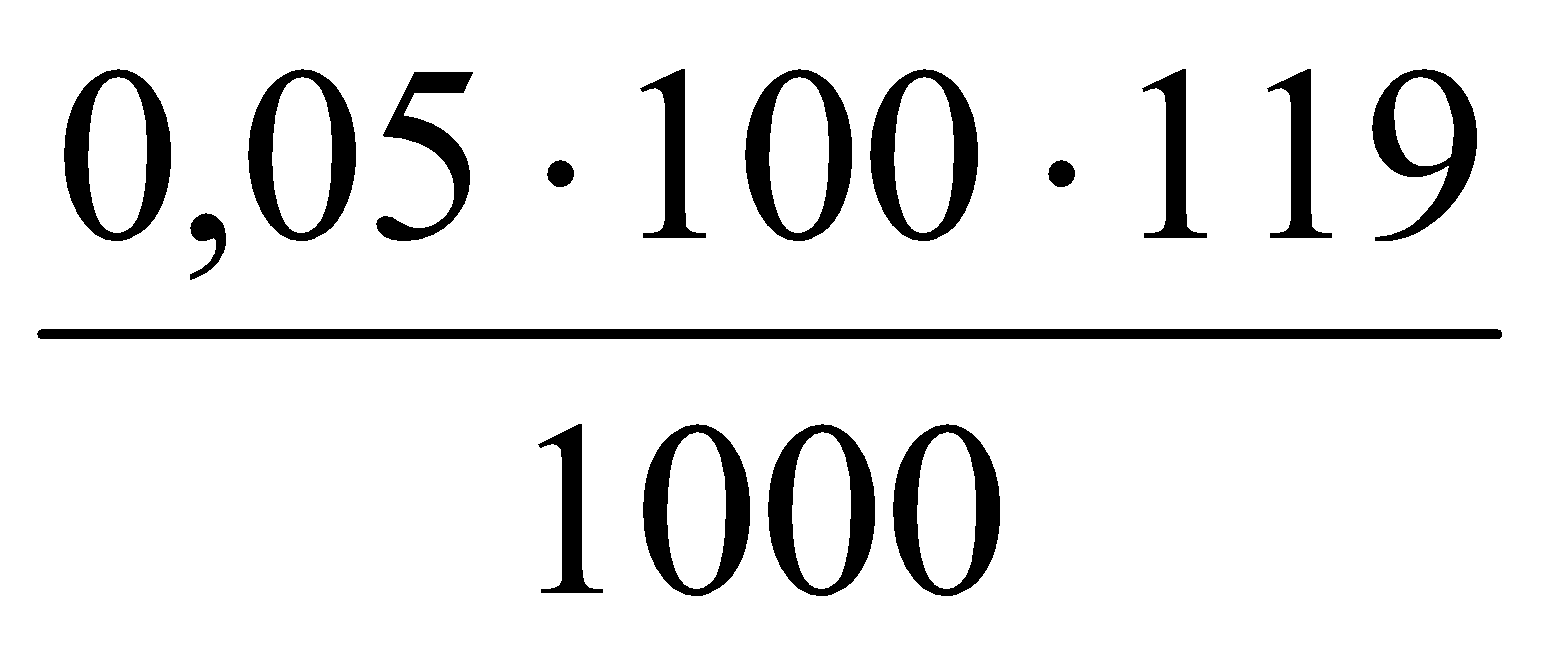
Цей метод застосовується тільки для визначення хлоридів і бромідів і непридатний для визначення йодидів і роданідів, титрування яких супроводжується утворенням колоїдних систем і адсорбцією, що унеможливлює встановлення кінцевої точки титрування. Метод не можна застосовувати в кислих і сильно лужних середовищах. У кислому середовищі індикатор цього методу К2СrO4 переходить у К2Сr2O7, який утворює при взаємодії з робочим розчином AgNO3 червоний осад Ag2Cr2O7, що розчиняється в кислоті. У сильно лужному середовищі утворюється AgOH і Ag2O. Тому рН середовища при титруванні за цим методом повинен бути не меншим 6,5 і не більше 10. Іони, які утворюють з хромат-іонами осади відповідних хроматів, заважають визначенню за методом Мора. За цим методом не можна титрувати забарвлені розчини, що маскують забарвлення арґентум хромату в точці еквівалентності. Титруванню за цим методом заважають також аніони, які з Ag+-ioнами робочого розчину утворюють малорозчинні сполуки.

Для дослідження беруть кристалічний NaCl, NaBr, КС1, KBr. Для приготування розчинів цих речовин із заданим об’ємом і молярною концентрацією еквівалентів розраховують наважки. Нехай заданий об'єм – 100 см3, молярна концентрація еквівалента повинна бути такого ж порядку, як і концентрація приготованого робочого розчину AgNО3, тобто 0,05 моль**.**екв/дм3.

m(NaCl**)** =  =  = 0,2925 г

m(KCl**)** =  =  = 0,3730 г

m(NaBr**)** =  =  = 0,5150 г

m(KBr**)** =  =  = 0,5950 г

m(бюкса) -

m(бюкса з наважкою) -

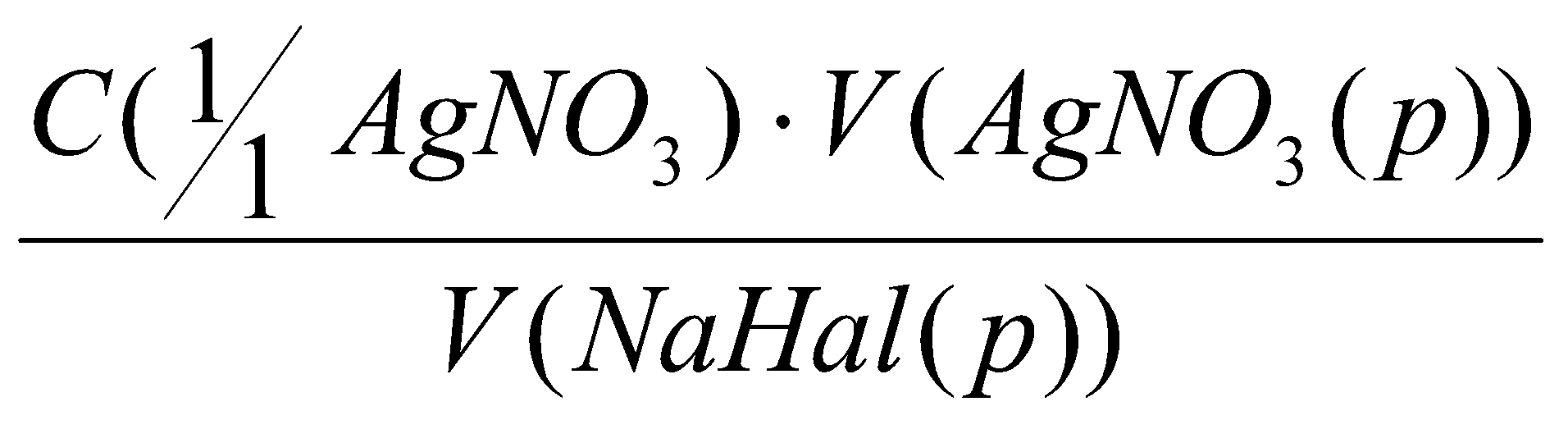
m(наважки) -

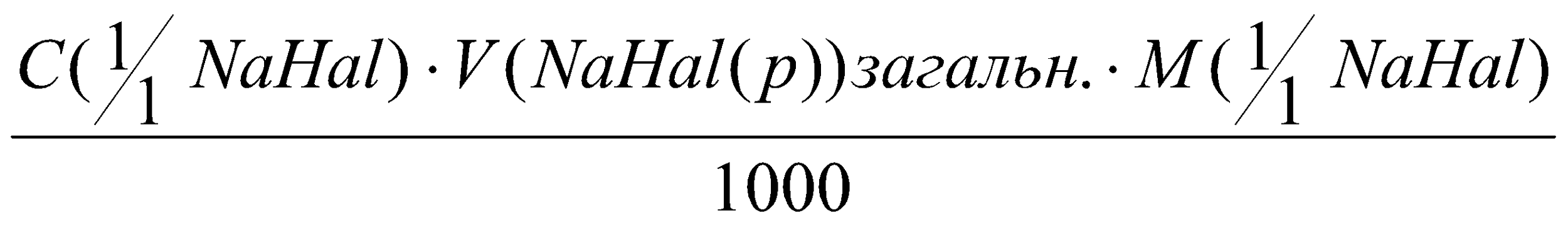
Взяту наважку без втрат переносять у мірну колбу на 100 см3, розчиняють у дистильованій воді, доводять водою до риски колби, ретельно перемішують.

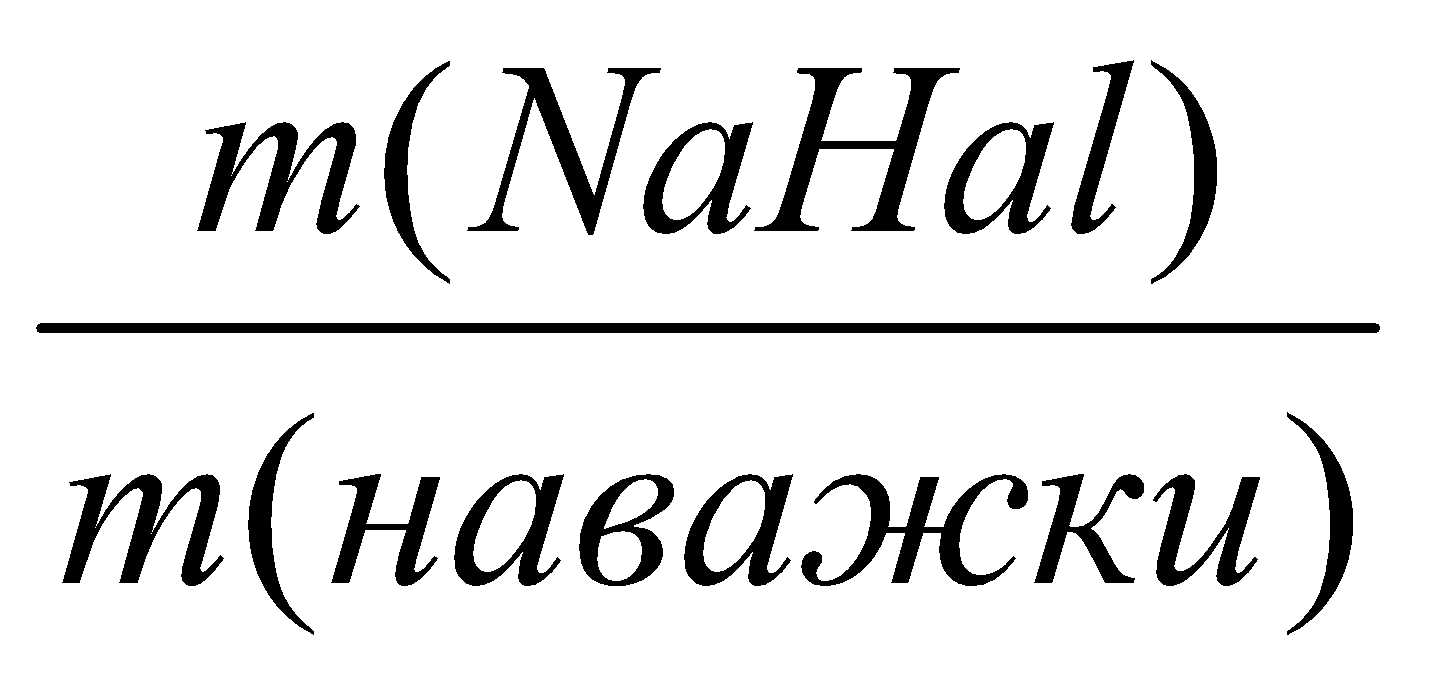
Бюретку заповнюють робочим розчином AgNO3. Відбирають піпеткою 10 см3 приготованого розчину хлориду в колбу для титрування, додають до цього розчину близько 1 см3 розчину К2СrO4 (w=5 %) і титрують енергійно перемішуючи вміст колби до переходу жовтого забарвлення до червоного відтінку від однієї краплі розчину AgNО3.

| Об’єм розчинів відповідного галогеніду,  взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого титрованого розчину NH4SCN, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

Розрахунки для NaHal чи КHal:

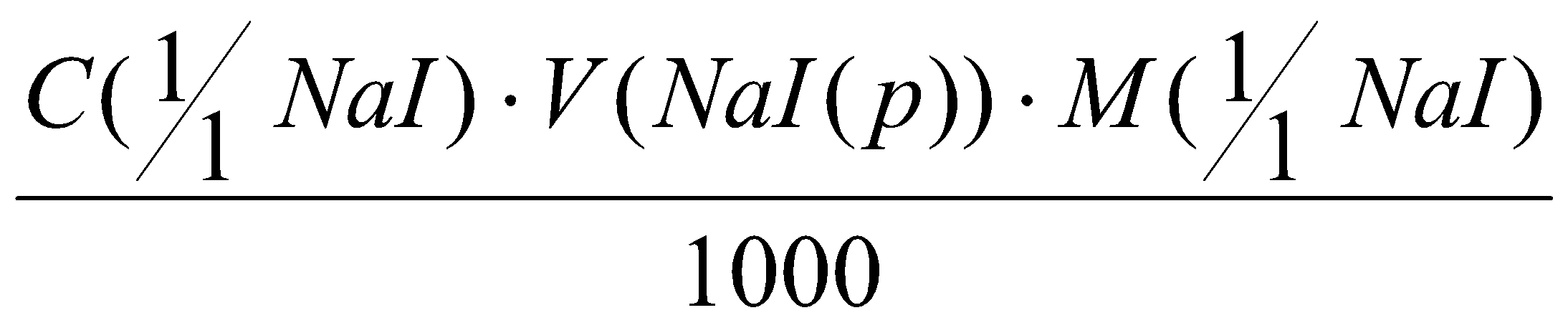
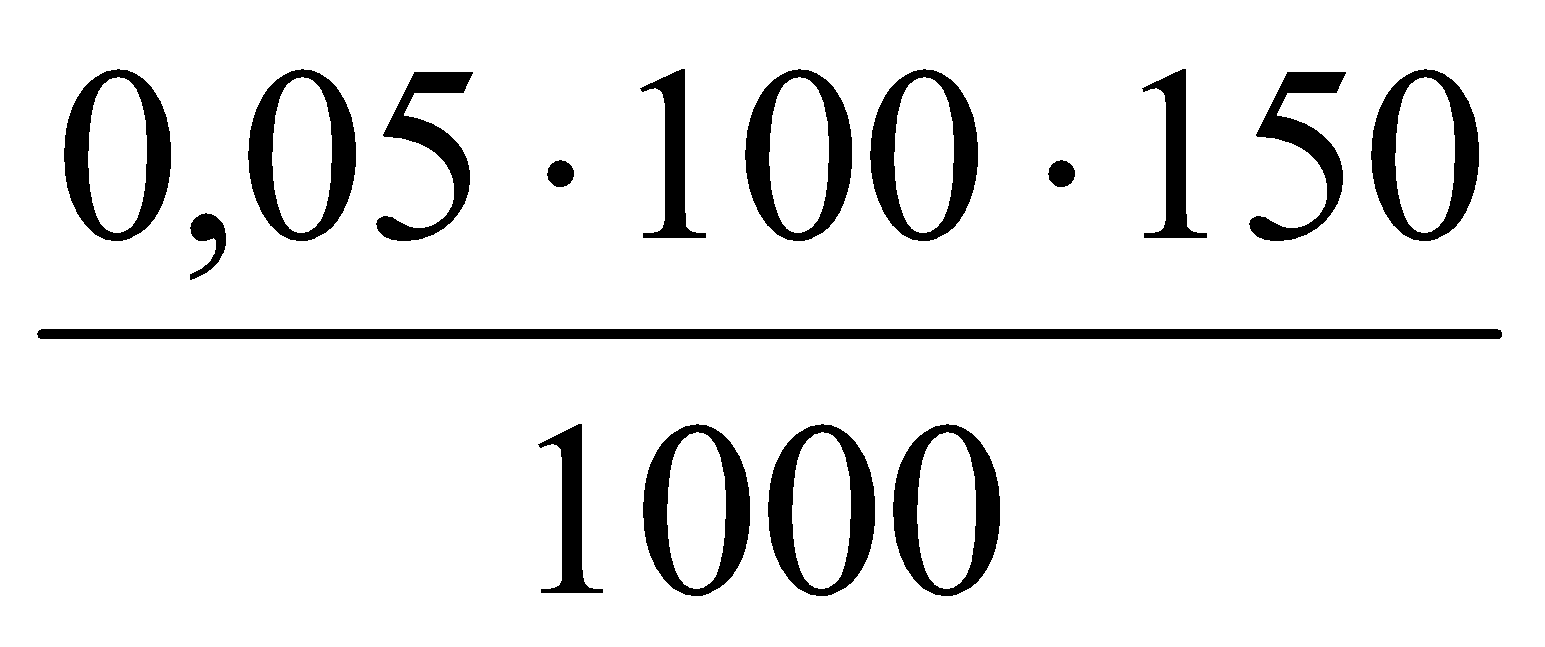
С(1/1NaHal)= ;

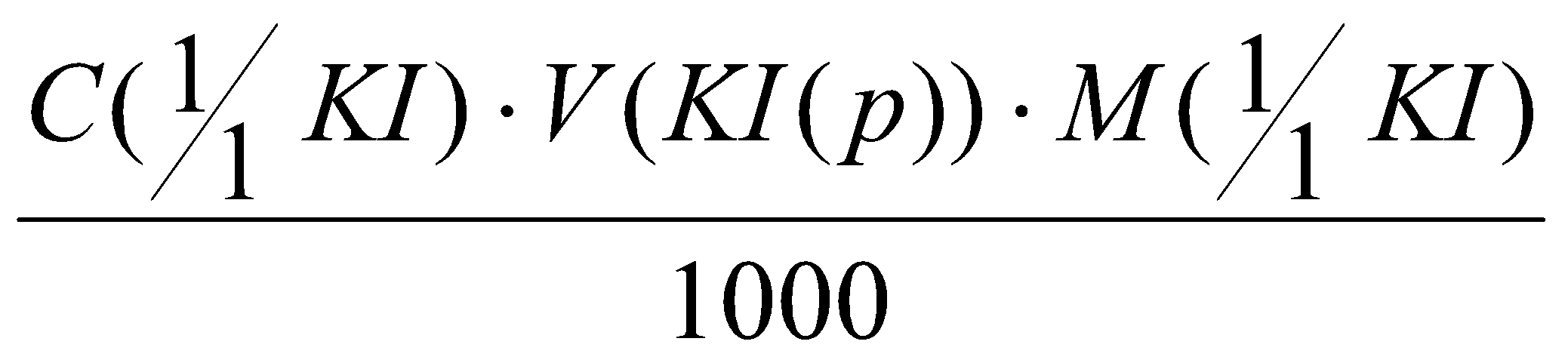
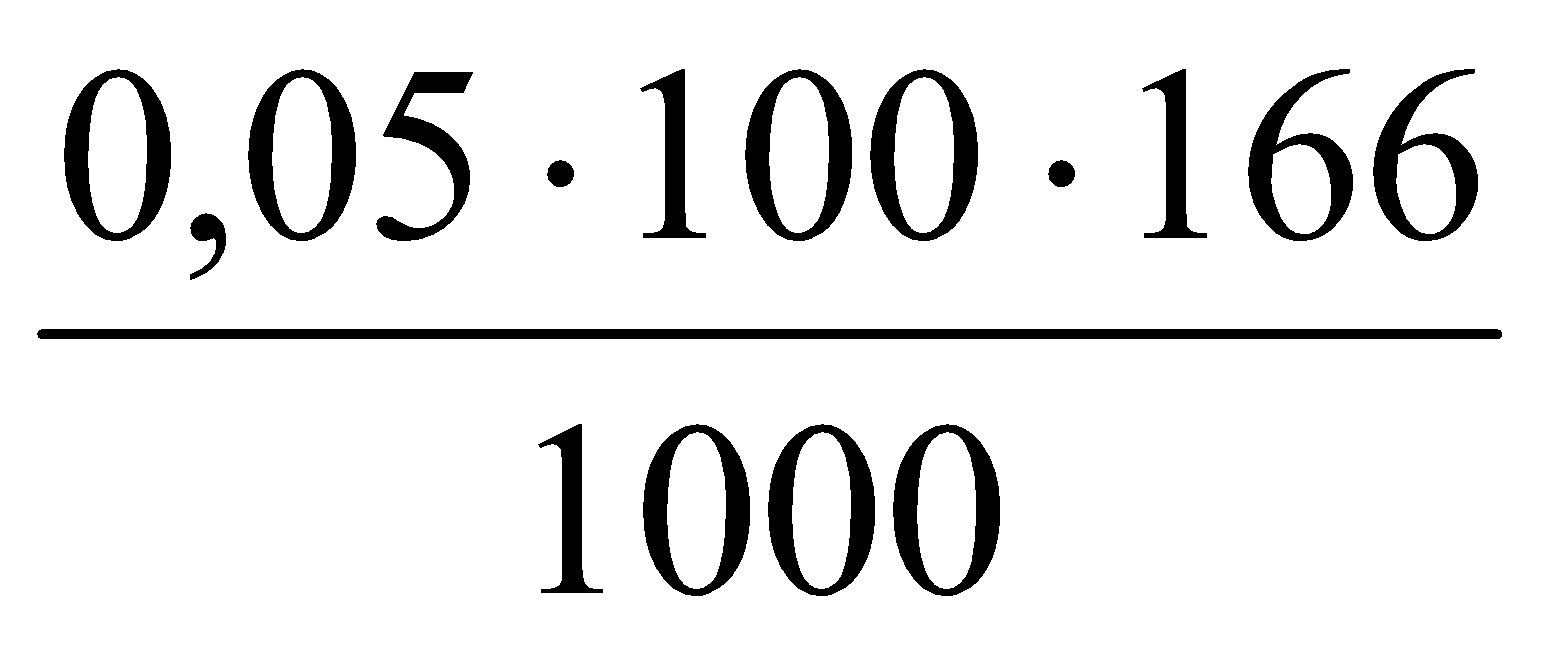
m(NaHal) = ;

w(NaHal)=  ∙100%;

**6.1.4 Роданометричне визначення галогенідів (метод Фольгарда)**

За методом Фольгарда можна визначити також йодиди. Розрахунки наважок кристалічних NaI i KI для отримання розчинів об’ємом по 100 см3 з молярними концентраціями еквівалентів0,05 моль**.**екв/дм3.

m(NaI)=  =  = 0,750 г

m(KI)=  =  = 0,830 г

m(бюкса) -

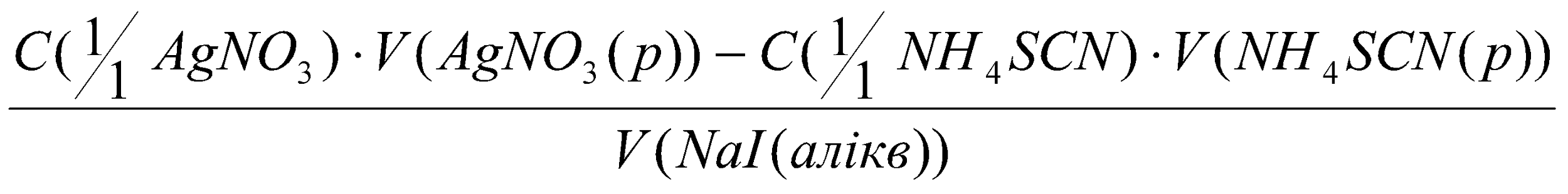
m(бюкса з наважкою) -

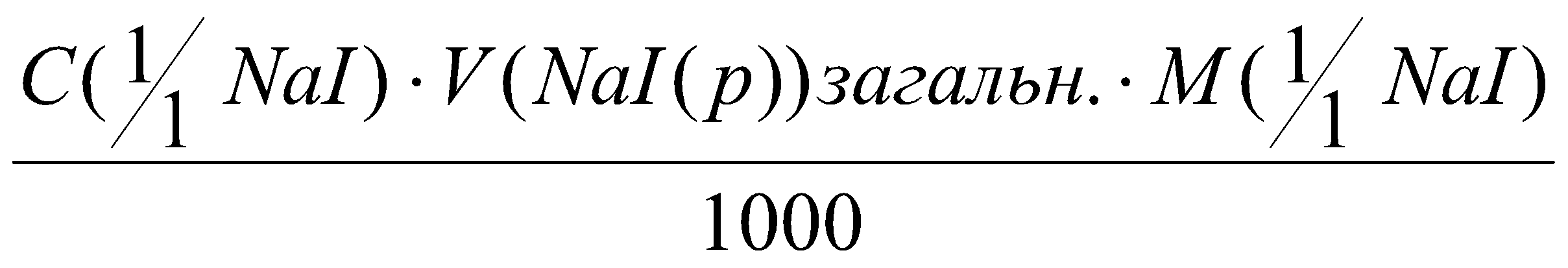
m(наважки) -

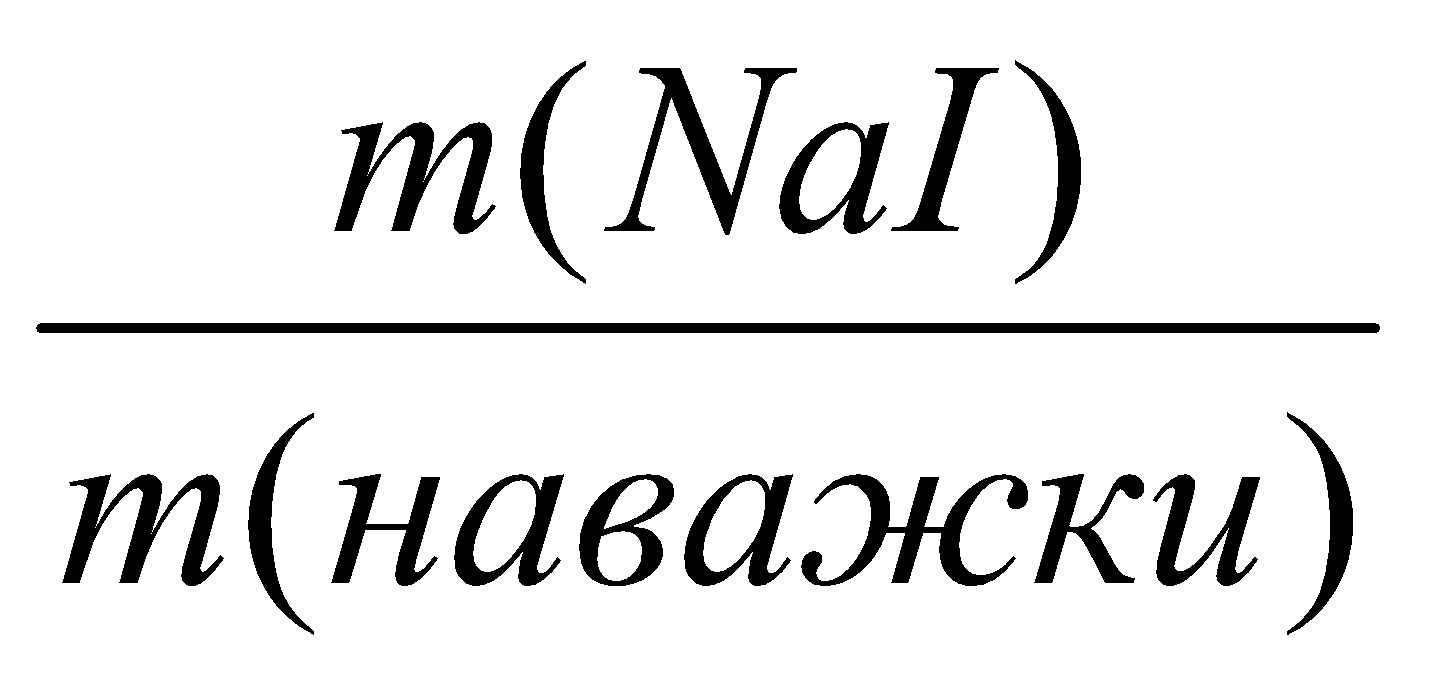
Взяту наважку галогеніду без втрат переносять у мірну колбу на 100 см3, розчиняють у дистильованій воді, доводять дистильованою водою до мітки колби і ретельно перемішують. Відбирають піпеткою 10 см3 приготованого розчину в колбу для титрування, додають із бюретки завідомо надлишок (точно 20 см3) робочого розчину AgNО3. Після цього у колбу для титрування вносять близько 1 см3 розчину залізоамонійного галуну. Не відфільтровуючи осад арґентум йодиду, вміст колби титрують робочим титрованим розчином NH4SCN, яким заповнена інша бюретка. Титрування продовжують до появи не зникаючого червонуватого забарвлення розчину від доданої одної краплі розчину амоній роданіду.

| Об’єм розчинів NaІ чи КІ,  взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого титрованого розчину NH4SCN, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

Розрахунки для NaІ чи КІ:

С(1/1NaI**)** =

m(NaI) = 

w(NaI) =  ∙100%

**Лабораторне заняття № 7**

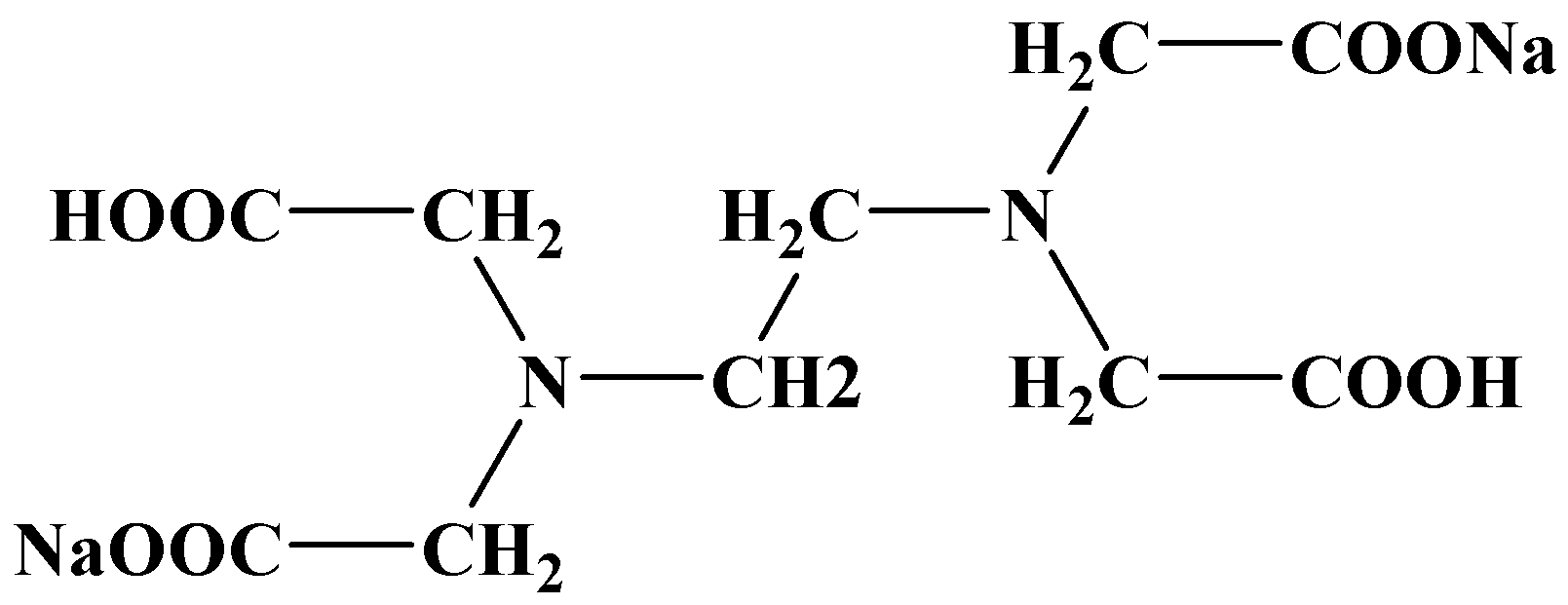
**Тема: МЕТОД КОМПЛЕКСОНОМЕТРІЇ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи методу комплексонометрії. Вміти готувати титранти, виконувати їх стандартизацію, а також проводити кількісні визначення з використанням методу комплексонометричного титрування.

**Теоретичні положення**

Комплексонометрія – методи аналізу, які базуються на реакціях, що супроводжуються утворенням комплексних сполук катіонів з органічними реактивами – комлексонами. Сполуки, що при цьому утворюються, називаються внутрішньокомплексними (клешньовидними, хелатами).

Комплексони – найчастіше є похідними поліамінополікарбонових кислот. Серед комплексонів найпоширенішими є комплексон II (етилендиамінтетраоцтова кислота) та її динатрієва сіль – комплексон III (трилон Б):



Завдяки такій будові ці сполуки здатні утворювати одразу декілька координаційних зв'язків з іонами металів – комплексоутворювачів.

Na-ЕДТА (трилон Б) утворює з багатьма катіонами стійкі малодисоційовані розчинні у воді внутрішньокомплексні солі.

Реакції між комплексоном і йонами металів комплексоутворювачів проходять стехіометрично. Стійкість комплексів катіонів металів із трилоном Б у значній мірі залежить від природи металу та рН середовища. Наприклад, Fе3+-іони з трилоном Б утворюють дуже стійкі комплекси і можуть бути визначені в кислому середовищі. Більшість катіонів у цих умовах утворюють менш стійкі комплексні сполуки, тому їх визначення проводять у присутності амоніачного буферного розчину (рН = 8,0-9,0), який зв’язує гідроген-іони, що утворюються внаслідок реакції. Як титранти використовують розчини трилону Б 0,02-0,1 молярної концентрації.

Незалежно від характеру катіона і ступеня його окиснення взаємодія його з комплексоном відбувається у молярних співвідношеннях 1:1 – один моль трилону Б взаємодіє з 1 молем будь-якого катіона.

Для фіксування кінцевої точки титрування у комплексонометрії застосовують металохромні індикатори, що теж являють собою комплексони і утворюють з досліджуваними катіонами хелати, але менш стійкі, ніж комплекс іона металу з трилоном Б. При досягненні точки еквівалентності відбувається руйнування комплексу йона металу з індикатором і розчин набуває забарвлення звільненого індикатора. Як індикатори при комплексонометричних титруваннях часто застосовують барвники: кислотний хром темно-синій, кислотний хромоген чорний спеціальний (інакше еріохром чорний Т), ксиленоловий оранжевий і інші. Наприклад: еріохром чорний Т утворює з катіонами комплекси, що мають у лужному середовищі червоно-фіолетове забарвлення.

При додаванні до цього розчину титранту трилону Б катіон металу переходить із комплексу його з індикатором до більш стійкого комплексу з трилоном Б і в точці еквівалентності забарвлення розчину стає синім (забарвлення вільного індикатора). Комплекси катіонів металів з трилоном Б безбарвні.

У комплексонометрії застосовують пряме, зворотне титрування, титрування замісника. Прямим титруванням трилоном Б визначають твердість води, Cu2+, Co2+, Pb2+, Ni2+, Zn2+, Fe3+, Al3+, Ba2+, Sr2+, Ca2+, Mg2+ та інші.

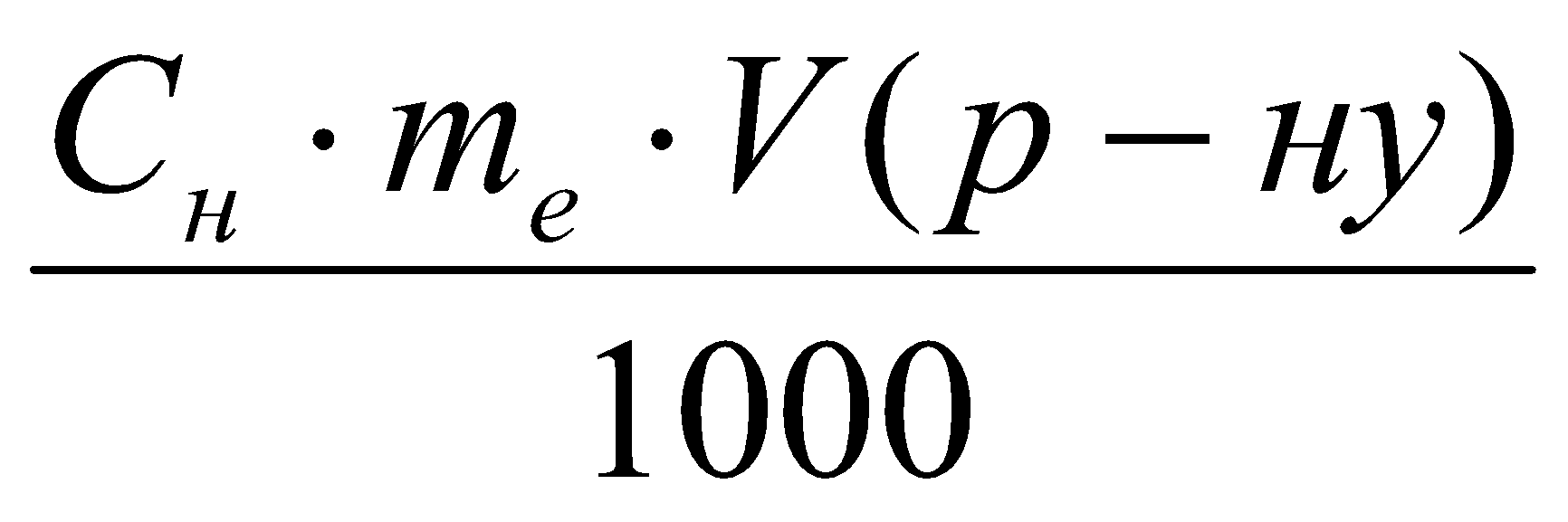
* 1. **Приготування титранту трилону Б і його стандартизація**

***Прилади і реактиви*:** техно-хімічні терези,аналітичні терези, мірні колби (250 – 1000 мл), конічні колби, піпетки, бюретки, трилон Б, кислотний хром темно-синій.

***Розчини:*** кальцію хлорид або магнію сульфат (фіксанал), амонію хлорид (20 %), амонію гідроксид (20 %).

***Хід роботи***

Розраховують наважку трилону Б, необхідну для приготування 250 мл 0,1н розчину за формулою:

*m(Тр.Б)= *

де *Сн –* нормальна концентрація трилону Б

*me –* еквівалентна маса трилону Б

Vр-ну –об’єм розчину

Титрант трилону Б можна приготувати двома способами:

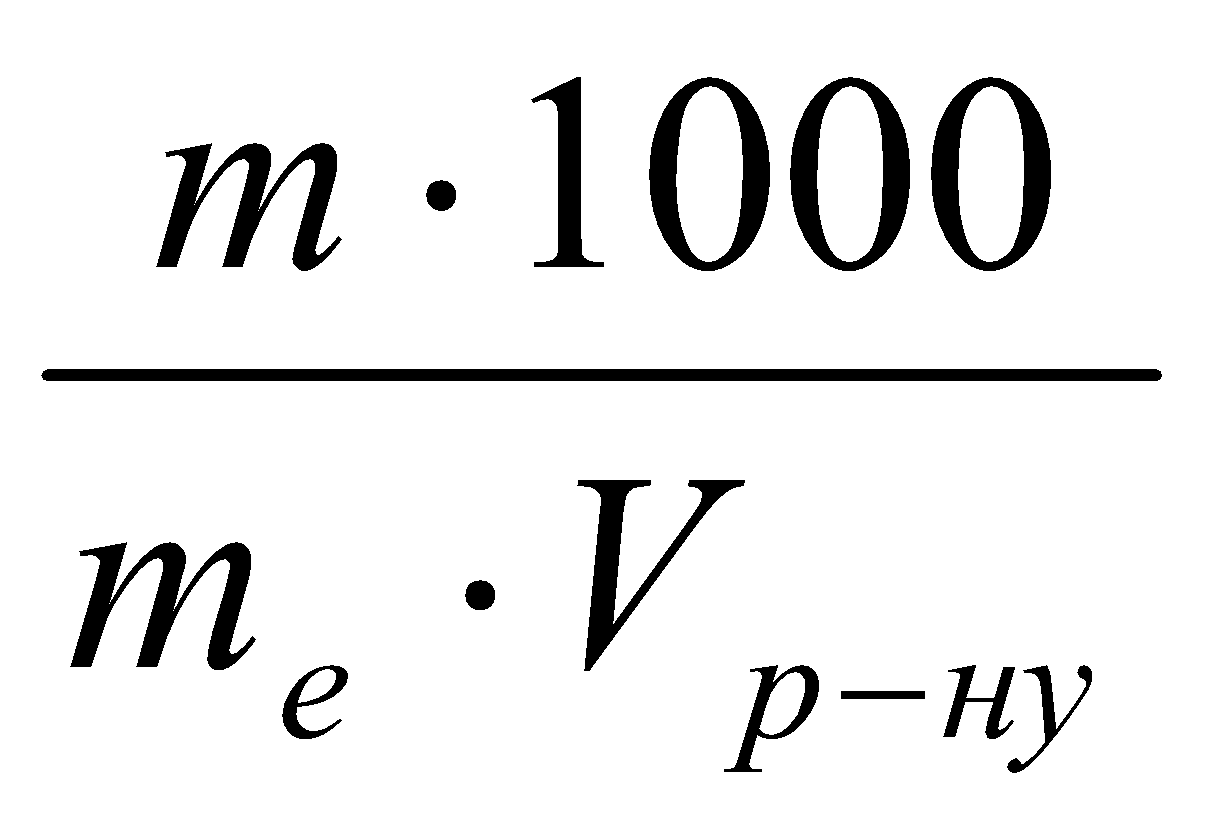
1. Шляхом взяття точної наважки хімічно чистого препарату – первинний стандартний розчин.

2. Шляхом приготування титранту трилону Б приблизної концентрації (0,1н) – вторинний стандартний розчин і стандартизація його за розчином кальцію хлориду або магнію сульфату, приготовлених з фіксаналів.

Зберігати розчин трилону Б краще в пластикових посудинах. У них не відбувається зміна титру розчину трилону Б. Посудини із м'якого скла для цієї мети непридатні, оскільки через незначний проміжок часу з поверхні скла переходить у розчин значна кількість йонів лужноземельних і інших заважаючих металів, що призводить до зміни концентрації титранту трилону Б.

***Спосіб 1***

* 1. Беруть точну наважку хімічно чистого трилону Б близьку до розрахованої і розчиняють в мірній колбі на 250 мл.
  2. Знаючи величину наважки, розраховують нормальність розчину за формулою:

*Сн=*

***Спосіб 2***

* 1. На техно-хімічних терезах зважують наважку трилону Б близьку до розрахованої і готують титрант в колбі на 250 мл.
  2. Розчин стандартизують за кальцієм хлоридом чи магнію сульфатом, приготовлених із фіксаналів. Для цього відбирають піпеткою 10 мл приготовленого із фіксаналу розчину CaCl2·6H2O або MgSO4·7H2O, додають 5 мл буферного розчину, 50 мл дистильованої води, ≈ 0,03 г індикатора кислотного хрому темно-синього і титрують розчином трилонуБ до переходу винно-червоного забарвлення в синє.
  3. Розраховують нормальність розчину трилону Б.

Для приготування аміачного буферного розчину змішують 100 мл 20 % розчину амонію хлориду та 100 мл 20 % розчину амоніаку і доводять об’єм до мітки в колбі на 1 л.

**7.2 Приклади кількісних визначень методом комплексонометричного титрування**

**7.2.1 Визначення загальної твердості води**

***Прилади та реактиви:*** мірні колби, конічні колби, піпетки, бюретки.

***Розчини*:** аміачний буферний розчин, титрант – розчин трилону Б, еріохром чорний Т.

**Теоретичні положення**

Твердість води обумовлена наявними в ній так званих катіонів твердості, які з вищими жирними кислотами дають нерозчинні солі. Мила – це суміш натрієвих або калієвих солей вищих жирних кислот: RCOONa; RCOOK.

При взаємодії з катіонами твердості ці розчинні солі перетворюються в нерозчинні. Наприклад:

2RCOO- + Ca2+= RCOOCaOOCR.

Нерозчинні солі вищих жирних кислот не мають поверхнево-активних властивостей і тому не придатні як миючі засоби.

Катіони твердості не тільки унеможливлюють застосування мила, а також утворюють нерозчинні карбонати, фосфати і інші нерозчинні сполуки, які відкладаються на стінках водопровідних труб, установок, що працюють на воді. Це призводить до закупорки водопровідних труб, зменшення теплопередачі приладів і установок, у яких нагрівається вода.

Розрізняють загальну, постійну і тимчасову твердість води. Загальна твердість води обумовлена розчинними солями металів твердості незалежно від характеру аніона цих солей. Наприклад: СаС12, MgSO4, Ca(NO3)2, Са(НСO3)2, Mg(HCO3)2, ZnCl2, Al2(SO4)3.

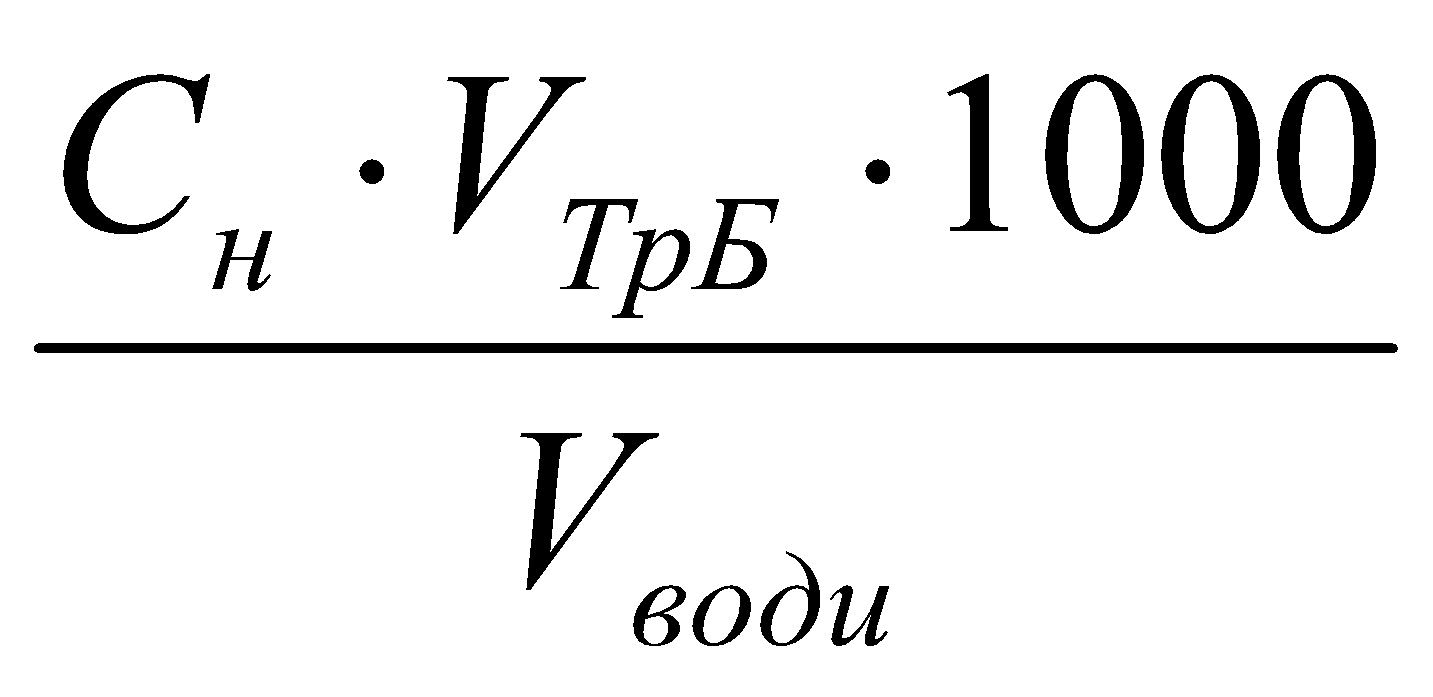
Постійна твердість води обумовлена наявністю у воді розчинних солей металів твердості з усіма аніонами, крім гідрокарбонат-аніона.

Тимчасова твердість води обумовлена розчинними гідрокарбонатами металів твердості – Ме(НСО3)n. В основному це гідрокарбонати Кальцію і Магнію. Тимчасовою ця твердість називається тому, що вона може бути усунена переведенням розчинних гідрокарбонатів у нерозчинні карбонати при нагріванні і вода при цьому пом'якшується:

Са(НСO3)2→СаСO3↓+Н2O+СO2.

***Хід роботи***

1. В колбу для титрування відмірюють піпеткою 100 мл досліджуваної проби води (можна водопровідної), приливають 5 мл аміачного буферного розчину і додають краплями розчин індикатора (еріохрома чорного Т) до появи добре видимого, але не дуже темного винно-червоного забарвлення.
2. Титрують аналізовану воду розчином трилону Б до переходу винно-червоного забарвлення в синє.
3. Титрування повторюють 3 рази, знаходять середнє значення об’єму комплексону, витраченого на титрування.
4. Загальну твердість води обчислюють за формулою:

*Тв.=*

де *Сн –* нормальна концентрація трилону Б

*VТр Б –* об’єм трилону Б, витраченого на титрування

Vводи –об’єм проби води, взятий для визначення.

Для переходу в градуси твердості, одержане значення твердості в ммоль/л (ммоль**.**екв/дм3) множать на 2,8. Об’єм аналізованої проби води залежить від вмісту солей кальцію та магнію і знаходиться в межах від 10 до 100 мл:

| Твердість води, градуси | 1-15 | 15-30 | 30-60 | 60 |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Об’єм проби води, мл | 100 | 50 | 25 | 10 |

За ступенем твердості вода поділяється на:

- дуже м’яка вода – до 2 ммоль**.**екв/дм3;

* м’яка вода – до 4 ммоль**.**екв/дм3;
* вода середньої твердості – 4-8 ммоль**.**екв/дм3;

- тверда вода – 8-12 ммоль**.**екв/дм3;

- дуже тверда вода – більше 12 ммоль**.**екв/дм3.

**7.2.2. Визначення кальцію та магнію у водній витяжці із грунту**

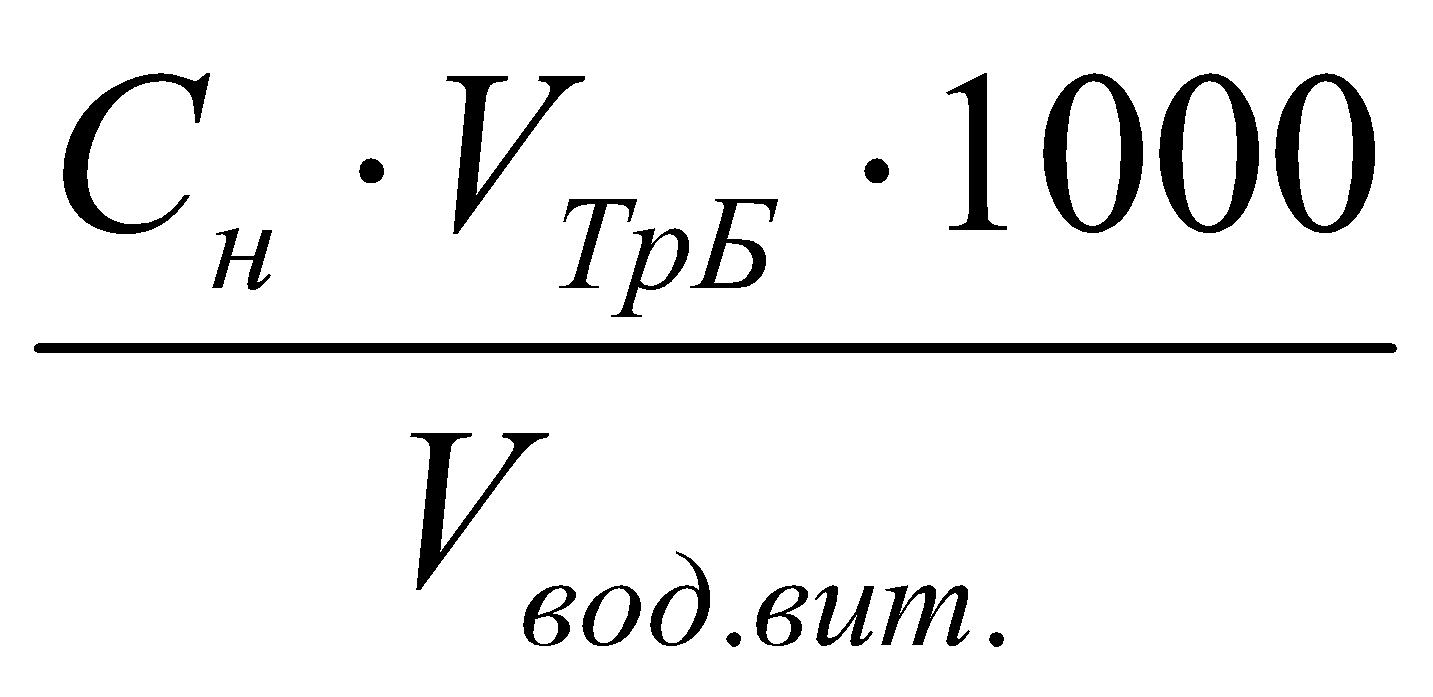
***Прилади та реактиви:*** ступка, сито (діаметр отворів 1 мм), техно-хімічні терези, колби (1 л), конічні колби, піпетки, бюретки, грунт, фільтри, лійки, стакани, мурексид, еріохром чорний Т.

***Розчини*:** аміачний буферний розчин, титрант – розчин трилону Б, натрію гідроксид (2н).

Комплексонометричним методом можна визначати вміст іонів Ca2+ та Mg2+ при їх сумісній присутності в ґрунтовому розчині. Суть методу полягає в тому, що спочатку визначають сумарний вміст іонів Ca2+ та Mg2+, титруючи водну витяжку ґрунту, розчином трилону Б в присутності хромогена чорного спеціального (еріохрома чорного Т). Після цього знаходять вміст іонів Ca2+, титруючи водну витяжку грунту розчином трилону Б в присутності індикатора мурексиду. За різницею цих двох визначень знаходять вміст іонів Mg2+.

***Хід роботи***

1. Із сухого грунту, подрібненого в ступці і просіяного через сито, беруть наважку 50 г, переносять в колбу на 1 л, додаючи 500 мл прокип’яченої дистильованої води, закривають корком і струшують протягом 3-5 хвилин.
2. Одержану суспензію фільтрують через складчастий фільтр. Якщо фільтрат буде мутним, то його вдруге фільтрують через цей же фільтр.
3. В колбу для титрування відмірюють піпеткою 50 мл досліджуваної проби, приливають 5 мл аміачного буферного розчину і додають 1 мл розчину індикатора еріохрома чорного Т до появи добре видимого, але не дуже темного винно-червоного забарвлення.
4. Титрують аналізовану пробу розчином трилону Б до переходу винно-червоного забарвлення в синє.
5. Титрування повторюють 3 рази, знаходять середнє значення об’єму комплексону, витраченого на титрування.
6. Вміст кальцію та магнію в 50 г ґрунту або в 50 мл проби обчислюють за формулою:

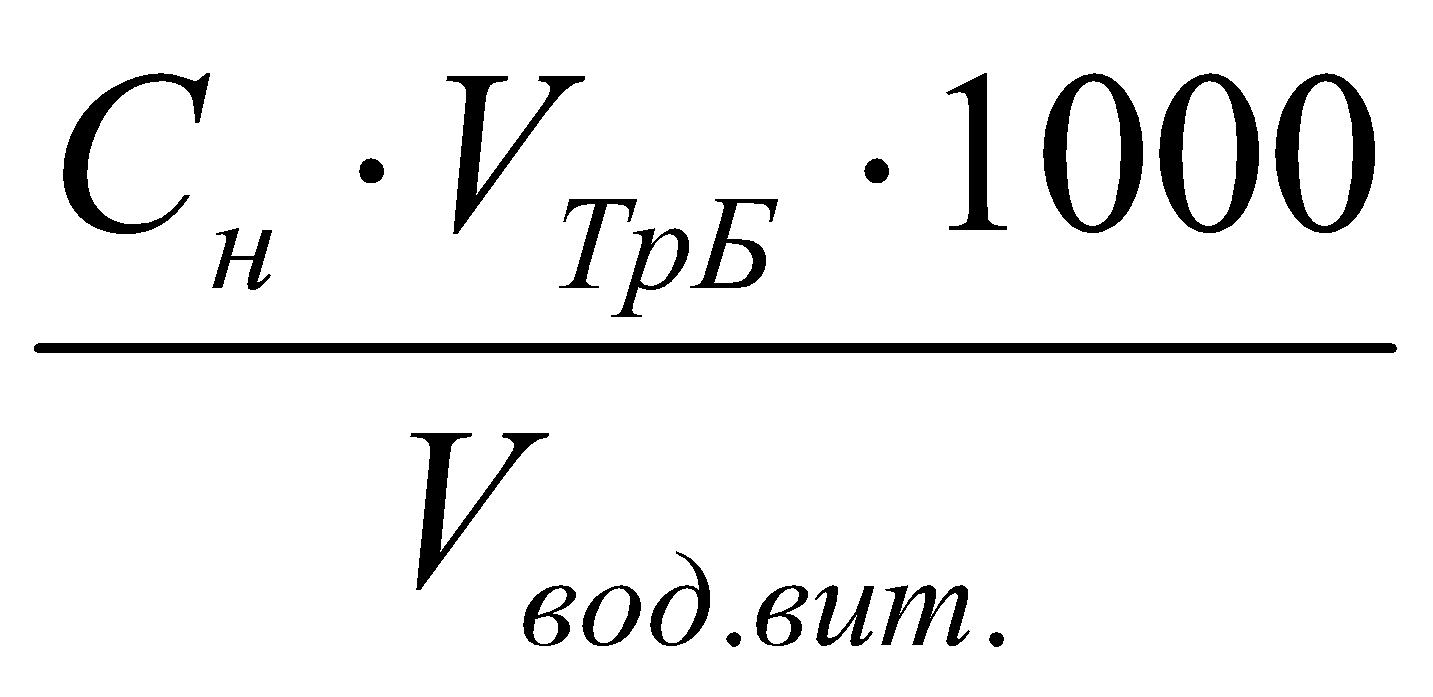
*Сн(Ca2+, Mg2+) =*

де *Сн –* нормальна концентрація трилону Б

*VТр Б –* об’єм трилону Б, витраченого на титрування

Vвод.вит. – об’єм проби водної витяжки, взятий для визначення.

1. 50 мл водної витяжки переносять в колбу для титрування, додають 2,5 мл 2н розчину натрію гідроксиду 30-40 мг мурексиду і титрують розчином трилону Б до появи синьо-фіолетового забарвлення, яке не зникає впродовж 2-3 хвилин
2. Титрування повторюють 3 рази і знаходять середнє значення об’єму.
3. Вміст кальцію в 50 г грунту обчислюють за формулою:

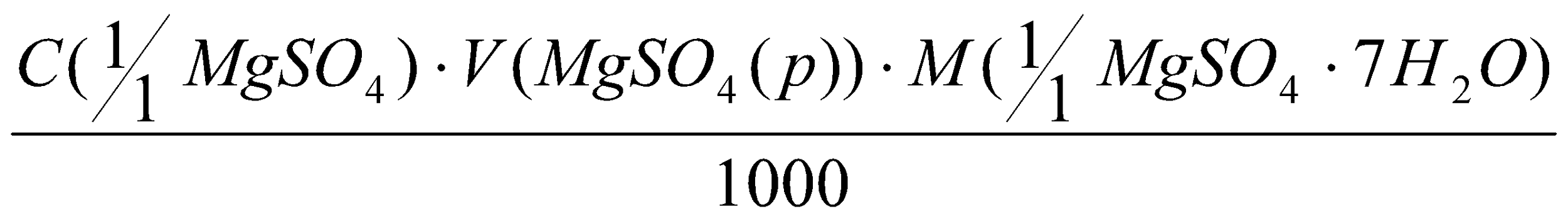
*Сн (Ca2+) =*

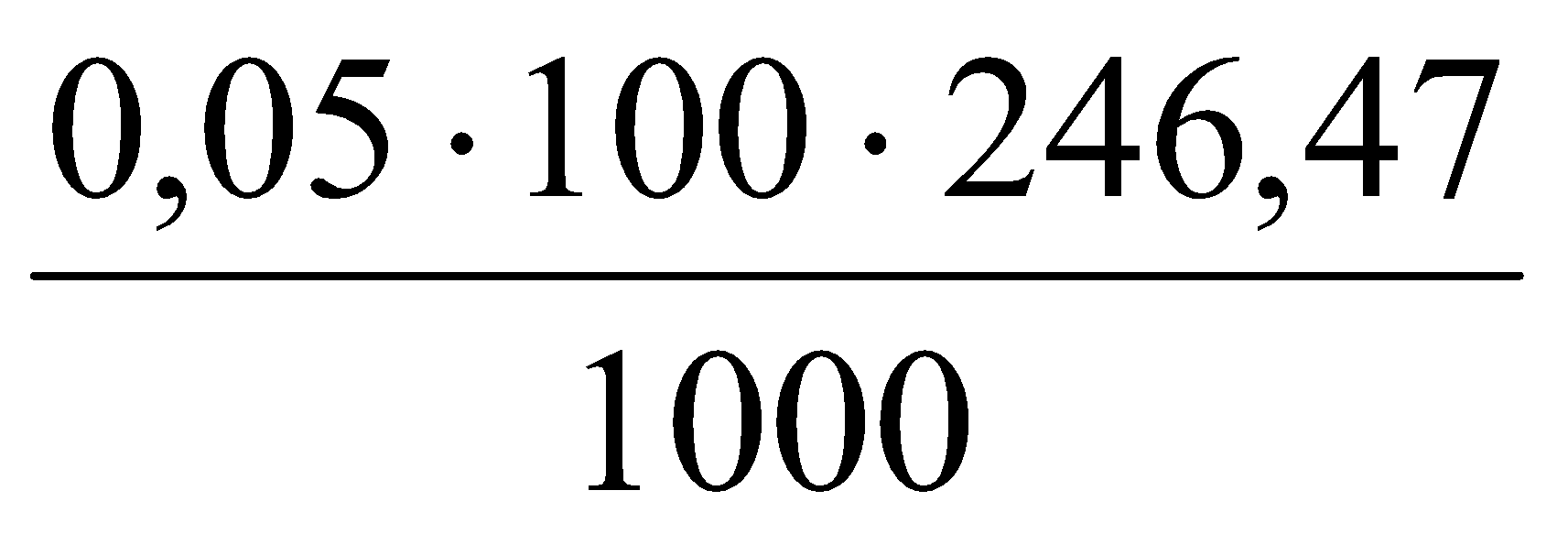
1. Вміст магнію знаходять за різницею:

*Сн (Mg2+) = Сн (Ca2+, Mg2+) - Сн (Ca2+)*

**7.2.3. Визначення масової частки магній сульфату у технічному продукті**

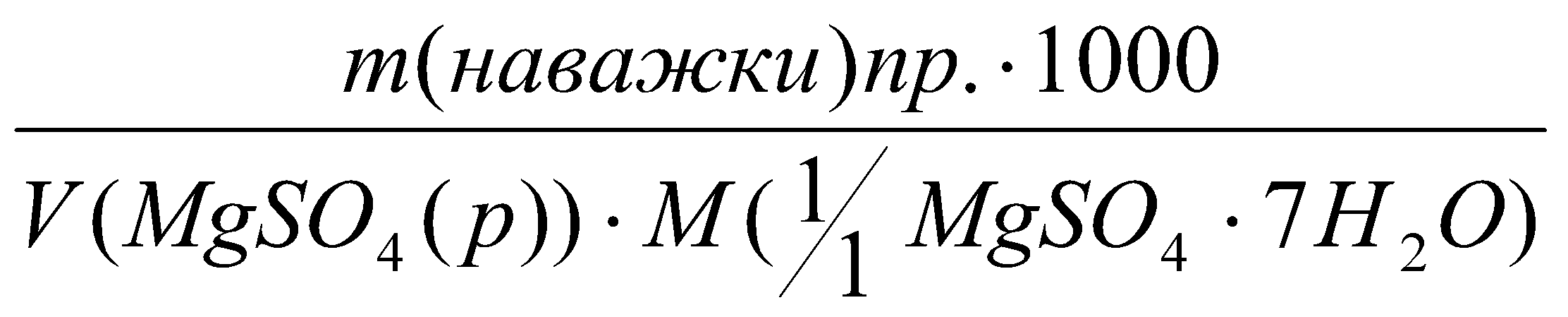
Наважку технічного зразка розраховують виходячи з того, який об'єм розчину технічного магній сульфату буде приготовано і якої концентрації. Нехай необхідний об'єм досліджуваного розчину – 100 см3; концентрація-порядку 0,05 моль**.**екв/дм3. Тоді

m(MgSO4∙7H2O)техн. =  =

=  =1,2324

Беруть наважку, яка за масою повинна мало відрізнятися від розрахованої, кількісно переносять у мірну колбу на 100 см3, розчиняють у дистильованій воді, доводять водою до мітки колби, ретельно перемішують.

Уточнюють концентрацію отриманого розчину:

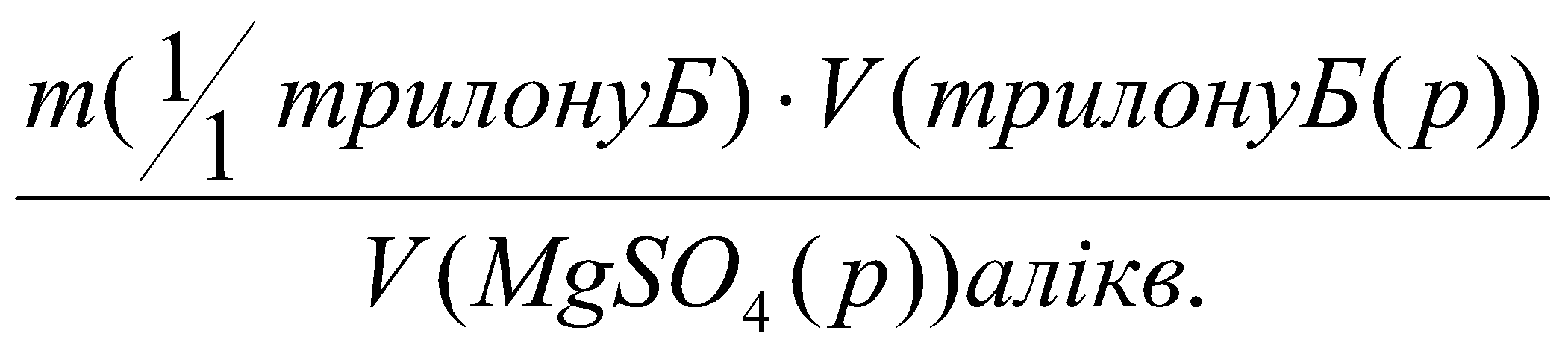
С(1/1MgSO4) = 

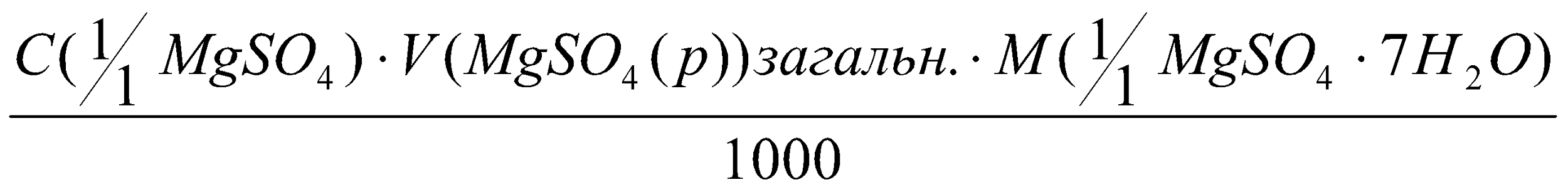
Відбирають аліквоту (10 см3) в колбу для титрування, додають 8-10 см3 амоніачного буферного розчину, вносять кристалічний індикатор еріохром чорний Т у такій кількості, щоб червоно-фіолетове забарвлення розчину було не дуже інтенсивне.

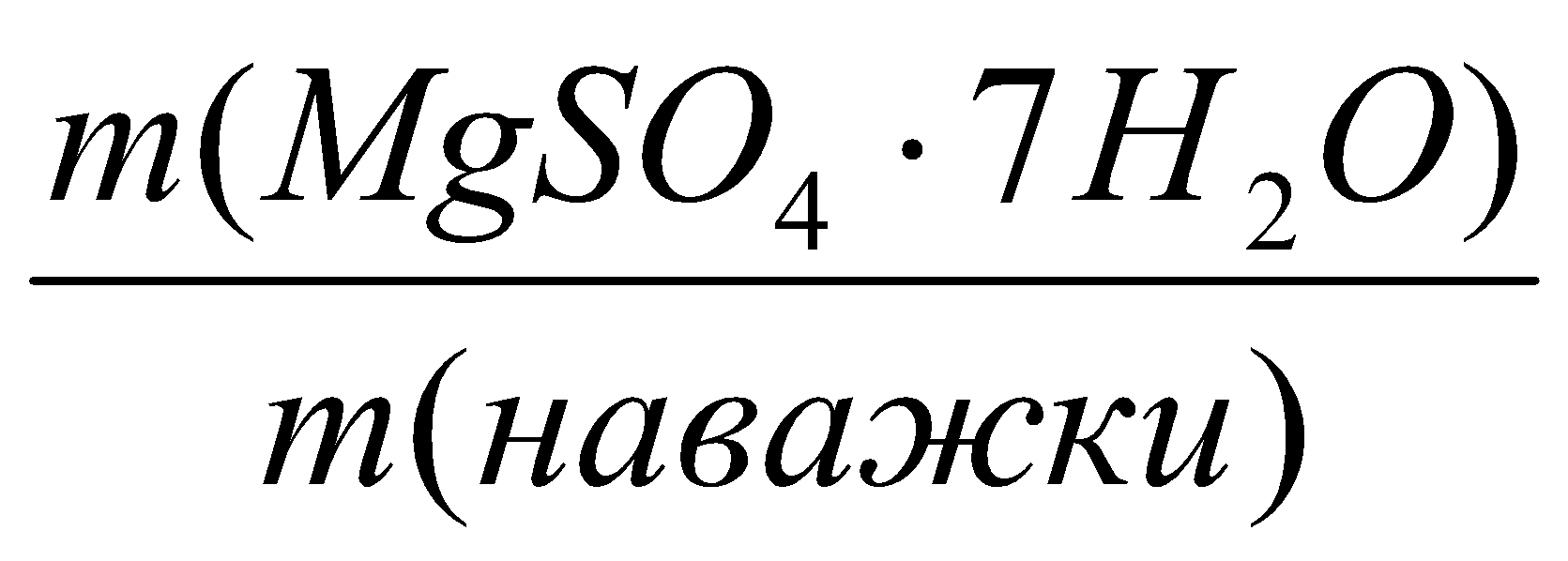
Титрують робочим розчином комплексну III до зміни забарвлення розчину в колбі на синє від одної краплі доданого робочого розчину.

| Об’єм досліджуваного розчину магній сульфату,  взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого титрованого розчину комплексону III, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

Розрахунки за результатами титрування:

С(1/1MgSO4) = 

m(MgSO4∙7H2O) = 

w(MgSO4∙7H2O) ∙100%

**7.2.4 Комплексонометричне визначення сульфід-іонів у розчині**

Кількісно визначити вміст сульфід-іонів у розчині можна методом непрямого комплексонометричного титрування.

Досліджуваний розчин сульфіду лужного металу вносять піпеткою в нейтральний чи слабко кислий розчин солі Купруму, взятий у точно відомому надлишку. Сульфід-іони зв'язуються Сu2+-іонами в малорозчинний купрум сульфід, ДР(СuS)=4∙10-38. CuS практично нерозчинний у воді, розведених розчинах кислот.

Утворений чорний осад купрум сульфіду відфільтровують, а надлишок у фільтраті Сu2+-іонів титрують розчином ЕДТА у присутності металоіндикатора мурексиду. За наявності у досліджуваному розчині незначної кількості S2--іонів відфільтровувати осад CuS не обов'язково.

Мурексид – барвник, що являє собою амонійну сіль пурпурової кислоти. Забарвлення аніона мурексиду – червоно-фіолетове. Від'ємний заряд не на одному атомі Оксигену, а рівномірно розподілений між чотирма атомами Оксигену в центральній частині молекули. Вільна пурпурова кислота має жовте забарвлення, утворюється тільки при додаванні сильних мінеральних кислот і швидко розкладається із зменшенням рН розчину.

При підвищенні рН розчину від аніона мурексиду відщеплюється ще два протони від аміногрупи. У зв'язку з цим, оскільки в молекулі барвника є чотири аміногрупи, аніон мурексиду позначають скороченою формулою H4Ind-. Переходи H4Ind- → H3Ind2- → H2Ind3-  супроводжуються зміною червоно-фіолетового забарвлення в синьо-фіолетове.

Здатність мурексиду утворювати металокомплекси обумовлена будовою його молекули, що дає можливість утворення двох п’ятичленних хелатних комплексів при його взаємодії з йоном металу внаслідок одночасного координування йона металу з центральним атомом Нітрогену та двома атомами Оксигену.

Максимум поглинання комплексу мурексиду з йонами Сu2+ спостерігається при рН=8 і λ=460 нм.

Розчини сульфідів лужних металів можуть містити тіосульфат-іони та сульфат-іони, проте вони не заважають визначенню S2--іонів, оскільки при цьому не утворюється малорозчинних солей Купруму. При комплексонометричному методі визначається фактичний вміст тільки сульфід-іонів.

***Хід роботи***

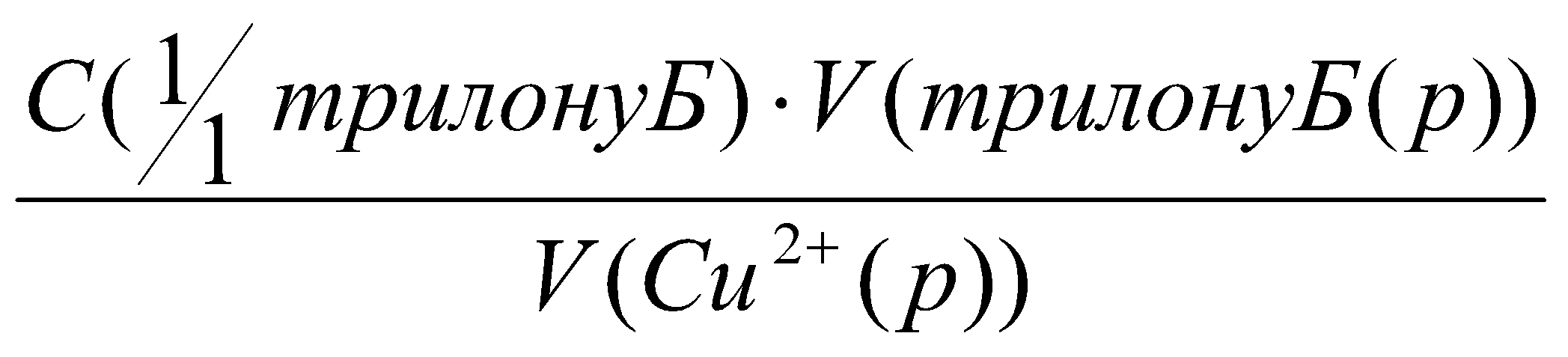
У конічну колбу на 100 см3 вносять точно 15 см3 титрованого розчину купрум сульфату з С(1/1 CuSO4) = 0,01 моль**.**екв/дм3. До цього розчину піпеткою додають 5 см3 досліджуваного розчину, що містить близько 0,30 мг/см3 сульфід-іонів, перемішують. Осад CuS відфільтровують. Осад на фільтрі промивають декілька разів невеликими порціями дистильованої води. Фільтрат переносять у конічну колбу на 250 см3, додають дистильованої води приблизно до 100 см3, вносять на кінчику шпателя кристалічний мурексид (у масовому співвідношенні мурексид: NaClкрист.=1:100), розчиняють індикатор і титрують розчином ЕДТА (С=0,01 моль**.**екв/дм3) до чіткої зміни забарвлення розчину. Зміна забарвлення мурексиду в процесі титрування Сu2+-іонів при різних значеннях рН буде такою:

при рН=1 – жовте → фіолетове;

при рН=9 – жовте→ червоно-фіолетове;

при рН=6 – оранжеве → червоне.

Розрахунки за результатами титрування:

С2(1/1 Сu2+) = 

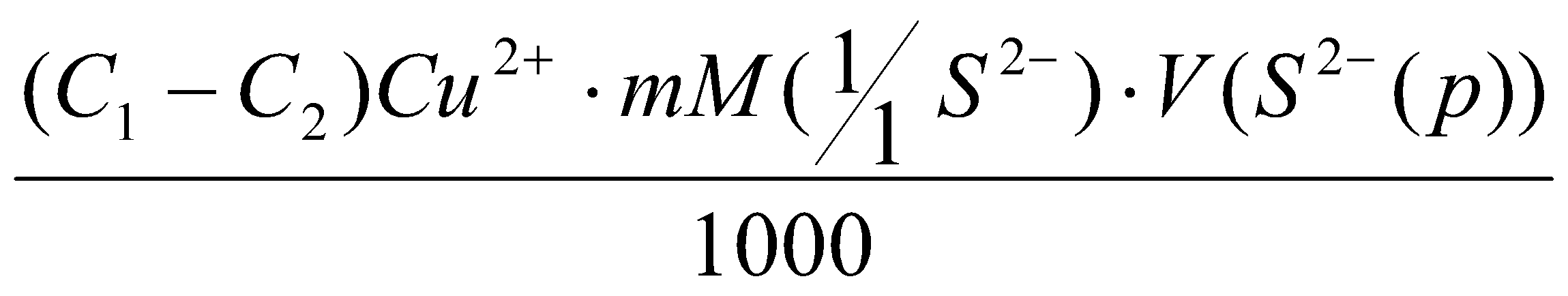
де С2(1/1 Сu2+) – концентрація Cu-іонів у взятому для аналізу розчині CuSO4 після зв'язування сульфід-іонів досліджуваного розчину, моль**.**екв/дм3;

С(1/1трилону Б) – концентрація титранту, моль**.**екв/дм3;

V(трилону Б(р)) – об’єм розчину трилону Б, що пішов на титрування залишку Сu-іонів у взятому розчині після осадження S2--іонів, см3;

V(Cu2+(p)) – об’єм розчину CuSО4, взятого для аналізу, см3.

Масу сульфід-іонів у взятому для аналізу об'ємі досліджуваного розчину розраховують за формулою:

m(S2-) = 

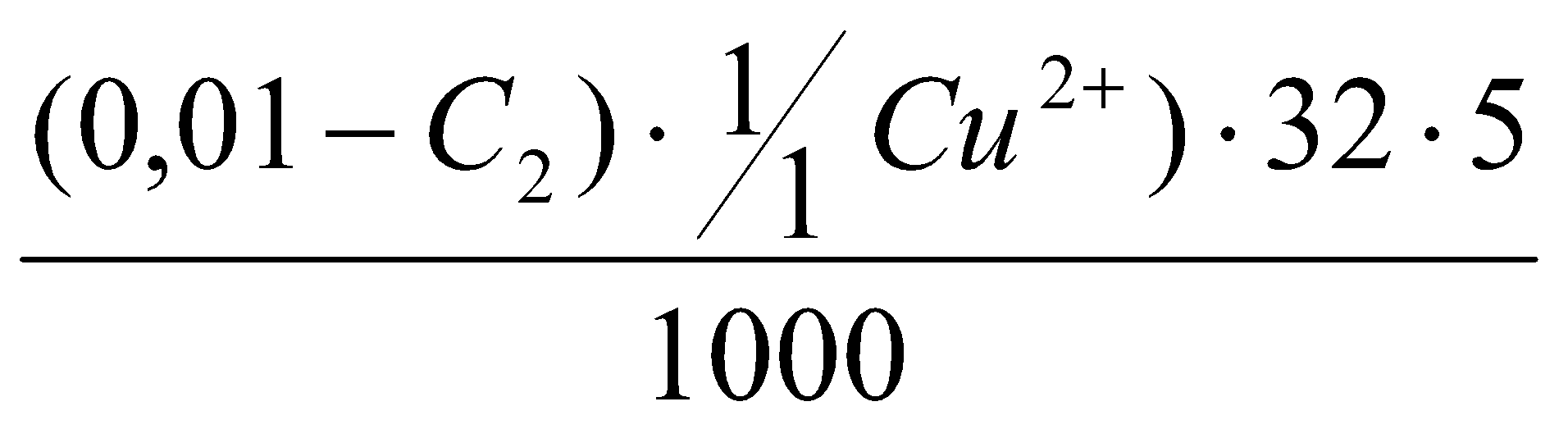
де m(S2-) – маса сульфід-іонів у взятому для аналізу об'ємі досліджуваного розчину, мг;

С1 *(*1/1 Сu2+) – концентрація вихідного розчину CuSO4, взятого для дослідження, моль**.**екв/дм3;

С2 (1/1 Сu2+) – концентрація Сu-іонів у взятому для аналізу розчині CuSO4 після осадження S2--іонів досліджуваного розчину, моль**.**екв/дм3;

mM(1/1S2-) – мілімолярна маса сульфід-іонів, мг/моль;

V(S2-(р)) – об’єм досліджуваного розчину, взятий для визначення сульфід-іона, см3.

m(S2-) =мг

***Контрольні запитання***

1. Яка реакція лежить в основі методу комплексонометрії? Який титрант використовується в цьому методі?
2. Для визначення яких іонів можна використати трилон Б.
3. Які індикатори використовують в методі комплексонометрії?
4. Чому титрування в методі комплексонометрії виконують в присутності буферної суміші?
5. Які методи титрування використовують в комплексонометрії?
6. Для чого кип’ятять дистильовану воду, яку використовують для одержання ґрунтової витяжки (при визначенні кальцію та магнію)?

**Лабораторне заняття № 8**

**Тема: МЕРКУРИМЕТРІЯ.**

**Мета:** засвоїти теоретичні основи методу меркуриметрії. Вміти готувати титранти, виконувати їх стандартизацію, а також проводити кількісні визначення з використанням меркуриметрії.

**Теоретичні положення**

Меркуриметричний метод титриметричного аналізу базується на реакції меркурій(П)-іонів з деякими аніонами з утворенням малодисоційованих солей:

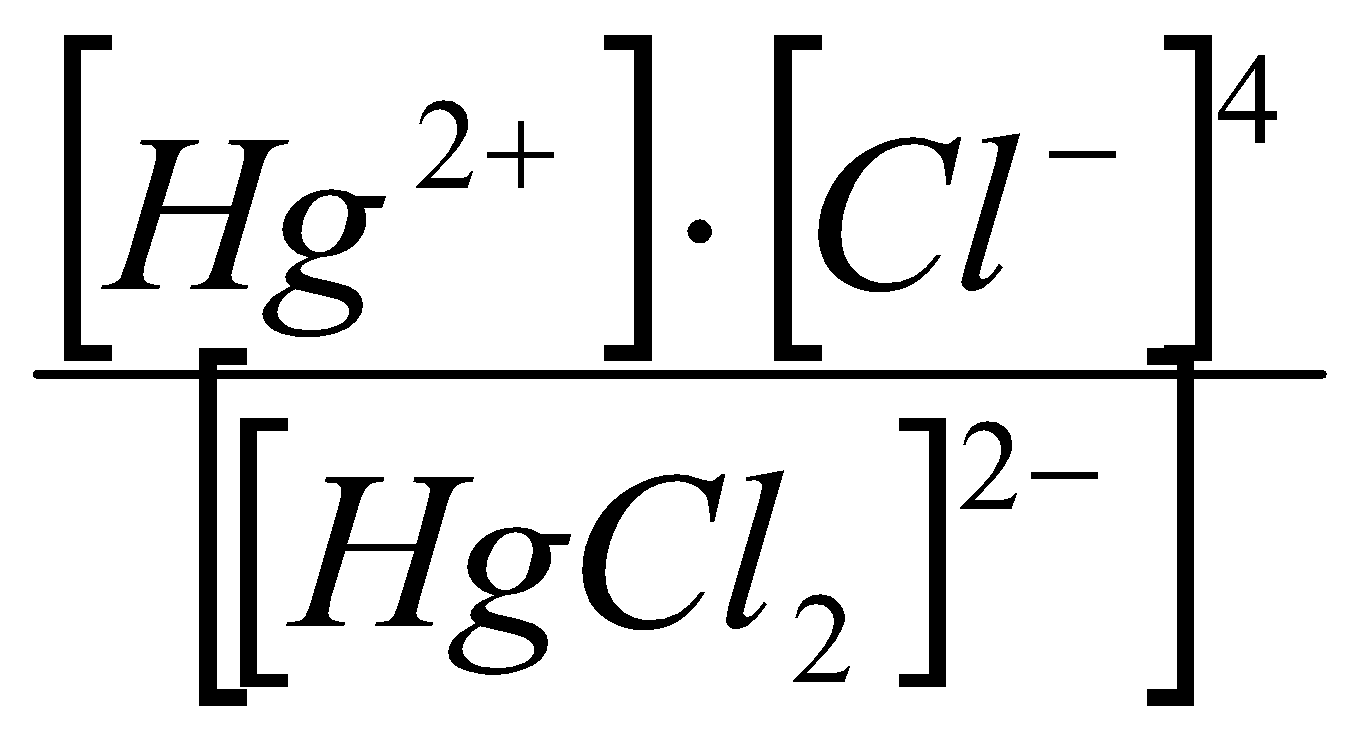
Hg2+ + 2An- = HgAn2.

За цим методом визначають йони Сl-, Br-, SCN- і деякі інші.

Як титрант у меркуриметрії найбільш часто застосовують розчин Hg(NO3)2. Оскільки меркурій(II) нітрат є нестабільною сполукою і не відповідає вимогам до первинних стандартів, спочатку готують титрант з приблизною молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль**.**екв/дм3, а потім цей розчин стандартизують за допомогою установочної речовини – первинного стандарту NaCl чи КС1:

Hg(NO3)2 + 2KC1 → HgCl2 + 2KNO3;

2KCl + HgCl2→K2[HgCl4].

Рівновага при титруванні хлориду розчином меркурій (II) нітрату буде визначатися концентраціями реагентів і константою нестійкості [HgCl4]2-:  
 Kn([HgCl4]2-) = 

Для визначення кінця титрування у меркуриметрії застосовують індикатори натрій нітропрусид, дифенілкарбазид, дифенілкарбазон.

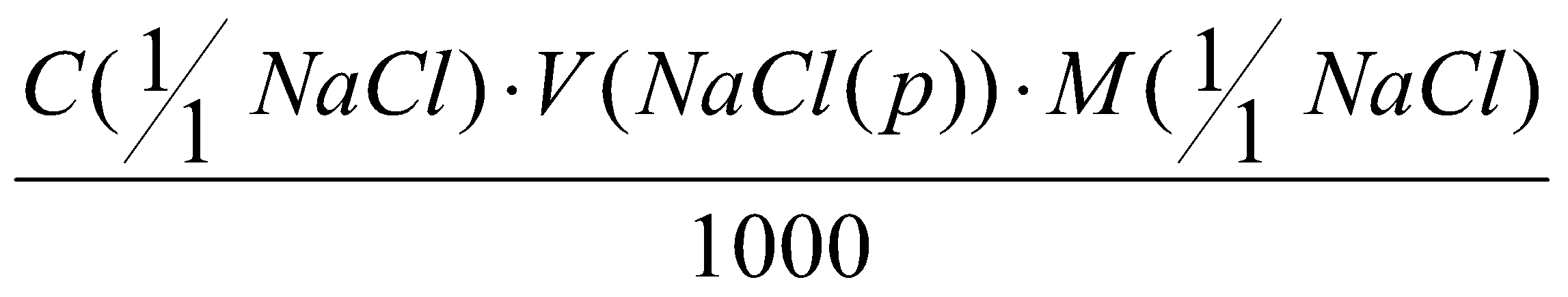
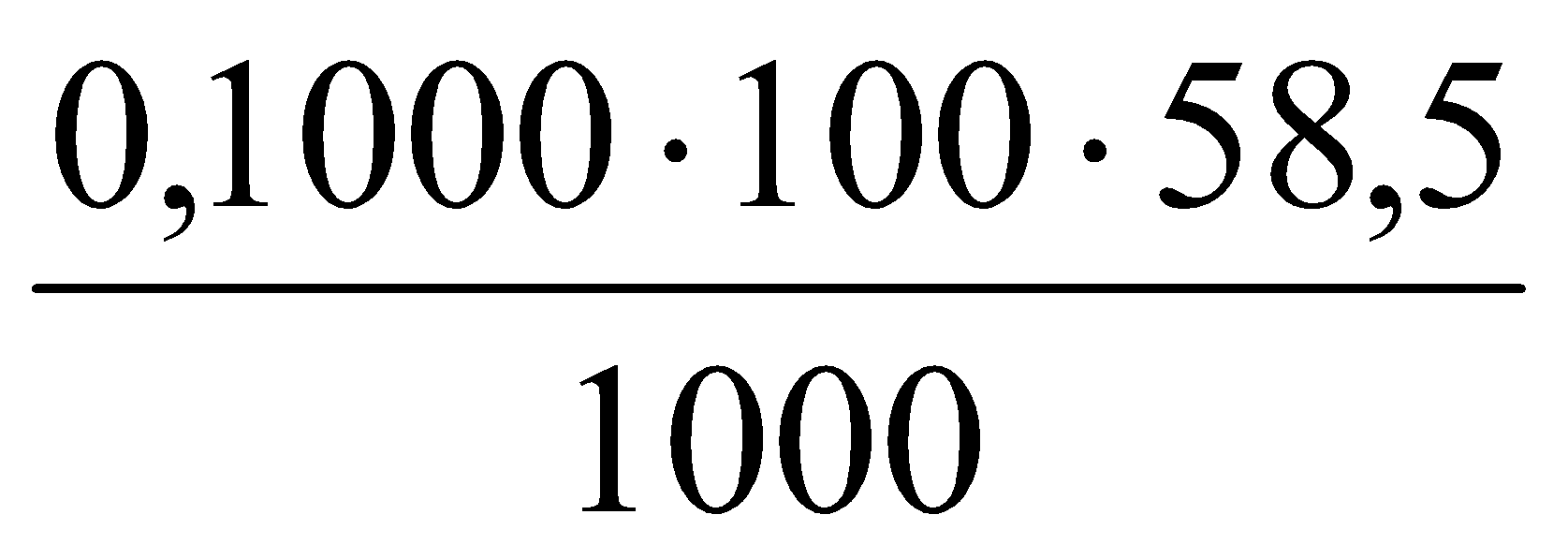
Дифенілкарбазон з Hg2+-іонами утворює сполуку, що має синє забарвлення.

**8.1. Приготування та стандартизація титранту Hg(NO3)2**

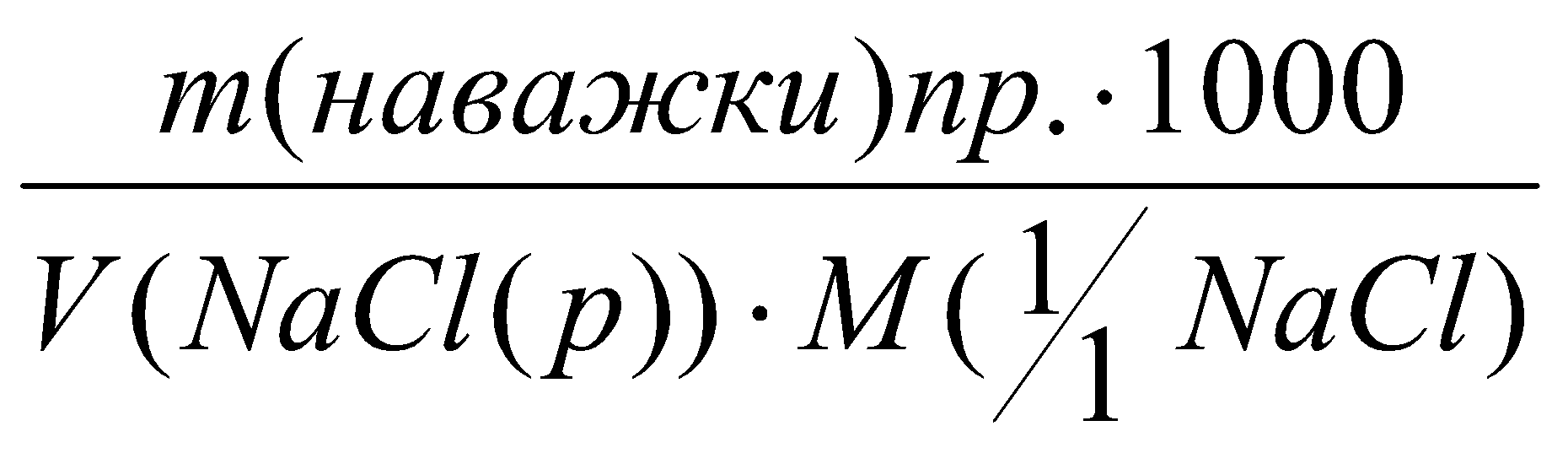
Для приготування 1дм3 розчину меркурій (II) нітрату з приблизною  
концентрацією С(1/2 Hg(NO3)2)=0,l моль**.**екв/дм3 беруть близько 17 г Hg(NO3)2. Наважку через лійку переносять у мірну колбу на 1дм3, додають 20 см3 розчину нітратної кислоти (С(1/1HNO3) = 6,0 моль**.**екв/дм3) для розчинення солі. Після розчинення наважки додають дистильовану воду до риски і ретельно перемішують.

Стандартизують приготований розчин за натрій хлоридом чи калій хлоридом.

Розраховують масу NaCl для приготування 100 см3  установочного титрованого розчину з С(1/1NaCl) = 0,1000 моль**.**екв/дм3 за формулою:

m(NaCl**)** =  =  = 0,5850 г

Беруть наважку NaCl близьку до розрахованої, переносять без втрат у мірну колбу на 100 см3, розчиняють у дистильованій воді, доводять водою до риски колби, ретельно перемішують. Уточнюють концентрацію отриманого розчину за формулою:

С(1/1 NaCl ) = 

Піпеткою відбирають аліквоту установочного титрованого розчину NaCl об'ємом 10 см3, переносять у колбу для титрування, додають 0,3 см3 спиртового розчину змішаного індикатора і титрують титрантом Hg(NO3)2 до незникаючого фіолетового забарвлення вмісту колби.

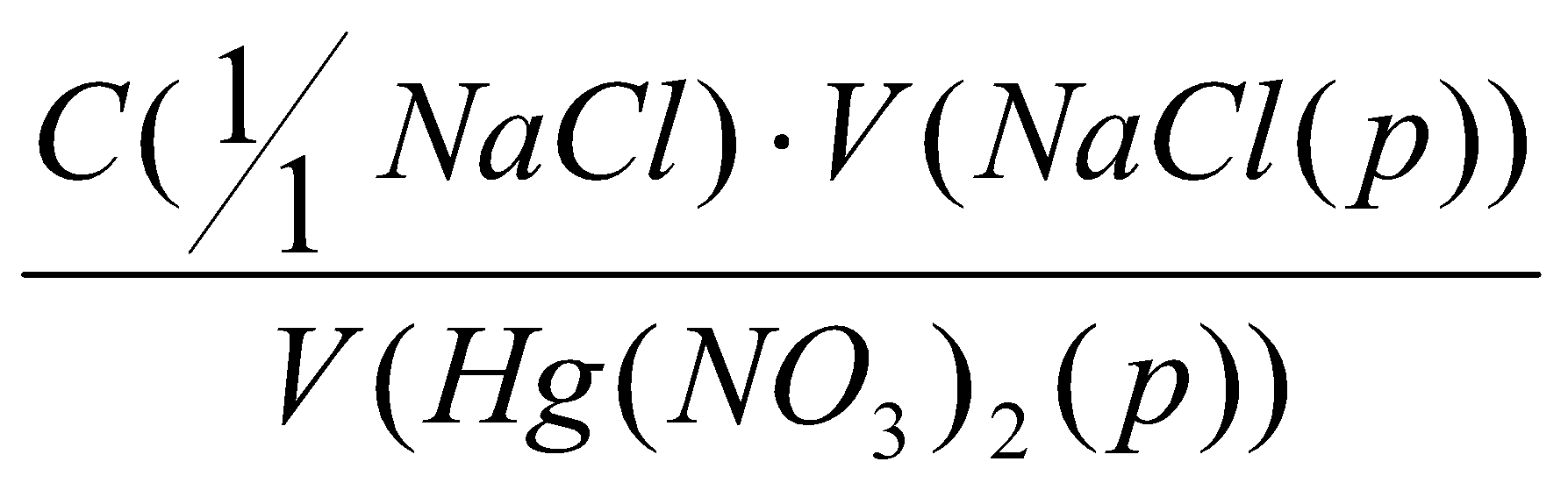


Для приготування змішаного індикатора беруть дифенілкарбазон масою 0,5 г і бромфеноловий синій масою 0,05 г, розчиняють у 100 см3 етанолу. Зберігають у добре закритій посудині з темного скла.

Рекомендується індикатор додавати не з початку титрування, а перед кінцем, щоб чіткіше відбувалась зміна забарвлення. Необхідно мати на увазі, що при титруванні з рН < 2,5 забарвлення не з'являється, а при рН = 3,0 поява забарвлення запізнюється.

| Об’єм установочного розчину NaCl, взятий на титрування, см3 | Об’єм робочого титрованого розчину Hg(NО3)2, що пішов на титрування, см3 |
| --- | --- |
| V1 – 10  V2 – 10  V3 – 10 | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 10 | Vсер. – |

Розрахунки точної молярної концентрації еквівалента робочого розчину Hg(NO3)2 за результатами титрування:

С(1/2Hg(NО3)2) = 

**8.2 Визначення хлорид-іонів у воді з різних джерел меркуриметричним титруванням**

**Теоретичні положення**

Визначенню хлоридів у поверхневих та стічних водах заважають Вr-, I-, SO32-, S2O32-, S2-, SCN-, CN-, Fe3+, CrO42-.

Визначення хлоридів у забарвлених і дуже забруднених органічними речовинами стічних водах проводять після попереднього випарювання вод у лужному середовищі досуха. Залишок після випарювання злегка прожарюють, розчиняють у гарячій дистильованій воді.

Fe3+-іони при концентраціях, що перевищують 10 мг/дм3, треба зв'язувати, додаючи декілька крапель розчину Na3PO4 (w = 5 %).

Визначенню хлоридів у воді заважають також іони Zn2+, Pb2+, Al3+, Ni2+, Cr3+ в концентраціях, що перевищують 100 мг/дм3.

Броміди і йодиди титруються разом з хлоридами. У їх присутності цей метод дає загальний вміст усіх галогенід-іонів.

Роботи по визначенню хлоридів за цим методом повинні проводитись з дотриманням правил техніки безпеки роботи із стічними водами та отруйними речовинами. Hg(NO3)2 – отрута.

***Хід роботи***

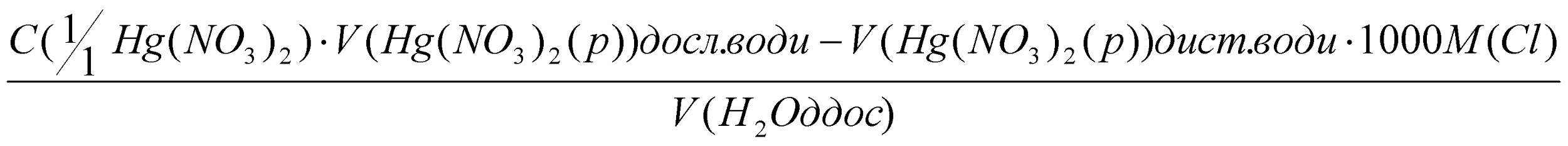
1. Відміряють циліндром 100 см3 досліджуваної води, переносять у колбу для титрування на 250 см3, додають 0,3 см3 змішаного індикатора (дифенілкарбозон + бромфеноловий синій).
2. Якщо вміст колби при цьому забарвлюється в жовтий колір, то додають краплями розчин натрій гідроксиду (С(NaOH) = 0,1 моль**.**екв/дм3) до зміни забарвлення на синє, після чого вводять краплями розчин нітратної кислоти (С(HNО3) = 0,2 моль**.**екв/дм3) до появи жовтого забарвлення, додатково додають 1 см3 розчину нітратної кислоти такої ж концентрації і титрують робочим розчином Hg(NО3)2 до появи фіолетового забарвлення вмісту колби.
3. Якщо після додавання змішаного індикатора досліджувана вода забарвлюється в синій колір, то, без додавання розчину натрій гідроксиду, вводять краплинами розчин нітратної кислоти (С(HNО3) = 0,2 моль**.**екв/дм3) до появи жовтого забарвлення і роблять далі, як вказано вище.
4. Якщо концентрація хлоридів більше 100 мг/дм3, то для визначення беруть не 100 см3 води, а менший об'єм. Проводять сліпе визначення зі 100 см3 дистильованої води, яку обробляють так само, як і досліджувану.
5. Тоді V(Hg(NO3)2 (p)), що пішов на титрування, становитиме:

V(Hg(NO3)2 (p)) = V(Hg(NO3)2 (р))досл.води – V(Hg(NO3)2 (р))дист.води.

| Об’єми досліджуваної та  дистильованої води, взяті на титрування, см3 | Об’єм робочого титрованого розчину Hg(NО3)2, що пішов на титрування, см3 | |
| --- | --- | --- |
| досліджуваної води, см3 | дистильованої води, см3 |
| V1 – 100  V2 – 100  V3 – 100 | V1 –  V2 –  V3 – | V1 –  V2 –  V3 – |
| Vсер. – 100 | Vсер. – | Vсер. – |

1. Розрахунки за результатами титрування:

С(1/1 Сl-)=

*=**=*

мг/дм3

**ГЛОСАРІЙ**

**Аргентометрія** – метод, заснований на реакціях осадження малорозчинних сполук аргентуму.

**Ацідиметрія** – це метод кислотно-основного титрування, метою якого є кількісне визначення лугів і солей, розчини яких мають лужне середовище (pH>7), за допомогою розчинів сильних кислот (HCI, H2SO4) .

**Алкаліметрія** – це метод кислотно-основного титрування, який служить для кількісного визначення кислот і солей, розчини яких мають кисле середовище (рН<7), за допомогою розчинів лугів (КОН, NaOH).

**Броматометрія** – метод окисно-відновного титрування, в якому у якості титранта (робочого розчину) застосовують розчин KBrO3.

**Відсоткова концентрація або масова частка** – маса речовини, яка міститься в 100 г розчину.

**Внутрішній індикатор** – індикатор, який в процесі титрування весь час знаходиться у розчині, який титрується.

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

**Гравіметричний аналіз** – метод кількісного визначення, який оснований на точному вимірюванні маси визначуваного компонента, виділеного в елементарному стані або у вигляді сполуки сталого складу.

**Гравіметрична (вагова) форма** – сполука, у вигляді якої проводять зважування.

**Зворотнє титрування** – метод титрування, при якому до розчину досліджуваних іонів додають титрант-1, взятий в надлишку, а потім титрують надлишок, що не вступив в реакцію, відповідним робочим розчином (титрант-2).

**Зовнішній індикатор** – індикатор, за яким визначають кінець титрування, відбираючи краплю рідини з розчину, який титрується, і додаючи цю краплю до індикатора поза розчину досліджуваної речовини.

**Йодометрія** – метод окисно-відновного титрування, в якому у якості титранта (робочого розчину) застосовують розчин І2.

**Індикатори** – речовини, за допомогою яких фіксують точку еквівалентності.

**рН-індикатори** – це органічні речовини, які мають характер кислот, основ або амфолітів, що змінюють своє забарвлення залежно від рН розчину.

**Інтервал переходу рН-індикатора** – це інтервал значень рН, в якому різко змінюється забарвлення індикатора.

**Кінцева точка титрування** – момент титрування, при якому відбуваються спостережувані зміни у розчині.

**Комплексони** – це органічні сполуки, похідні амінополікарбонових кислот, найпростішою з яких є імінодіоцтова кислота.

**Комплексон І** – нітрилтриацетатна кислота

**Комплексон ІІ** – етилендіамінтетраацетатна кислота (ЕДТА).

**Комплексон ІІІ (трилон Б)** – динатрієва сіль етилендіамінетраацетатної кислоти.

**Крива титрування**– графічне зображення зміни рН розчину залежно від об'єму доданого розчину титранта (або відсотків відтитрованості) в процесі поступового титрування.

**Меркурометрія** – метод, заснований на реакціях осадження малорозчинних сполук ртуті (І).

**Меркуриметрія** – метод, заснований на реакціях осадження малорозчинних сполук ртуті (ІІ).

**Металоіндикатори**– органічні сполуки, які утворюють з титрованим іоном металу забарвлену комплексну сполуку, стійкість якої нижча за стійкість метал комплексонату.

**Металохромні** **індикатори** – металоіндикатори, що утворюють з іонами металів внутрішньокомплексні сполуки, які за забарвленням відрізняються від самих індикаторів.

**Методи кислотно-основного титрування** – методи титриметричного аналізу, що базуються на використанні кислотно-основних реакцій (реакцій нейтралізації).

**Методи осадження –** методи титриметричного аналізу, що базуються на використанні реакцій утворення малорозчинних сполук.

**Методи комплексоутворення –** методи титриметричного аналізу, що базуються на використанні реакцій утворення комплексних сполук.

**Методи окисно-відновного тирування –** методи титриметричного аналізу, що базуються на використанні окисно-відновних реакцій.

**Молярна концентрація (См) –** виражається числом молей речовини в 1л розчину (моль/л).

**Молярна концентрація еквівалента або нормальна концентрація (Сн) –** визначається числом еквівалентів речовини в 1л розчину (моль∙екв/л).

**Нітритотометрія** – метод окисно-відновного титрування, в якому у якості титранта (робочого розчину) застосовують розчин NaNO2.

**Оксидиметрія** – метод визначення відновників шляхом титрування їх стандартними розчинами окисників.

**Осаджувана форма** – це сполука у вигляді якої визначуваний компонент осаджують із розчину

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

**Перманганатометрія** – метод окисно-відновного титрування, в якому у якості титранта (робочого розчину) застосовують розчин КMnO4.

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

**Поправковий коефіцієнт** (**Кп)** – число, що показує відношення практичної концентрації (Сн)пр речовини в розчині до її теоретичної концентрації (Сн)теор.

**Пряме титрування** – метод титрування, при якому визначуваний компонент безпосередньо титрується робочим розчином реагенту.

**Реагент** – тверда, рідка чи газоподібна речовина, яка вступає в реакцію з речовиною, що визначається.

**Реактив** – хімічний препарат, який може являти собою суміш різних речовин, яка містить поряд з реагентом і допоміжні речовини та розчинник.

**Редоксметрія** – метод визначення окисників шляхом титрування їх стандартними розчинами відновників.

**Речовина, що визначається** – хімічний елемент, проста чи складна речовина, вміст якої визначають у даному зразку продукту, який аналізується.

**Стандартизація розчину** – встановлення його точної концентрації.

**Стрибок титрування** – різка зміна рН розчину поблизу точки еквівалентності.

**Твердість води** – сукупність властивостей, обумовлених вмістом в ній лужноземельних елементів, переважно іонів кальцію і магнію. Твердість, обумовлену присутністю солей кальцію, називають кальцієвою, а ту, що обумовлена солями магнію – магнієвою. Сумарний вміст солей кальцію та магнію називають **загальною твердістю води**.

**Титриметрія** – це хімічний метод аналізу, який ґрунтується на вимірюванні точного об’єму розчину реактиву з відомою концентрацією, який взаємодіє з аналізованою речовиною.

**Титрування** – процес додавання одного розчину, який міститься в бюретці, до другого розчину, для визначення концентрації одного з них.

**Титрування замісника** **(непряме титрування)** – метод титрування, при якому до розчину визначуваної речовини додають спочатку явний надлишок спеціального [реагенту](https://uk.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B5%D0%B0%D0%B3%D0%B5%D0%BD%D1%82) і потім титрують один з продуктів реакції між аналізованою речовиною і доданим реагентом.

**Титрант** або титрований робочий розчин – розчин із точно відомою концентрацією.

**Титр розчину** (простий титр) – це маса речовини в грамах, яка міститься в 1мл розчину (г/мл).

**Титр по речовині, яку визначають (ТА/В)** – це маса речовини В в грамах, що реагує з 1мл розчину реактиву А (г/мл).

**Точка еквівалентності** – момент титрування, коли кількість молей еквівалентів титранту дорівнює кількості молей еквівалентів речовини, яку визначають.

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

**Хроматометрія** – метод окисно-відновного титрування, в якому у якості титранта (робочого розчину) застосовують розчин K2Cr2O7.

**ДОДАТКИ**

*Таблиця 1*

**Константи йонізації найважливіших кислот і основ**

| Назва | Формула | Константи іонізації, К |
| --- | --- | --- |
| КИСЛОТИ | | |
| Тригідроґен тетраоксоарсенат Арсенатна (V) | H3AsO4 | *K*1 5,6∙10–3 *K*2 1,7∙10–7 *K*3 2,95∙10–12 |
| Тригідроґен  триоксоарсенат Арсенатна (III) | H3AsO3 | *K* 5,9∙10–10 |
| Тригідроґен триоксоборат  Боратна (Ш) | H3ВO3 | *K*1 7,1∙10–10 *K*2 1,8∙10–13 *K*3 1,6∙10–14 |
| Тетраборатна | H2В4O7 | *K*1 1,8∙10–4 *K*2 2,0∙10–8 |
| Моногідроґен триоксобромат  Броматна (V) | HВrO3 | *K* 2,0∙10–1 |
| Моногідроґен оксобромат  Броматна (І) | HВrO | *K* 2,2∙10–9 |
| Карбонатна  Дигідроґен триоксокарбонат | H2СO3   СО2 ∙ aq + Н2О | *K*1 4,5∙10–7   *K*2 4,8∙10–11 |
| Ціанідна | HCN | *K* 5,0∙10–10 |
| Аскорбінова | Н2С6Н6О6 | *K*1 9,1∙10–5 *K*2 4,6∙10–12 |
| Моногідроґен ціанат | HOCN | *K* 2,7∙10–4 |
| Тартратна (винна) | Н2С4Н4О6 | *K*1 9,1∙10–4 *K*2 4,3∙10–6 |
| Цитратна  (лимонна) | Н4С6Н5О7 | *K*1 7,4∙10–4 *K*2 2,2∙10–5 *K*3 4,0∙10–7 *K*4 1,0∙10–16 |
| Молочна | НС3Н5О3 | *K* 1,5∙10–4 |
| Форміатна | НСООН | *K* 1,8∙10–4 |
| 8-оксихінолін | C9H7ON (HOxin) | *K* 1,3∙10–10 |
| Ацетатна | СН3СООН | *K* 1,74∙10–5 |
| Саліцилова | С6Н4(ОН)СООН | *K*1 1,1∙10–3 *K*2 2,6∙10–14 |
| Сульфанілова | H2NC6H4SO3H | *K* 6,3∙10–4 |
| Сульфосаліцилова | C6H3(OH)COOHSO3H | *K*1 3,1∙10–2 *K*2 2,0∙10–12 |
| Трихлорацетатна | CCl3COOH | *K* 2,0∙10–1 |
| Фенол | C6H5OH | *K* 1,0∙10–10 |
| Хлорацетатна | CH2ClCOOH | *K* 1,4∙10–3 |
| Оксалатна (щавлева) | H2C2O4 | *K*1 5,6∙10–2 *K*2 5,4∙10–5 |
| Етилендіамін  тетраацетатна | H4Y (EDTA) | *K*1 1,0∙10–2 *K*2 2,1∙10–3 *K*3 6,9∙10–7 *K*4 5,5∙10–11 |
| Яблучна | H2C4H4O5 | *K*1 5,6∙10–2 *K*2 5,4∙10–5 |
| Янтарна | H2C4H4O4 | *K*1 1,6∙10–5 *K*2 2,3∙10–6 |
| Моногідроген оксохлорат  Хлоратна (I) | HClO | *K* 2,95∙10–3 |
| Моногідроген діоксохлорат Хлоратна (III) | HClO2 | *K* 1,1∙10–2 |
| Дигідроген тетраоксохромат (Хроматна (VI)) | H2CrO4 | *K*1 1,6∙10–1 *K*2 3,2∙10–7 |
| Дихроматна (VI) | H2Cr2O7 | *K*2 2,3∙10–2 |
| Флуоридна | HF | *K* 6,21∙10–4 |
| Тетрагідроген гексаціаноферат | H4[Fe(CN)6] | *K*3 5,6∙10–3 *K*4 6,0∙10–5 |
| Дигідроген пероксид | H2O2 | *K*2 2,0∙10–12 |
| Пентагідроген гексаоксоіодат | H5IO6 | *K*1 2,45∙10–2 *K*2 4,3∙10–9 *K*3 1,0∙10–15 |
| Моногідроген триоксоіодат  Іодатна (V) | HIO3 | *K* 1,7∙10–1 |
| Моногідроген оксоіодат Іодатна (I) | HIO | *K* 2,3∙10–11 |
| Дигідроген тетраоксоманганат Манганатна (VI) | H2MnO4 | *K*1 1,1∙10–1 *K*2 7,12∙10–11 |
| Дигідроген тетраоксомолібдат Молібдатна (VI) | H2MoO4 | *K*1 2,9∙10–3 *K*2 1,4∙10–4 |
| Азидна | HN3 | *K* 2,0∙10–5 |
| Нітритна Нітратна (III) | HNO2 | *K* 5,1∙10–4 |
| Дигідроген діоксодинітрат | H2N2O2 | *K*1 6,2∙10–8 *K*2 2,94∙10–12 |
| Дигідроген гідроген триоксофосфат | H2PHO3 | *K*1 3,19∙10–2 *K*2 1,6∙10–7 |
| Гідроген тетраоксофосфат (V) Фосфатна (V) | H3PO4 | *K*1 7,10∙10–3 *K*2 6,2∙10–8 *K*3 5,0∙10–13 |
| Гідроген гептаоксодифосфат (V) Дифосфатна (V) | H4P2O7 | *K*1 1,2∙10–1 *K*2 7,9∙10–3 *K*3 2,0∙10–7 *K*4 4,8∙10–10 |
| Гідроген дигідроген діоксофосфат | HPH2O2 | *K* 5,9∙10–2 |
| Тетрагідроген гексаоксодифосфат | H4P2O6 | *K*1 6,3∙10–3 *K*2 1,6∙10–3 *K*3 5,4∙10–8 *K*4 9,3∙10–11 |
| Дигідроген сульфід Сульфідна | H2S | *K*1 1,0∙10–7 *K*2 2,5∙10–13 |
| Дигідроген триоксосульфат Сульфатна (IV) (сульфітна) | H2SO3 | *K*1 1,4∙10–2 *K*2 6,2∙10–8 |
| Дигідроген тетраоксосульфат Сульфатна (VI) | H2SO4 | *K*2 1,15∙10–2 |
| Дигідроген триоксотіосульфат | H2S2O3 | *K*1 2,5∙10–1 *K*2 1,9∙10–2 |
| Моногідроген гексагідроксостибат | H[Sb(OH)6] | *K* 4,0∙10–5 |
| Дигідроген триоксоселенат Селенатна (IV) | H2SeO3 | *K*1 1,8∙10–3 *K*2 3,2∙10–9 |
| Дигідроген тетраоксоселенат Селенатна (VI) | H2SeO4 | *K*2 1,2∙10–2 |
| Гідроген тетраоксосилікат (IV) Силікатна | H4SiO4 | *K*1 1,3∙10–10 *K*2 1,6∙10–12 *K*3 2,0∙10–14 |
| Телуридна | H2Te | *K*1 2,3∙10–3 *K*2 6,9∙10–13 |
| Дигідроген триоксотелурат Телуратна (IV) | H2TeO3 | *K*1 2,7∙10–3 *K*2 1,8∙10–8 |
| Гексагідроген гексаоксотелурат | H6TeO6 | *K*1 2,45∙10–8 *K*2 1,1∙10–11 *K*3 1,0∙10–15 |
| Дигідроген тетраоксовольфрамат Волфраматна (VI) | H2WO4 | *K*1 6,3∙10–3 *K*2 2,0∙10–4 |
| ОСНОВИ | | |
| Амоній гідроксид | NH3 ∙ H2O | *K* 1,76∙10–5 |
| Арґентум (I) гідроксид | AgOH | *K* 5,0∙10–3 |
| Барій дигідроксид | Ba(OH)2 | *K*2 2,3∙10–1 |
| Анілін | C6H5NH2 + H2O | *K* 4,3∙10–10 |
| Гідразин | N2H4 + H2O | *K* 9,3∙10–7 |
| Гідроксиламін | NH2OH + H2O | *K* 8,9∙10–9 |
| Дифеніламін | (C6H5)2NH + H2O | *K* 6,2∙10–14 |
| Кальцій дигідроксид | Ca(OH)2 | *K*2 4,0∙10–2 |
| Літій гідроксид | LiOH | *K* 6,8∙10–1 |
| Плюмбум дигідроксид | Pb(OH)2 | *K*1 9,55∙10–4 *K*2 3,0∙10–8 |
| 8-оксихінолін | C9H7ON + H2O | *K* 1,1∙10–9 |

*Таблиця 2*

**Іонний добуток води за температури від 0 до 100 оС**

| t, 0С | Кw | √Кw | t, 0С | Кw | √Кw |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 0 | 0,11 ∙ 10–14 | 0,33 ∙ 10–7 | 30 | 1,48 ∙ 10–14 | 1,20 ∙ 10–7 |
| 5 | 0,17 ∙ 10–14 | 0,42 ∙ 10–7 | 31 | 1,58 ∙ 10–14 | 1,26 ∙ 10–7 |
| 10 | 0,30 ∙ 10–14 | 0,54 ∙ 10–7 | 32 | 1,70 ∙ 10–14 | 1,29 ∙ 10–7 |
| 15 | 0,46 ∙ 10–14 | 0,68 ∙ 10–7 | 33 | 1,82 ∙ 10–14 | 1,35 ∙ 10–7 |
| 16 | 0,50 ∙ 10–14 | 0,71 ∙ 10–7 | 34 | 1,95 ∙ 10–14 | 1,38 ∙ 10–7 |
| 17 | 0,55 ∙ 10–14 | 0,74 ∙ 10–7 | 35 | 2,09 ∙ 10–14 | 1,45 ∙ 10–7 |
| 18 | 0,60 ∙ 10–14 | 0,77 ∙ 10–7 | 36 | 2,24 ∙ 10–14 | 1,48 ∙ 10–7 |
| 19 | 0,65 ∙ 10–14 | 0,80 ∙ 10–7 | 37 | 2,40 ∙ 10–14 | 1,55 ∙ 10–7 |
| 20 | 0,69 ∙ 10–14 | 0,83 ∙ 10–7 | 38 | 2,57 ∙ 10–14 | 1,58 ∙ 10–7 |
| 21 | 0,76 ∙ 10–14 | 0,87 ∙ 10–7 | 39 | 2,75 ∙ 10–14 | 1,66 ∙ 10–7 |
| 22 | 0,81 ∙ 10–14 | 0,90 ∙ 10–7 | 40 | 2,95 ∙ 10–14 | 1,70 ∙ 10–7 |
| 23 | 0,87 ∙ 10–14 | 0,93 ∙ 10–7 | 50 | 5,50 ∙ 10–14 | 2,34 ∙ 10–7 |
| 24 | 0,93 ∙ 10–14 | 0,96 ∙ 10–7 | 60 | 9,55 ∙ 10–14 | 3,09 ∙ 10–7 |
| 25 | 1,00 ∙ 10–14 | 1,00 ∙ 10–7 | 70 | 15,8 ∙ 10–14 | 3,98 ∙ 10–7 |
| 26 | 1,10 ∙ 10–14 | 1,05 ∙ 10–7 | 80 | 25,1 ∙ 10–14 | 5,01 ∙ 10–7 |
| 27 | 1,17 ∙ 10–14 | 1,07 ∙ 10–7 | 90 | 38,0 ∙ 10–14 | 6,17 ∙ 10–7 |
| 28 | 1,29 ∙ 10–14 | 1,12 ∙ 10–7 | 100 | 55,0 ∙ 10–14 | 7,41 ∙ 10–7 |
| 29 | 1,38 ∙ 10–14 | 1,17 ∙ 10–7 |  |  |  |

*Таблиця 3*

**Добуток розчинності (ДР) деяких малорозчинних у воді сполук (за 25 0С)**

| Сполука | Назва сполуки | ДР |
| --- | --- | --- |
| Ag3AsO4 | Арґентум арсенат (V) | 1,0 ∙ 10–22 |
| Ag3AsO3 | Арґентум арсенат (III) | 1,0 ∙ 10–17 |
| AgBr | Арґентум бромід | 5,3 ∙ 10–13 |
| AgCH3COO | Арґентум ацетат | 4,0 ∙ 10–3 |
| Ag2CO3 | Арґентум карбонат | 1,2 ∙ 10–12 |
| Ag2C2O4 | Арґентум оксалат | 3,5 ∙ 10–11 |
| AgCl | Арґентум хлорид | 1,78 ∙ 10–10 |
| AgCrO4 | Арґентум хромат (VI) | 1,1 ∙ 10–12 |
| Ag2Cr2O7 | Арґентум дихромат (VI) | 1,0 ∙ 10–10 |
| AgI | Арґентум йодид | 8,3 ∙ 10–17 |
| AgMnO4 | Арґентум манганат (VII) | 1,6 ∙ 10–3 |
| Ag2O (Ag+, 2OH-) | Діарґентум оксид | 1,95 ∙ 10–8 |
| AgNO2 | Арґентум нітрат (III) | 6,0 ∙ 10–4 |
| Ag3РO4 | Арґентум фосфат (V) | 1,3 ∙ 10–20 |
| Ag2S | Діарґентум сульфід | 6,3 ∙ 10–50 |
| AgSCN | Арґентум тіоціанат | 1,1 ∙ 10–12 |
| Ag2SO3 | Арґентум сульфат (IV) | 1,5 ∙ 10–14 |
| Ag2SO4 | Арґентум сульфат (VI) | 1,6 ∙ 10–5 |
| Ag2S3 | Арґентум (III) сульфід | 4,1 ∙ 10–29 |
| AlAsO4 | Алюміній арсенат (V) | 1,6 ∙ 10–16 |
| Al(OH)3 | Алюміній тригідроксид |  |
| (Al3+, 3OH-) |  | 3,2 ∙ 10–34 |
| (AlOH2+, 2OH-) |  | 3,2 ∙ 10–25 |
| (H+, AlO2-) |  | 1,6 ∙ 10–13 |
| AlPO4 | Алюміній фосфат (V) | 5,75 ∙ 10–19 |
| Ba(OH)2 | Барій дигідроксид | 5,0 ∙ 10–3 |
| BaCO3 | Барій карбонат | 4,0 ∙ 10–10 |
| BaC2O4 | Барій оксалат | 1,1 ∙ 10–7 |
| BaCrO4 | Барій хромат (VI) | 1,2 ∙ 10–10 |
| BaF2 | Барій дифлуорид | 1,1 ∙ 10–6 |
| BaMnO4 | Барій тетраоксоманганат (VI) | 2,5 ∙ 10–10 |
| Ba2[Fe(CN)6] | Барій гексаціаноферат (II) | 3,0 ∙ 10–8 |
| Ba3(PO4)2 | Трибарій дифосфат | 6,0 ∙ 10–39 |
| Ba2P2O7 | Барій дифосфат (V) | 3,0 ∙ 10–11 |
| BaSO3 | Барій сульфат (IV) | 8,0 ∙ 10–7 |
| BaSO4 | Барій сульфат (VI) | 1,1 ∙ 10–10 |
| BiI3 | Бісмут (III) йодид | 8,1 ∙ 10–19 |
| BiOCl | Бісмут (III) оксид хлорид |  |
| (BiO+, Cl–) |  | 7,0 ∙ 10–9 |
| (BiOCl + H2O = Bi3+ + 2OH– + Cl–) |  | 1,8 ∙ 10–31 |
| BiOOH | Бісмут (III) гідроксид оксид |  |
| (BiO+, OH–) |  | 4,0 ∙ 10–10 |
| Bi2S3 | Бісмут (III) сульфід | 1,0 ∙ 10–9 |
| BiPO4 | Бісмут (III) фосфат (V) | 1,3 ∙ 10–23 |
| CaC4H4O6 | Кальцій тартрат | 7,7 ∙ 10–7 |
| CaCO3 | Кальцій карбонат | 3,8 ∙ 10–9 |
| CaC2O4 | Кальцій оксалат | 2,3 ∙ 10–9 |
| CaCrO4 | Кальцій хромат (VI) | 7,1 ∙ 10–4 |
| CaF2 | Кальцій дифлуорид | 4,0 ∙ 10–11 |
| CaHPO4 | Кальцій гідрогенфосфат |  |
| (Ca2+, HPO42–) |  | 2,7 ∙ 10–7 |
| Ca(H2PO4)2 | Кальцій дигідрогенфосфат |  |
| (Ca2+, 2H2PO4–) |  | 1,0 ∙ 10–3 |
| Ca(OH)2 | Кальцій дигідроксид |  |
| (Ca2+, 2OH–) |  | 6,5 ∙ 10–6 |
| (CaOH+, OH–) |  | 9,1 ∙ 10–5 |
| Ca3 (PO4)2 | Трикальцій дифосфат | 2,0 ∙ 10–29 |
| CaSO3 | Кальцій сульфат (IV) | 3,2 ∙ 10–7 |
| CaSO4 | Кальцій сульфат (VI) | 2,5 ∙ 10–5 |
| CdCO3 | Кадмій карбонат | 1,0 ∙ 10–12 |
| CdC2O4 | Кадмій оксалат | 1,5 ∙ 10–8 |
| Cd(OH)2 | Кадмій дигідроксид |  |
| (Cd2+, 2OH–) (свіжеосаджений) |  | 2,2 ∙ 10–14 |
| Cd(OH)2 | Кадмій дигідроксид |  |
| (Cd2+, 2OH–) (після старіння) |  | 5,9 ∙ 10–15 |
| Cd(OH)2 | Кадмій дигідроксид |  |
| (H+, HCdO2–) |  | 2,0 ∙ 10–19 |
| CdS | Кадмій сульфід | 1,6 ∙ 10–28 |
| CoCO3 | Кобальт карбонат | 1,05 ∙ 10–10 |
| CoC2O4 | Кобальт оксалат | 6,3 ∙ 10–8 |
| Co(OH)2 (блакитний) | Кобальт дигідроксид | 6,3 ∙ 10–15 |
| Co(OH)2 (рожевий, свіжеосаджений) |  | 1,6 ∙ 10–15 |
| Co(OH)3 | Кобальт тригідроксид | 4,0 ∙ 10–45 |
| Cr(OH)2 | Хром дигідроксид | 1,0 ∙ 10–17 |
| Cr(OH)3 | Хром тригідроксид |  |
| (Cr3+, 3OH–) |  | 6,3 ∙ 10–31 |
| (CrOH2+, 2OH–) |  | 7,9 ∙ 10–21 |
| (H+, H2CrO3–) |  | 4,0 ∙ 10–15 |
| CrPO4 (фіолетовий) | Хром (III) фосфат | 1,0 ∙ 10–17 |
| CrPO4 (зелений) |  | 2,4 ∙ 10–23 |
| CuBr | Купрум (I) бромід | 5,25 ∙ 10–9 |
| CuCO3 | Купрум (II) карбонат | 2,5 ∙ 10–10 |
| CuC2O4 | Купрум (II) оксалат | 3,0 ∙ 10–9 |
| CuCl | Купрум (I) хлорид | 1,2 ∙ 10–6 |
| CuCrO4 | Купрум (II) хромат (VI) | 3,6 ∙ 10–6 |
| Cu2[Fe(CN)6] | Купрум (II) гексаціаноферат (II) | 1,3 ∙ 10–16 |
| CuI | Купрум (I) йодид | 1,1 ∙ 10–12 |
| Cu2O (Cu+, 2OH–) | Купрум (I) оксид | 1,0 ∙ 10–14 |
| Cu(OH)2 | Купрум дигідрооксид |  |
| (Cu2+, 2OH–) |  | 8,3 ∙ 10–20 |
| (CuOH+, OH–) |  | 8,3 ∙ 10–12 |
| (H+, HCuO2–) |  | 1,0 ∙ 10–19 |
| Cu2(OH)2CO3 | Дикупрум дигідрооксид карбонат | 1,7 ∙ 10–34 |
| Cu2S | Дикупрум сульфід | 2,5 ∙ 10–48 |
| CuSCN | Купрум (I) тіоціанат | 4,8 ∙ 10–15 |
| CuS | Купрум (II) сульфід | 6,3 ∙ 10–36 |
| FeCO3 | Ферум (II) карбонат | 3,5 ∙ 10–11 |
| FeC2O4 | Ферум (II) оксалат | 2,0 ∙ 10–7 |
| Fe(OH)2 | Ферум дигідроксид |  |
| (Fe2+, 2OH–) |  | 7,2 ∙ 10–16 |
| (FeOH+, OH–) |  | 2,2 ∙ 10–11 |
| (H+, HFeO2–) |  | 8,0 ∙ 10–20 |
| Fe(OH)3 | Ферум тригідроксид |  |
| (Fe3+, 3OH–) |  | 6,3 ∙ 10–38 |
| Fe(OH)3 |  |  |
| (Fe3+, 3OH–) |  | 3,2 ∙ 10–40 |
| Fe(OH)3 | Ферум тригідроксид |  |
| (Fe(OH)2+, OH–) |  | 6,8 ∙ 10–18 |
| (Fe(OH)2+, 2OH–) |  | 2,0 ∙ 10–28 |
| FePO4 | Ферум (III) фосфат | 1,3 ∙ 10–22 |
| FeS | Ферум (II) сульфід | 5,0 ∙ 10–18 |
| FeS2 | Ферум (II) дисульфід |  |
| (Fe2+, S22–) |  | 6,3 ∙ 10–31 |
| Hg2Br2 | Димеркурій дибромід |  |
| (Hg22+, 2Br–) |  | 5,8 ∙ 10–23 |
| Hg2CO3 | Димеркурій карбонат |  |
| (Hg22+, CO32–) |  | 8,9 ∙ 10–17 |
| Hg2C2O4 | Димеркурій оксалат |  |
| (Hg22+, C2O42–) |  | 1,0 ∙ 10–13 |
| Hg2Cl2 | Димеркурій дихлорид |  |
| (Hg22+, 2Cl–) |  | 1,3 ∙ 10–18 |
| Hg2CrO4 | Димеркурій хромат (VI) |  |
| (Hg22+, CrO42–) |  | 5,0 ∙ 10–9 |
| Hg2I2 | Димеркурій дийодид |  |
| (Hg22+, 2I–) |  | 4,5 ∙ 10–29 |
| Hg2O | Димеркурій оксид |  |
| (Hg22+, 2OH–) |  | 1,6 ∙ 10–23 |
| HgO | Меркурій (II) оксид |  |
| (Hg2+, 2OH–) |  | 3,0 ∙ 10–26 |
| HgS (чорний) | Меркурій (II) сульфід | 1,6 ∙ 10–52 |
| HgS (червоний) |  | 4,0 ∙ 10–53 |
| Hg2S | Димеркурій сульфід |  |
| (Hg22+, S2–) |  | 1,0 ∙ 10–47 |
| Hg2(SCN)2 | Димеркурій дитіоціанат |  |
| (Hg22+, 2SCN–) |  | 3,0 ∙ 10–20 |
| Hg2SO4 | Димеркурій сульфат (VI) |  |
| (Hg22+, SO42–) |  | 6,8 ∙ 10–7 |
| K3[AlF6] (3K+, AlF63–) | Калій гексафлуороалюмінат | 1,6 ∙ 10–9 |
| KClO4 | Калій тетраоксохлорат (VII) | 1,1 ∙ 10–2 |
| K3[Co(NO2)6] | Калій гексанітрокобальтат (III) |  |
| (3K+, [Co(NO2)6]3–) |  | 4,3 ∙ 10–10 |
| K2Na[Co(NO2)6] | Дикалій натрій гексанітрокобальтат (III) |  |
| (2K+, Na+, [Co(NO2)6]3–) |  | 2,2 ∙ 10–11 |
| KIO4 | Калій тетраоксоіодат (VII) | 8,3 ∙ 10–4 |
| K2[PdCl6] | Калій гексахлоропаладат (IV) |  |
| (2K+, [PdCl6]2–) |  | 6,0 ∙ 10–6 |
| K2[PtCl4] (2K+, [PtCl4]2–) | Калій тетрахлороплатинат (II) | 8,0 ∙ 10–3 |
| LiOH | Літій гідроксид | 4,0 ∙ 10–2 |
| Li3PO4 | Літій фосфат (V) | 3,2 ∙ 10–9 |
| MgNH4PO4 | Амоній магній фосфат (V) | 2,5 ∙ 10–13 |
| Mg(OH)2 (свіжеосаджений) | Магній дигідроксид | 6,0 ∙ 10–10 |
| Mg(OH)2 |  |  |
| (Mg2+, 2OH–) |  | 7,1 ∙ 10–12 |
| (MgOH +, OH–) (після старіння) |  | 2,6 ∙ 10–9 |
| Mg3(PO4)2 | Тримагній дифосфат | 1,0 ∙ 10–13 |
| MgCO3 | Магній карбонат | 2,1 ∙ 10–5 |
| MgF2 | Магній дифлуорид | 6,5 ∙ 10–9 |
| MnCO3 | Манган карбонат | 1,8 ∙ 10–11 |
| MnC2O4 | Манган оксалат | 5,0 ∙ 10–5 |
| MnNH4PO4 | Амоній манган фосфат (V) | 1,0 ∙ 10–12 |
| Mn(OH)2 | Манган дигідроксид |  |
| (Mn2+, 2OH–) |  | 1,9 ∙ 10–13 |
| (MnOH +, OH–) |  | 4,9 ∙ 10–10 |
| (H+, HMnO2–) |  | 1,0 ∙ 10–19 |
| Mn(OH)3 | Манган тригідроксид | 1,0 ∙ 10–36 |
| Mn(OH)4 | Манган тетрагідроксид | 1,0 ∙ 10–56 |
| MnS (тілесного кольору) | Манган (II) сульфід | 2,5 ∙ 10–10 |
| MnS (зелений) |  | 2,5 ∙ 10–13 |
| (NH4)3[Co(NO2)6] | Амоній гексанітрокобальтат (III) |  |
| (3NH4+, [Co(NO2)6]3–) |  | 7,6 ∙ 10–6 |
| (NH4)2PtCl6 | Амоній гексахлороплатинат (IV) | 9,0 ∙ 10–6 |
| Na[Sb(OH)6] | Натрій гексагідроксостибат (VI) |  |
| (Na+, [Sb(OH)]– |  | 4,8 ∙ 10–8 |
| Ni(C4H7O2N2)2 | Нікол (II) диметилгліоксимат | 2,3 ∙ 10–25 |
| NiCO3 | Нікол (II) карбонат | 1,3 ∙ 10–7 |
| NiC2O4 | Нікол (II) оксалат | 4,0 ∙ 10–10 |
| Ni(OH)2(свіжоосаджений) | Нікол дигідроксид | 2,0 ∙ 10–15 |
| Ni(OH)2(після старіння) |  | 6,3 ∙ 10–18 |
| NiP2O7 | Нікол (II) дифосфат (V) | 1,7 ∙ 10–13 |
| NiS альфа | Нікол (II) сульфід | 3,2 ∙ 10–19 |
| NiS бета |  | 1,0 ∙ 10–24 |
| NiS гама |  | 2,0 ∙ 10–26 |
| PbCO3 | Плюмбум (II) карбонат | 7,5 ∙ 10–15 |
| PbC2O4 | Плюмбум (II)оксалат | 4,8 ∙ 10–10 |
| PbCl2 | Плюмбум дихлорид | 1,6 ∙ 10–5 |
| PbCrO4 | Плюмбум (II) хромат (VI) | 1,8 ∙ 10–14 |
| PbF2 | Плюмбум дифлуорид | 2,7 ∙ 10–8 |
| PbI2 | Плюмбум дийодид | 1,1 ∙ 10–9 |
| Pb2[Fe(CN)6] | Плюмбум (II)гексаціаноферрат (II) | 9,55 ∙ 10–19 |
| PbO2 | Плюмбум диоксид |  |
| (Pb4+, 4OH–) |  | 3,0 ∙ 10–6 |
| Pb(OH)2 | Плюмбум дигідроксид |  |
| (Pb2+, 2OH–)(жовтий) |  | 7,9 ∙ 10–16 |
| Pb(OH)2 | Плюмбум дигідроксид |  |
| (Pb2+, 2OH–) (червоний) |  | 5,0 ∙ 10–16 |
| (PbOH+, OH–) |  | 1,0 ∙ 10–9 |
| (H+, HPbO2–) |  | 3,2 ∙ 10–16 |
| Pb2(OH)2CO3 | Диплюмбум дигідроксид карбонат | 3,5 ∙ 10–46 |
| Pb3(PO4)2 | Триплюмбум дифосфат | 7,9 ∙ 10–43 |
| PbS | Плюмбум (II) сульфід | 2,5 ∙ 10–27 |
| Pb(SCN)2 | Плюмбум дитіоціанат | 2,0 ∙ 10–5 |
| PbSO4 | Плюмбум (II) сульфат (VI) | 1,6 ∙ 10–8 |
| PbS2O3 | Плюмбум (II) триоксотіосульфат | 4,0 ∙ 10–7 |
| SnI2 | Станум дийодид | 8,3 ∙ 10–6 |
| Sn(OH)2 | Станум дигідроксид |  |
| (Sn2+, 2OH–) |  | 6,3 ∙ 10–27 |
| (SnOH+, OH–) |  | 2,5 ∙ 10–16 |
| (H+, HSnO2–) |  | 1,3 ∙ 10–15 |
| Sn(OH)4 | Станум тетрагідроксид | 1,0 ∙ 10–57 |
| SnS | Станум (II) сульфід | 2,5 ∙ 10–27 |
| SrCO3 | Стронцій карбонат | 1,1 ∙ 10–10 |
| SrC2O4 | Стронцій оксалат | 1,6 ∙ 10–7 |
| SrCrO4 | Стронцій хромат (VI) | 3,6 ∙ 10–5 |
| SrF2 | Стронцій дифлуорид | 2,5 ∙ 10–9 |
| Sr(OH)2 | Стронцій дигідроксид | 3,2 ∙ 10–4 |
| Sr3(PO4)2 | Тристронцій дифосфат | 1,0 ∙ 10–31 |
| SrSO3 | Стронцій сульфат (IV) | 4,0 ∙ 10–8 |
| SrSO4 | Стронцій сульфат (VI) | 3,2 ∙ 10–7 |
| ZnCO3 | Цинк карбонат | 1,45 ∙ 10–11 |
| ZnC2O4 | Цинк оксалат | 2,75 ∙ 10–8 |
| Zn2[Fe(CN)6] | Цинк гексаціаноферат (II) | 2,1 ∙ 10–16 |
| Zn[Hg(SCN)4] | Цинк тетратіоціанато- меркурат (II) |  |
| (Zn2+, [Hg(SCN)4]2–) |  | 2,2 ∙ 10–7 |
| Zn(OH)2 | Цинк дигідроксид |  |
| (Zn2+, 2OH–) |  | 1,4 ∙ 10–17 |
| (ZnOH+, OH–) |  | 1,4 ∙ 10–11 |
| Zn3(PO4)2 | Трицинк дифосфат | 9,1 ∙ 10–33 |
| ZnS | Цинк сульфід | 1,6 ∙ 10–24 |
| ZnS |  | 2,5 ∙ 10–22 |

*Таблиця 4*

**Значення констант нестійкості комплексних іонів за 20-25 оС**

| Комплексоутво-рювачі | Іонізація комплексів | Константа нестійкості, Кн |
| --- | --- | --- |
| Ag+ | [Ag(NH3)2]+ ↔Ag+ + 2NH3 | 5,75 ∙ 10–8 |
| [AgCl2]– ↔ Ag+ + 2Cl– | 9,12 ∙ 10–6 |
| [AgI2]– ↔ Ag+ + 2I– | 5,50 ∙ 10–12 |
| [Ag(S2O3)2]3– ↔ Ag+ + 2S2O33– | 3,47 ∙ 10–14 |
| [Ag(S2O3)2]– ↔ Ag+ + S2O32– | 1,00 ∙ 10–13 |
| [Ag(CN)2]– ↔ Ag+ + 2CN– | 1,41 ∙ 10–20 |
| [Ag(SCN)2]– ↔ Ag+ + 2SCN– | 5,88 ∙ 10–9 |
| [Ag(NO2)2]–↔ Ag+ + 2NO2– | 1,80 ∙ 10–3 |
| Al3+ | [Al(OH)4]- ↔Al3+ + 4OH– | 1,00 ∙ 10–33 |
| [AlF6]3– ↔ Al3+ + 6F– | 2,14 ∙ 10–21 |
| [Al(SO4)2]– ↔ Al3+ + 2SO42– | 1,26 ∙ 10–6 |
| [Al(C2O4)3]3– ↔ Al3++ 3C2O42– | 5,00 ∙ 10–17 |
| [AlЕДТА]– ↔ Al3+ + ЕДТА4– | 7,41 ∙ 10–1 |
| Cd2+ | [Cd(NH3)4]2+ ↔Cd2+ + 4NH3 | 2,75 ∙ 10–7 |
| [Cd(CN)4]2– ↔ Cd2+ + 4CN– | 1,76 ∙ 10–18 |
| [CdI4]2– ↔ Cd2+ + 4I– | 7,94 ∙ 10–7 |
| [Cd(S2O3)2]2– ↔ Cd2+ + 2S2O32– | 3,31 ∙ 10–7 |
| Co2+  Co3+ | [Co(NH3)6]2+ ↔Co2+ + 6NH3 | 7,80 ∙ 10–6 |
| [Co(NH3)6]3+ ↔Co3+ + 6NH3 | 6,16 ∙ 10–36 |
| [Co(CN)6]4– ↔ Co2+ + 6CN– | 8,13 ∙ 10–20 |
| [Co(CN)6]3– ↔ Co3+ + 6CN– | 1,00 ∙ 10–64 |
| [CoЕДТА]2– ↔ Co2+ + ЕДТА4– | 1,00 ∙ 10–17 |
| [CoЕДТА]– ↔ Co3+ + ЕДТА4– | 1,00 ∙ 10–36 |
| Cu+ | [Cu(NH3)2]+ ↔Cu+ + 2NH3 | 1,36 ∙ 10–11 |
| [Cu(CN)4]3– ↔ Cu+ + 4CN– | 5,00 ∙ 10–31 |
| Cu2+ | [Cu(NH3)4]2+ ↔Cu2+ + 4NH3 | 9,33 ∙ 10–13 |
| [Cu(C2O4)2]2– ↔ Cu2++ 2C2O42– | 5,00 ∙ 10–11 |
| [CuCl4]2– ↔ Cu2+ + 4Cl– | 2,40 ∙ 10–6 |
| [CuЕДТА]2– ↔ Cu2+ + ЕДТА4– | 1,58 ∙ 10–19 |
| Fe2+ | [Fe(CN)6]4– ↔ Fe2+ + 6CN– | 1,00 ∙ 10–24 |
| [Fe(C6H4(COO)O2]2– ↔ Fe2+ + 2[C6H4(COO)O2]2– | 5,62 ∙ 10–12 |
| Fe3+ | [Fe(CN)6]3– ↔ Fe3+ + 6CN– | 1,00 ∙ 10–31 |
| [FeF6]3– ↔ Fe3+ + 6F– | 7,94 ∙ 10–17 |
| [FeЕДТА]– ↔ Fe3+ + ЕДТА4– | 7,94 ∙ 10–26 |
| [Fe(C2O4)3]3– ↔ Fe3++ 3C2O42– | 6,31 ∙ 10–21 |
| Hg2+ | [Hg(NH3)4]2+ ↔Hg2+ + 4NH3 | 5,20 ∙ 10–20 |
| [HgCl4]2– ↔ Hg2+ + 4Cl– | 8,50 ∙ 10–16 |
| [HgBr4]2– ↔ Hg2+ + 4Br– | 1,00 ∙ 10–21 |
| [HgI4]2– ↔ Hg2+ + 4I– | 1,48 ∙ 10–30 |
| [Hg(CN)4]2– ↔ Hg2+ + 4CN– | 3,09 ∙ 10–42 |
| [Hg(SCN)4]2– ↔ Hg2+ + 4SCN– | 1,70 ∙ 10–20 |
| Ni2+ | [Ni(NH3)6]2+ ↔Ni2+ + 6NH3 | 1,23 ∙ 10–8 |
| [Ni(CN)4]2– ↔ Ni2+ + 4CN– | 1,00 ∙ 10–31 |
| [NiЕДТА]2– ↔ Ni2+ + ЕДТА4– | 2,40 ∙ 10–19 |
| Pb2+ | [Pb(S2O3)2]2– ↔ Pb2+ + 2S2O32– | 6,31 ∙ 10–8 |
| [PbЕДТА]2– ↔ Pb2+ + ЕДТА4– | 9,12 ∙ 10–19 |
| Zn2+ | [Zn(NH3)4]2+ ↔Zn2+ + 4NH3 | 2,00 ∙ 10–9 |
| [Zn(OH)4]2+ ↔Zn2+ + 4OH- | 2,19 ∙ 10–11 |
| [Zn(C2O4)2]2– ↔ Zn2++ 2C2O42– | 7,08 ∙ 10–11 |
| [Zn(CN)4]2– ↔ Zn2+ + 4CN– | 1,00 ∙ 10–11 |
| [ZnЕДТА]2– ↔ Zn2+ + ЕДТА4– | 3,16 ∙ 10–11 |

**Сучасна українська хімічна термінологія Хімічний елемент**

1. Назви хімічних елементів пишуться з великої літери, а в словосполученнях – з малої:

«Хімічний елемент Оксиген», «Сполуки оксигену».

1. Вказується не порядковий номер, а протонне число хімічного елемента.
2. Не головна підгрупа групи елементів, а 1*а*, 2*а*, 3*а* і т.д. група хімічних елементів. Не побічна підгрупа групи елементів, а 1*б*, 2*б*, 3*б* і т.д. група хімічних елементів.
3. Назви наступних елементів змінено:

Ag – Аргентум, а не срібло; As – Арсен, а не миш’як; Au – Аурум, а не золото; Bi – Бісмут, а не вісмут; C – Карбон, а не вуглець; Cu – Купрум, а не мідь; F – Флуор, а не фтор; Fe – Ферум, а не залізо; Н – Гідроген, а не водень; Hg – Меркурій, а не ртуть; Mn – Манган, а не марганець; I – Іод, а не йод; N – Нітроген, а не азот; Ni – Нікол, а не нікель; О – Оксиген, а не кисень; Pb – Плюмбум, а не свинець; S – Сульфур, а не сірка; Sb – Стибій, а не сурма; Si – Силіцій, а не кремній; Sn – Станум, а не олово.

**Прості речовини**

Назви простих речовин залишаються без змін за винятком: арсен, а не миш’як; манган, а не марганець; бісмут, а не вісмут; стибій, а не сурма. Назви простих речовин пишуться з малої літери.

**Складні речовини**

Назви складних речовин утворюються на основі назв катіонів та аніонів.

Назви одноатомних катіонів складаються з назв хімічних елементів з додаванням через дефіс слова «іон»: H+ – гідроген-іон, а не йон водню; Fe2+ – ферум(II)-іон, а не йон заліза(II). Завжди пишеться слово «йон», а в словосполученнях – «іон».

Назви одноатомних аніонів складаються з коренів назв хімічних елементів (іноді спрощених) з суфіксом -*ид* чи -*ід* (після *б,* *л,* *м,* *н,* *ф*) з додаванням через дефіс слова «іон»:

Cl– – хлорид-іон, а не йон хлору; S2– – сульфід-іон, а не йон сірки.

Назви аніонів, що містять хімічний елемент в оксигеновому оточенні, складають з кореня назви елемента, суфікса -*ат* та через дефіс слова «іон». Якщо ж атом елемента знаходиться не в максимальному ступені окиснення, то після суфікса вказують його ступінь окиснення: SO42– – сульфат-іон; SO32– – сульфат(IV)-іон.

В окремих випадках назви складних аніонів складають з назв груп атомів з додаванням суфікса -*ид* (-*ід*) та слова «іон»: OH– – гідроксид-іон; CN– – ціанід-іон.

**Назви складних сполук**

* + назвах складних сполук спочатку вказується назва катіона, а потім аніона: NO2 – нітроген-оксид; Fe(OH)2 – ферум(II) гідроксид.

Назви кислот утворюються додаванням слова «кислота»замість назви катіона (гідроген): HNO3 – нітратна кислота; HNO2 – нітратна(III) кислота.

* + назвах солей за наявності декількох різних катіонів чи аніонів їх перераховують згідно українського алфавіту, а в формулах записують у порядку збільшення ступеня окиснення катіона: KAl(SO4)2 – алюміній калій сульфат.

Назви кислих солей утворюються додаванням до назви аніона префіксу «гідроген-». Якщо ж в аніоні є декілька атомів гідрогену, то перед префіксом «гідроген» додають відповідний префікс *ди-* (*ді-*) чи *три-:* NaHCO3 – натрій гідрогенкарбонат; Ca(H2PO4)2 – кальцій дигідрогенортофосфат.

Те ж стосується основних солей: Al(OH)2Cl – дигідроксидалюміній хлорид.

**Правильні та неправильні вирази в хімічній лексиці**

| **Правильні вирази** | **Неправильні вирази** |
| --- | --- |
| алотро′пія | алотропі′я |
| двовалентний (в словосполучен- | двохвалентний |
| нях «х» ставиться лише перед |  |
| голосними: двохосновний, але |  |
| тривалентний) |  |
| ентальпія′ | ента′льпія |
| кори′сної дії | ко′рисної дії |
| окисни′к | оки′сник |
| оліїстий | маслянистий |
| перебіг реакції | протікання реакції |
| похідна′ | по′хідна |
| слабкий електроліт | слабий електроліт |
| слабкорозчинний | слаборозчинний |
| стала валентність, стала | постійна валентність, постійна |
| Авогадро | Авогадро |
| товкач | пестик |
| шальки терезів | чашки терезів |
| шийка колби | горло колби |
| щавлева кислота | щавелева кислота |
| сульфатна кислота | сірчана кислота |
| нітратна кислота | азотна кислота |
| хлоридна кислота | соляна кислота |
| естер | складний ефір |
| етер | простий ефір |
| кополімер | сополімер |
| реакції окиснення | реакції окислення |
|  |  |

**Рекомендована література**

**Основна**

1. Шевряков М.В. Практикум з аналітичної хімії. Кількісний аналіз: Навчальний посібник для студентів вищих навчальних закладів / Шевряков М.В., Повстяной М.В., Рябініна Г.О. – Херсон : Олді-плюс, 2012. – 208 с.
2. Гриценко І. С., Колісник С. В., Клименко Л. Ю. та ін. Аналітична хімія у питаннях та відповідях: метод. рек. для позааудит. роботи здобув. вищої освіти. Харків : НФаУ, 2019. 118 с.
3. Кичкирук О.Ю., Шляніна А.В., Кусяк Н.В. Аналітична хімія : навчальний посібник. Житомир : ЖДУ імені Івана Франка, ПП «Євро-Волинь», 2022. 240 с.
4. Більченко М.М. Задачі та вправи : навчальний посібник. Суми : Університетська книга, 2019. 205 с.
5. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз : Курс лекцій для студентів природничих факультетів. Житомир : Житомирський державний університет, 2018. 160 с.
6. Сирова Г. О., Петюніна В. М., Лук’янова Л. В., Тішакова Т. С., Савельєва О. В. Аналітична хімія (якісний аналіз): Навчальний посібник. Харків, 2019. 131 с.
7. Корольчук С.І., Савчук Т.І., Кормош Ж.О. Аналітична хімія та інструментальні методи хімічного аналізу: методичні рекомендації для студентів спеціальності 014 Середня освіта (Хімія). Львів : ПП “Іванюк В.П.”, 2019. 45 с.
8. Шевряков М.В. Аналітична хімія. Теоретичні основи якісного та кількісного аналізу / М.В. Шевряков, М.В. Повстяний, Б.В. Яковенко, Т.А. Попович. – Херсон : Айлант, 2011. − 404 с.
9. Сегеда А.С. Аналітична хімія. Якісний і кількісний аналіз / А.С. Сегеда. – Київ : ЦУЛ, Фітосоціоцентр, 2003. – 312 с.
10. Шевряков М.В. Лабораторні роботи з аналітичної хімії. Кількісний аналіз / М.В. Шевряков, М.В. Повстяний. – Херсон : ПП Вишемирський В.С., 2009. – 84 с.

**Додаткова**

1. Слободнюк Р. Є. Курс аналітичної хімії: навчальний посібник. Херсон: ОЛДІ-ПЛЮС, 2020. 256 с.
2. Кельїна С.Ю., Невинський О.Г., Лічко О.І., Ремешевська І.В. Загальна хімія. Хімія та екологія води. Навчальний посібник. Миколаїв: НУК, 2019. 215 с.
3. Спаська О.А. Аналітична хімія: лабораторний практикум. Київ : Вид-во Нац. авіац. ун-ту «НАУ-друк» 2021. 66 с.

Навчально-методичне видання

(українською мовою)

Панасенко Тамара Володимирівна

Петруша Юлія Юріївна

Омельянчик Людмила Олександрівна

**АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ**

Лабораторний практикум

для здобувачів ступеня вищої освіти бакалавра

напрямів підготовки «Біологія» і «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування»

Рецензент ***Н.П. Синяєва***

Відповідальний за випуск ***О.А. Бражко***

Коректор ***О.В. Ткачук***