

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ХАРКІВСЬКИЙ ПОЛІТЕХНІЧНИЙ ІНСТИТУТ»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторної та самостійної роботи студентів за темою
«ХІМІЧНИЙ ЕКВІВАЛЕНТ»

Харків 2025

Методичні вказівки до лабораторної та самостійної роботи студентів за темою «Хімічний еквівалент» для студентів хіміко-технологічних спеціальностей денної та заочної форм навчання / уклад.: Волобуєв М.М., Ведь М.В., Корогодська А.М., Проскуріна В.О., Ярошок Т.П. – Харків: НТУ «ХПІ», 2025. – 27 с.

Укладачі: М.М. Волобуєв
М.В. Ведь
А.М. Корогодська
В.О. Проскуріна
Т.П. Ярошок

Рецензент доц. О.П. Поспєлов

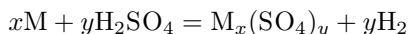
Кафедра загальної та неорганічної хімії

Вступ

У дисципліні «Загальна хімія» не існує неважливих тем, але є найбільш значущі і затребувані у практичній діяльності хіміків і хіміків-технологів. Тема «Хімічний еквівалент. Закон еквівалентів» відноситься саме до таких, оскільки складає підґрунтя для кількісних аналітичних методів визначення речовин і сполук. Зазначений розділ не висвітлюється в шкільній програмі, тому студенти першого курсу всіх спеціальностей потребують детального пояснення термінології та методології визначення еквівалента.

В даній методичній розробці зосереджено увагу на теоретичних аспектах і практичному використанні закону еквівалентів. Багатоваріантні індивідуальні завдання дають можливість викладачеві перевірити підготовку студентів до лабораторної роботи. Запропоновані досліди цікаві, наочні та передбачають комплексний підхід щодо визначення молярної маси еквівалента металу та основності кислоти. Структура дослідної частини сприяє формуванню у студентів здатності систематизувати отримані результати.

При розв'язанні хімічних завдань певного типу з'являється необхідність описування хімічної реакції у найзагальнішому вигляді. Це може бути, наприклад, у завданні визначення металу. *При взаємодії зразка невідомого металу масою 1,215 г з сульфатною кислотою виділяється 1,12 л водню. Визначте невідомий метал.* Написати рівняння даної реакції у загальному вигляді можна так:



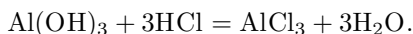
Відомо, що зв'язок між масою металу, що вступив у реакцію, та об'ємом одержаного водню існує, проте наданої інформації недостатньо для написання рівняння реакції. У записаному загальному рівнянні є два невідомих, і це з точки зору математики означає, що єдиного розв'язання немає.

Поставлене завдання можна розв'язати при виконанні додаткової вимоги, а саме про те, що невідомий метал у сполуках може набувати лише певного ступеня окиснення з невеликого переліку. Спростити

розв'язання подібного завдання можна при використанні поняття про хімічний еквівалент. Без цього поняття розв'язати завдання можна, але зусиль доведеться докласти більше! Використання ж еквівалента надає змогу одержати правильну відповідь без приділення уваги несуттєвим деталям. У наведеному вище завданні такою деталлю є слово «сульфатна». Тобто для розв'язання завдання не має значення, яка саме кислота вступила у реакцію.

1. Основні визначення

Еквівалент – реальна або умовна частинка, що у реакціях обміну відповідає одному атому Н (або іону H^+), а в окисно-відновних реакціях – одному електрону. Розглянемо реакцію



У цій реакції відбувається перехід 3 атомів (іонів) гідрогену, адже у лівій частині рівняння вони пов'язані з атомами (іонами) Cl^- у складі HCl , а у правій частині рівняння ці атоми входять до складу молекул води. На 3 атоми Н припадає 1 частинка $\text{Al}(\text{OH})_3$, тому її еквівалентом буде частинка $1/3 \text{Al}(\text{OH})_3$, яка відповідає одному атому Н (рис. 1.1). У той же час на 3 атоми Н припадає 3 частинки HCl , тому еквівалентом HCl буде сама частинка HCl . Отже еквівалентом $\text{Al}(\text{OH})_3$ є умовна частинка, а еквівалентом HCl – реальна.

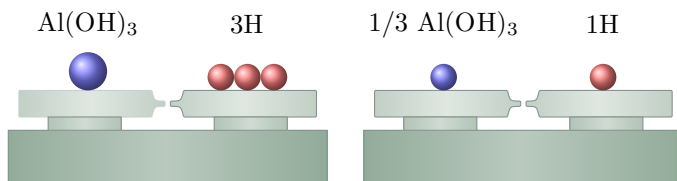


Рисунок 1.1 – Визначення еквівалента сполуки у реакції обміну

Щоб прояснити поняття про еквівалент, розглянемо такий наочний приклад. Декілька товаришів вирішили поласувати смачною піцою, придбали її та розділили порівну між собою (рис. 1.2). *Еквівалентом піци при розподілі буде така її частина, що припадає на одну особу.* Як видно з рисунку, розподіл піци залежить від кількості осіб: при поділі піци на трьох кожному дістанеться $1/3$ всієї піци, тоді як доля кожного з чотирьох учасників буде становити лише $1/4$ піци. Таким чином, визначений еквівалент піци при різних способах її розподілу: $1/3$ піци – у першому випадку і $1/4$ піци – у другому.



Рисунок 1.2 – Поділ піци на трьох (а) та чотирьох осіб (б) та доля, що припадає на кожну особу

Фактором еквівалентності деякої частинки А називають число, що вказує, яка частина цієї частинки є її еквівалентом, і позначають $f_{\text{екв}}(\text{А})$. Для наведеної реакції маємо:

$$f_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3, f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1.$$

В окисно-відновних реакціях (ОВР) роль Н при визначенні еквівалента виконує електрон. Для реакції



електронний баланс має такий вигляд:

$$\begin{array}{l|l} \overset{+7}{\text{Mn}} + 5e = \overset{+2}{\text{Mn}} & 2 \\ \overset{-1}{2\text{Cl}} - 2e = \overset{0}{\text{Cl}_2} & 5 \end{array}$$

Один атом мангану приєднує 5 електронів, тому на один електрон припадає п'ята частина цього атома або сполуки, до складу якої він входить (рис. 1.3). Тому $f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{MnCl}_2) = 1/5$. Два іони Cl^- пов'язані з двома електронами, отже $f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1$. Ті ж два електрони припадають на одну молекулу Cl_2 і тоді $f_{\text{екв}}(\text{Cl}_2) = 1/2$. Як видно з наведеного прикладу, *еквіваленти окисника і відновника не залежать один від одного, а лише пов'язані між собою рівнянням реакції*. Тому для визначення фактора еквівалентності, наприклад, окисника, достатньо визначити тільки схему його відновлення. У неорганічній хімії добре відомо, що відновлення KMnO_4 відбувається у кислому середовищі до похідних Mn^{2+} і не залежить від природи відновника. Легко встановити, що за вказаних умов $f_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$, адже ступінь окиснення мангану змінюється з +7 до +2 і це відповідає приєднанню 5 електронів.

Молярна маса еквівалента – маса одного моля еквівалентів сполуки у даній реакції. Для сполуки А у певній реакції молярну масу еквівалента розраховують як

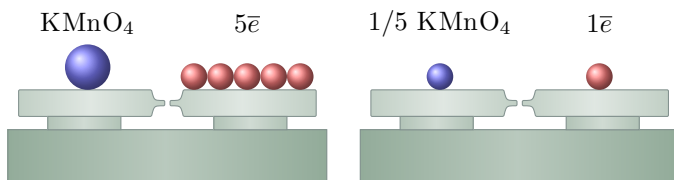


Рисунок 1.3 – Визначення еквівалента сполуки у окисно-відновній реакції

$$M_{\text{екв}}(\text{A}) = f_{\text{екв}}(\text{A}) \cdot M(\text{A}), \quad (1.1)$$

де $M(\text{A})$ – молярна маса сполуки.

З огляду на те, що завжди виконується нерівність $f_{\text{екв}}(\text{A}) \leq 1$, молярна маса еквівалента не може перевищувати молярну масу сполуки: $M_{\text{екв}}(\text{A}) \leq M(\text{A})$. Це можна перефразувати простим твердженням: *маса частини не більше маси цілого*.

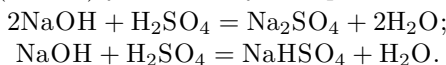
Кількість речовини еквівалента – відношення маси сполуки до молярної маси еквівалента:

$$n_{\text{екв}}(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{M_{\text{екв}}(\text{A})} = \frac{m(\text{A})}{f_{\text{екв}}(\text{A}) \cdot M(\text{A})}. \quad (1.2)$$

Між кількістю речовини та кількістю речовини еквівалента існує зв'язок, котрий, як і у випадку з молярною масою еквівалента, визначається фактором еквівалентності:

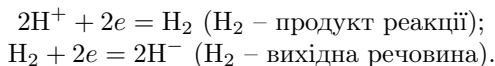
$$n_{\text{екв}}(\text{A}) = n(\text{A}) / f_{\text{екв}}(\text{A}). \quad (1.3)$$

Важливо звернути увагу на те, що еквівалент однієї сполуки у різних реакціях може бути різним! У цьому можна переконатися через визначення $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ у двох наступних реакціях:



У першій реакції відбувається обмін за участю двох атомів гідрогену і однієї частинки H_2SO_4 , тому $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$. У другій реакції бере участь лише один атом гідрогену, з яким пов'язана одна частинка H_2SO_4 . Отже, у другій реакції $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$.

У реакціях за участі газів використовують **молярний об'єм еквівалента**, або еквівалентний об'єм $V_{\text{екв}}(\text{A})$ – це об'єм, який займає 1 моль еквівалента газоподібної речовини А. Найчастіше у розрахунках використовують $V_{\text{екв}}(\text{H}_2)$, адже молекула водню складається з двох атомів гідрогену і на один атом гідрогену припадає половина молекули H_2 . У окисно-відновних реакціях молекули водню беруть участь два електрони:



Очевидно, що у будь-якому випадку $f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 1/2$. У розрахунках для нормальних умов можна використовувати сталі значення молярного об'єму еквівалента водню:

$$V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = V_m \cdot f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 22,4/2 = 11,2 \text{ л/моль.}$$

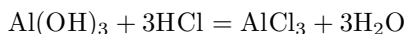
Дуже важливим для практичного використання у розрахунках є **закон еквівалентів**: кількості речовини еквівалента всіх учасників реакції однакові між собою. Для реакції $\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$ можна записати:

$$\begin{aligned} n_{\text{екв}}(\text{A}) &= n_{\text{екв}}(\text{B}) = n_{\text{екв}}(\text{C}) = n_{\text{екв}}(\text{D}), \\ \text{або } \frac{m(\text{A})}{M_{\text{екв}}(\text{A})} &= \frac{m(\text{B})}{M_{\text{екв}}(\text{B})} = \frac{m(\text{C})}{M_{\text{екв}}(\text{C})} = \frac{m(\text{D})}{M_{\text{екв}}(\text{D})}. \end{aligned}$$

Якщо у реакції бере участь газ (наприклад А), замість маси можна використовувати об'єм, адже справедливим є співвідношення

$$n_{\text{екв}}(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{M_{\text{екв}}(\text{A})} = \frac{V(\text{A})}{V_{\text{екв}}(\text{A})}.$$

Форма закону еквівалентів не залежить від коефіцієнтів у рівнянні реакції, адже стехіометричні коефіцієнти автоматично враховуються при визначенні еквівалентів. Для реакції



вираз закону еквівалентів має вигляд:

$$\begin{aligned} n_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) &= n_{\text{екв}}(\text{HCl}) = n_{\text{екв}}(\text{AlCl}_3) = n_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O}), \\ \text{або } \frac{m(\text{Al}(\text{OH})_3)}{M_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3)} &= \frac{m(\text{HCl})}{M_{\text{екв}}(\text{HCl})} = \frac{m(\text{AlCl}_3)}{M_{\text{екв}}(\text{AlCl}_3)} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O})}. \end{aligned}$$

У наведених виразах закону відсутні стехіометричні коефіцієнти, проте легко встановити, що ці коефіцієнти неявно присутні, адже $f_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3$, $f_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 1$, $f_{\text{екв}}(\text{AlCl}_3) = 1/3$ і $f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{O}) = 1$.

Розчин, що містить 1 моль еквівалентів сполуки А в одному літрі, називають одномолярним розчином еквівалента А. Відношення кількості речовини еквівалента до об'єму розчину визначає **молярну концентрацію еквівалента**:

$$c_{\text{екв}}(\text{A}) = \frac{n_{\text{екв}}(\text{A})}{V_{\text{р-ну}}}. \quad (1.4)$$

Іноді молярну концентрацію еквівалента називають *нормальністю* розчину і позначають «н.», наприклад: $c_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ н.}$

Використання молярної концентрації еквівалента є дуже зручним з практичної точки зору, тому саме цей спосіб вираження складу розчину використовують у титриметричному аналізі. Якщо для сполуки А, що вступає у розчині у певну реакцію з досліджуваною речовиною Х, відома $c_{\text{екв}}(\text{A})$, а об'єм доданого розчину визначається експериментально за допомогою титрування, то добуток $c_{\text{екв}}(\text{A}) \cdot V_{\text{р-ну}}$ дає кількість речовини еквівалента А. Закон еквівалентів стверджує, що кількість речовини еквівалента Х буде такою самою.

2. Використання закону еквівалентів

Повернемось до задачі, сформульованої раніше.

При взаємодії зразка невідомого металу масою 1,215 г з сульфатною кислотою виділяється 1,12 л водню (н.у.). Визначте невідомий метал.

Задачу можна розв'язати з використанням закону еквівалентів за наступною схемою. Для водню, що виділяється, $f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 1/2$: молекула складається з двох атомів Н і одному такому атому відповідає половина молекули. Визначаємо кількість речовини водню

$$n(\text{H}_2) = \frac{V}{V_0} = \frac{1,12}{22,4} = 0,05 \text{ моль},$$

а далі – кількість речовини його еквівалента:

$$n_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{f_{\text{екв}}(\text{H}_2)} = \frac{0,05}{1/2} = 0,1 \text{ моль}.$$

За законом еквівалентів маємо:

$$n_{\text{екв}}(\text{M}) = n_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 0,1 \text{ моль},$$

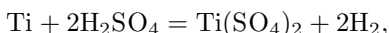
після чого можна визначити молярну масу еквівалента невідомого металу:

$$M_{\text{екв}}(\text{M}) = \frac{m(\text{M})}{n_{\text{екв}}(\text{M})} = \frac{1,215}{0,1} = 12,15 \text{ г/моль}.$$

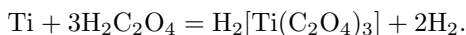
Для визначення металу треба знати його фактор еквівалентності у даній реакції $f_{\text{екв}}(\text{M})$:

$$M(\text{M}) = M_{\text{екв}}(\text{M})/f_{\text{екв}}(\text{M}).$$

За відсутності додаткової інформації про невідомий метал далі можна діяти лише шляхом перебирання. Припустимо, що $f_{\text{екв}}(\text{M}) = 1$, тоді $M(\text{M}) = 12,15$. Такого металу не існує, тому зроблене припущення було невірним. У випадку $f_{\text{екв}}(\text{M}) = 1/2$ молярна маса металу складе $M(\text{M}) = 24,30$, і це відповідає Mg. Можна зробити ще декілька кроків, щоб переконатися у правильності одержаної відповіді. За умови $f_{\text{екв}}(\text{M}) = 1/3$ молярна маса знов потрапляє у область неметалів (36,45), а от при $f_{\text{екв}}(\text{M}) = 1/4$ маємо інший збіг – $M(\text{M}) = 48,60$ і це приблизно відповідає молярній масі титану (47,8). Проте у неорганічній хімії добре відомо, що сульфатна кислота не окиснює титан за схемою

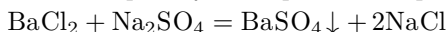


а саме у цій схемі $f_{\text{екв}}(\text{Ti}) = 1/4$! Тому серед двох можливих відповідей – Mg і Ti – обираємо перший варіант. Якщо ж з умови задачі прибрати слово «сульфатною», то можливими стають обидва варіанти через можливість перебігу реакції металічного титану за схемою $\text{Ti} - 4e = \text{Ti}^{+4}$ з іншою кислотою – оксалатною:



Отже, використання закону еквівалентів не гарантує одержання правильної відповіді; одержані результати треба перевіряти!

А чи можна використовувати еквівалент, якщо в реакції не беруть участь атоми H і немає переходу електронів? Наприклад, у реакції



немає ані переходу електронів, ані атомів H. Аналіз показує, що сіль Na_2SO_4 – похідна сполука від кислоти H_2SO_4 і це означає *еквівалентність* атомів натрію та гідрогену: один атом натрію займає таке ж місце, як і один атом гідрогену. Тоді еквівалент у наведеній реакції можна визначити за атомами натрію! Легко встановити, що

$$\begin{aligned} f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) &= 1/2, \quad f_{\text{екв}}(\text{BaCl}_2) = 1/2; \\ f_{\text{екв}}(\text{BaSO}_4) &= 1/2, \quad f_{\text{екв}}(\text{NaCl}) = 1. \end{aligned}$$

Інший корисний висновок можна зробити з аналізу складу оксидів. Оксид – бінарна сполука, одним з елементів якої є кисень у ступені окиснення -2 . Отже в оксиді завжди є атоми O у ступені окиснення -2 і такі ж атоми O (-2) присутні у молекулі H_2O . У молекулі води атом кисню відповідає (еквівалентний) двом атомам гідрогену, тому в будь-якому оксиді $f_{\text{екв}}(\text{O}) = 1/2$.

За аналогічною схемою можна дійти висновку, що $f_{\text{екв}}(\text{OH}^-) = 1$ і еквіваленти сполук у реакціях за участю гідроксидів можна визначати через підрахунок кількості гідроксид-іонів замість іонів гідрогену.

Наступним є приклад задачі, що розв'язується через молярний об'єм еквівалента газу.

Метал з молярною масою еквівалента 27,9 г/моль витискує з кислоти 700 мл водню (н.у.). Визначте масу металу, який взяв участь у реакції.

Згідно з законом еквівалентів кількості речовини еквівалентів металу і водню однакові:

$$n_{\text{екв}}(\text{M}) = n_{\text{екв}}(\text{H}_2).$$

Це твердження можна записати у іншій формі:

$$\frac{m(\text{M})}{M_{\text{екв}}(\text{M})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}.$$

Спираючись на сталі значення молярного об'єму еквівалента водню (11200 мл, див. стор. 6), можна визначити масу металу як

$$m(\text{M}) = \frac{M_{\text{екв}}(\text{M}) \cdot V(\text{H}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)} = \frac{27,9 \cdot 700}{11200} = 1,74 \text{ г}.$$

Розглянемо приклад ще однієї задачі, котра легко розв'язується з використанням поняття еквівалента.

У галогеніді деякого металу, який має єдиний ступінь окиснення, масова частка галогену дорівнює 64,59 %, а в оксиді того ж металу масова частка кисню складає 15,44 %. Визначте формули оксиду та галогеніду.

У галогеніді EГ_x є два невідомих елементи, а в оксиді E_yO_z – лише один, тому починати слід з оксиду. Якщо $\omega(\text{O}) = 15,44 \%$, можна знайти $n_{\text{екв}}(\text{O})$, адже в оксиді за визначенням $f_{\text{екв}}(\text{O}) = 1/2$. Маса кисню в 100 г оксиду складає $m(\text{O}) = 15,44 \text{ г}$, тому через сталу молярну масу еквівалента кисню знайдемо кількість його еквівалента:

$$n_{\text{екв}}(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{O})} = \frac{15,44}{16 \cdot 1/2} = 1,93 \text{ моль}.$$

За законом еквівалентів $n_{\text{екв}}(\text{E}) = n_{\text{екв}}(\text{O})$. У 100 г оксиду міститься $100 - 15,44 = 84,56 \text{ г}$ елемента. Молярна маса його еквівалента дорівнює:

$$M_{\text{екв}}(\text{Е}) = \frac{m}{n_{\text{екв}}} = \frac{84,56}{1,93} = 43,81 \text{ г/моль.}$$

Знайти елемент можна шляхом перебирання. Це – Sr, для якого $f_{\text{екв}}(\text{Е}) = 1/2$:

$$M(\text{Е}) = \frac{M_{\text{екв}}(\text{Е})}{f_{\text{екв}}(\text{Е})} = \frac{43,81}{1/2} = 87,62 \text{ г/моль.}$$

Подібну процедуру використовують для знаходження галогену при вже відомому елементі, що утворює галогенід. Якщо визначити $\omega(\text{Sr}) = 100 - 64,59 = 35,41 \%$, можна знайти $n_{\text{екв}}(\text{Sr})$, спираючись на той факт, що в усіх сполуках стронцій проявляє єдиний ступінь окиснення +2 (і отже $f_{\text{екв}}(\text{Sr}) = 1/2$):

$$n_{\text{екв}}(\text{Sr}) = n_{\text{екв}}(\text{Г}) = \frac{m(\text{Sr})}{M(\text{Sr}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Sr})} = \frac{35,41}{43,81} = 0,808 \text{ моль.}$$

Далі можна знайти $M_{\text{екв}}(\text{Г})$:

$$M_{\text{екв}}(\text{Г}) = \frac{m}{n_{\text{екв}}} = \frac{64,59}{0,808} = 79,9 \text{ г/моль.}$$

Галогеном є Br, для якого $f_{\text{екв}}(\text{Г}) = 1$, адже у галогенідах ступінь окиснення галогену завжди складає –1.

Інший приклад задачі на пошук формули невідомої сполуки наведено нижче.

Елементи А і Б знаходяться у одному періоді Періодичної системи та утворюють між собою сполуку з вмістом елемента Б 79,77 %. При гідролізі цієї сполуки виділяється газ з кислотними властивостями, що містить 2,74 % водню і 97,26 % елемента Б. Визначте молекулярну формулу сполуки.

Загальний хід розв'язання задачі може бути таким. Кількість речовини еквівалентів елементів у сполуці є однаковими між собою за законом еквівалентів. $f_{\text{екв}}(\text{H}) = 1$ для сполук двох елементів, тому для 100 г газу H_xB_y маємо:

$$n_{\text{екв}}(\text{H}) = n_{\text{екв}}(\text{Б}) = \frac{2,74}{1} = 2,74 \text{ моль;}$$

$$M_{\text{екв}}(\text{Б}) = \frac{m(\text{Б})}{n_{\text{екв}}(\text{Б})} = \frac{97,26}{2,74} = 35,5 \text{ г/моль.}$$

Невідомий елемент Б – хлор, для якого $f_{\text{екв}}(\text{Cl}) = 1$. Далі аналогічним шляхом розглядаємо сполуку A_xB_y і знаходимо у ній $M_{\text{екв}}(\text{А})$:

$$n_{\text{екв}}(\text{Cl}) = n_{\text{екв}}(\text{A}) = \frac{79,77}{35,5} = 2,25 \text{ моль};$$

$$M_{\text{екв}}(\text{A}) = \frac{m(\text{A})}{n_{\text{екв}}(\text{A})} = \frac{20,23}{2,25} = 9,0 \text{ г/моль}.$$

Шляхом перебирання встановлюємо невідомий елемент. Це – алюміній з молярною масою 27, для якого $f_{\text{екв}}(\text{Al}) = 1/3$, адже в усіх сполуках алюміній проявляє єдиний ступінь окиснення +3.

Розглянемо приклад задачі, яку зазвичай розв'язують у титриметричному аналізі.

На титрування 10 мл розчину ферум (II) сульфату використали 24,5 мл 0,05 н. розчину KMnO_4 . Визначте нормальність та молярність розчину FeSO_4 .

Молярність та нормальність розчину визначають вміст у 1 л розчину певної кількості речовини та її еквівалента відповідно (див. стор. 8). Для розчину KMnO_4 відомий об'єм та молярна концентрація еквівалента (нормальність), отже за формулою (1.4) можна визначити кількість речовини еквівалента KMnO_4 :

$$n_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = c_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{KMnO}_4).$$

З іншого боку $n_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) = c_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{FeSO}_4)$, а за законом еквівалентів $n_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) = n_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4)$. Тоді

$$c_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{FeSO}_4) = c_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{KMnO}_4),$$

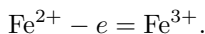
звідки можна виразити молярну концентрацію еквівалента FeSO_4 :

$$c_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) = \frac{c_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{р-ну}}(\text{KMnO}_4)}{V_{\text{р-ну}}(\text{FeSO}_4)}.$$

Розрахунок дає

$$c_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) = \frac{0,05 \cdot 24,5}{10} = 0,12 \text{ моль/л}.$$

З одержаного значення нормальності можна визначити молярну концентрацію FeSO_4 . Для цього треба знати фактор еквівалентності цієї сполуки у реакції з KMnO_4 . Про вказану реакцію треба знати лише те, що у ній ферум (II) перетворюється на ферум (III) і це відповідає схемі окиснення:



Отже на один електрон припадає одна частинка Fe^{2+} і фактор еквівалентності дорівнює 1. Молярна концентрація пропорційна кількості речовини, тому аналогічно до (1.3) маємо

$$c_{\text{екв}}(\text{A}) = c(\text{A})/f_{\text{екв}}(\text{A}).$$

Тоді $c(\text{FeSO}_4) = c_{\text{екв}}(\text{FeSO}_4) = 0,12$ моль/л.

Задачі на приготування розчину з відомою концентрацією еквівалента розчиненої речовини зустрічаються переважно у титриметричному аналізі. Розглянемо типовий приклад такої задачі, а також інших задач з аналітичної хімії.

Скільки мілілітрів хлоридної кислоти ($\rho = 1,19$ г/см³) необхідно використати для приготування 1,0 л 0,1 н. розчину?

Розчин з нормальністю 0,1 містить 0,1 моль еквівалентів розчиненої речовини у кожному своєму літрі. За умовою маємо саме 1 л розчину, тому $n_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 0,1$ моль. Одноосновна хлоридна кислота у реакціях обміну має $f_{\text{екв}} = 1$ і тоді маса HCl у 1 л розчину складе

$$m(\text{HCl}) = n \cdot M = n_{\text{екв}} \cdot f_{\text{екв}} \cdot M = 0,1 \cdot 1 \cdot 36,5 = 3,65 \text{ г.}$$

Одержана маса HCl також дорівнює масі речовини у концентрованому розчині з густиною 1,19 г/см³, об'єм якого власне і потрібно знайти. Розведенням концентрованого розчину водою одержують розчин, описаний в умові задачі. Якою є масова частка HCl у концентрованому розчині? У випадку, коли така інформація не міститься в умові задачі, слід використовувати табличні значення густини розчинів для визначення концентрації. Для розчинів хлоридної кислоти можна знайти такі дані:

$\omega(\text{HCl}), \%$	1	2	4	6	8	...	38
$\rho(\text{HCl}) \text{ кг/м}^3$	1003	1008	1018	1028	1038	...	1189

Спираючись на табличні дані, встановлюємо, що розчину з заданою в умові густиною відповідає масова частка 38 %. За визначенням, 100 г такого розчину містять 38 г розчиненої речовини. Тоді масу розчину, що містить 3,65 г розчиненої речовини знайдемо за пропорцією:

$$\begin{array}{rcl} 38 & - & 100 \\ 3,65 & - & x \\ x = 3,65 \cdot 100/38 & = & 9,61 \text{ г.} \end{array}$$

З одержаної маси розчину знайдемо його об'єм через густину:

$$V = m/\rho = 9,61/1,19 = 8,07 \text{ мл} \approx 8,1 \text{ мл.}$$

Останнє округлення було виконано через те, що лабораторна бюретка дозволяє вимірювати об'єми з точністю $\pm 0,1$ мл. Остаточна відповідь: треба взяти 8,1 мл вказаного розчину.

Визначте нормальність розчину I_2 , якщо на титрування 0,3002 г As_2O_3 витратили 40,00 мл цього розчину.

Для розв'язання цієї задачі слід встановити схему перетворення As_2O_3 у реакції з йодом. У цій сполуці ступінь окиснення As складає +3, тоді як максимальний ступінь окиснення арсену становить +5. Йод належить до галогенів, тому у вигляді простої речовини він легше відновлюється до I^- , ніж окиснюється. Спираючись на викладене, можна встановити, що у реакції взаємодії As_2O_3 з йодом відбувається умовний процес



З огляду на те, що As_2O_3 містить два атоми арсену, можна зрозуміти, що окиснення однієї частинки As_2O_3 супроводжується переходом 4 електронів і тому $f_{\text{екв}}(As_2O_3) = 1/4$. Маса арсен (III) оксиду дозволяє визначити його кількість:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,3002}{197,8} = 0,001518 \text{ моль.}$$

Через встановлений фактор еквівалентності можна визначити кількість речовини еквівалентів усіх учасників реакції (зокрема As_2O_3 і I_2):

$$n_{\text{екв}}(I_2) = n_{\text{екв}}(As_2O_3) = \frac{n(As_2O_3)}{f_{\text{екв}}(As_2O_3)} = \frac{0,001518}{1/4} = 0,006071 \text{ моль.}$$

Далі молярна концентрація еквівалента (нормальність) розраховується за формулою (1.4):

$$c_{\text{екв}}(I_2) = \frac{n_{\text{екв}}}{V_{\text{р-ну}}} = \frac{0,006071}{0,0400} = 0,1518 \text{ н.}$$

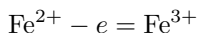
Зверніть увагу на те, як при розрахунках зберігалася точність результату: у відповіді кількість так званих значущих цифр (4) збігається з цією кількістю для вихідних даних. Детально цей матеріал викладають у курсі аналітичної хімії.

Після розчинення наважки 0,1000 г невідомого оксиду феруму і відновлення металу до Fe^{2+} на титрування витратили 12,61 мл 0,09930 н. розчину $K_2Cr_2O_7$. Визначте, яку формулу мав невідомий оксид: FeO , Fe_2O_3 чи Fe_3O_4 ?

З вихідних даних можна знайти кількість речовини еквівалента калій дихромату:

$$n_{\text{екв}}(K_2Cr_2O_7) = c_{\text{екв}} \cdot V_{\text{р-ну}} = 0,01261 \cdot 0,0993 = 0,001252 \text{ моль.}$$

За законом еквівалентів $n_{\text{екв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n_{\text{екв}}(\text{Fe}^{2+})$, отже для визначення кількості речовини феруму слід встановити фактор еквівалентності для Fe^{2+} у реакції з $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Для цього не обов'язково писати рівняння реакції, адже $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ виступає у цій реакції окисником, а Fe^{2+} може окиснитися лише до Fe^{3+} . Тому для процесу



маємо $f_{\text{екв}}(\text{Fe}^{2+}) = 1$. Тоді

$$n(\text{Fe}) = n(\text{Fe}^{2+}) = n_{\text{екв}}(\text{Fe}^{2+}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Fe}^{2+}) = 0,001252 \text{ моль.}$$

Далі перевіряємо кожен з оксидів на відповідність умовам:

- $n(\text{FeO}) = n(\text{Fe})$, отже $m(\text{FeO}) = n(\text{FeO}) \cdot M(\text{FeO})$. Робимо розрахунок і тоді $m(\text{FeO}) = 0,001252 \cdot 72 = 0,0901 \text{ г}$. Цей результат не відповідає умовам задачі, адже маса оксиду дорівнювала 0,1000 г.

- Для оксиду Fe_2O_3 маємо $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1/2n(\text{Fe})$, бо кожна частинка цього оксиду містить два атоми феруму. Маса оксиду дорівнює $0,001252/2 \cdot 160 = 0,1002 \text{ г}$. Такий результат збігається з умовами задачі, отже невідомий оксид – Fe_2O_3 .

Розглянемо приклад задачі, яка демонструє обмеження при використанні закону еквівалентів.

10 г стехіометричної суміші алюмінію з оксидом деякого металу при обробленні розчином луку виділяє 2,95 л газу (н.у). Визначте метал, оксид якого знаходився у вихідній суміші.

Хід розв'язання є типовим для подібних завдань. Через об'єм водню можна знайти його кількість еквівалента, а далі – кількість еквівалента алюмінію:

$$n_{\text{екв}}(\text{Al}) = n_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_0 \cdot f_{\text{екв}}(\text{H}_2)} = \frac{2,95}{22,4 \cdot 1/2} = 0,2634 \text{ моль.}$$

За законом еквівалентів для реакції між алюмінієм та оксидом невідомого металу при сталюму $f_{\text{екв}}(\text{Al}) = 1/3$ маємо:

$$n_{\text{екв}}(\text{Al}) = n_{\text{екв}}(\text{M}_x\text{O}_y) = 0,2634 \text{ моль.}$$

Масу алюмінію у вихідній суміші знайдемо через кількість його еквівалента та сталий фактор еквівалентності:

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= n_{\text{екв}}(\text{Al}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{Al}) = 0,2634 \cdot 1/3 = 0,0878 \text{ моль;} \\ m(\text{Al}) &= n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,0878 \cdot 27 = 2,3706 \text{ г.} \end{aligned}$$

Тепер знаходимо масу оксиду у суміші:

$$m(\text{M}_x\text{O}_y) = 10 - 2,3706 = 7,6294 \text{ г.}$$

Молярна маса еквівалента цього оксиду становить

$$M_{\text{екв}}(M_x O_y) = \frac{7,6294}{0,2634} \approx 29 \text{ г/моль.}$$

У оксидах завжди $M_{\text{екв}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль}$ (див. стор. 10), тому

$$M_{\text{екв}}(\text{M}) = 29 - 8 = 21 \text{ г/моль.}$$

Здається, що завдання розв'язано, адже залишилося лише знайти молярну масу металу шляхом перебирання. Проте спроби перебирання можливих факторів еквівалентності металу 1, 1/2, 1/3 тощо не дають бажаного результату. Проблема полягає у тому, що оксид невідомого металу є змішаним! Правильна відповідь: невідомий метал – Fe, а оксидом у суміші є Fe_3O_4 . Тепер легко зрозуміти, що у цьому оксиді формальний ступінь окиснення феруму є +3/8 і $M_{\text{екв}}(\text{Fe}) = 56/8 \cdot 3 = 21 \text{ г/моль}$.

Якщо подібну задачу визначення металу у невідомому спробувати розв'язувати на практиці (експериментально), то великі проблеми з'являться для оксидів нестехіометричного складу, адже в них ступінь окиснення металу може мати непередбачувані значення!

3. Експериментальна частина

Дослід 1. Визначення молярної маси еквівалента металу

Метод базується на вимірюванні об'єму водню, що виділяється при взаємодії металу, розташованого в ряду стандартних електродних потенціалів до гідрогену, з надлишком кислоти за реакцією



Кислота має бути сильною та утворювати розчинну сіль з обраним металом. Тому найчастіше як кислоти беруть H_2SO_4 .

Перед виконанням досліді підготуйте у лабораторному журналі таблицю на зразок таблиці 3.1. Дослід проводять із застосуванням приладу, схематично зображеного на рис. 3.1.

Таблиця 3.1 – Результати експерименту

Наважка металу m , г	Положення рівня води у бюретці, мл		Об'єм витиснутого H_2 V, мл	t , °C	Тиск, мм рт. ст.	
	до досліді	після досліді			P	h

Дослід виконують у такому порядку.

1. Перевірте герметичність приладу, для чого пробірку щільно закрийте пробкою, воронку опустіть так, щоб рівень води в ній був

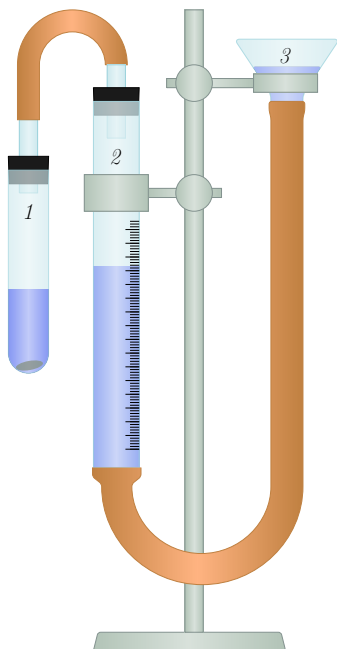


Рисунок 3.1 – Прилад для визначення молярної маси еквівалента металу (зліва): 1 – пробірка; 2 – бюретка (градуйований циліндр); 3 – воронка.

Праворуч – вигляд рівня рідини у бюретці (меніск) при збільшенні нижчий за рівень води у бюретці, і в такому положенні закріпіть її. Якщо через декілька секунд рівень води в бюретці залишається постійним, систему можна вважати герметичною.

2. Від'єднайте пробірку від приладу та наповніть 1/3 пробірки розчином з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25\%$ і додайте одну краплю розчину купрум сульфату. Сіль CuSO_4 потрібна для прискорення реакції; у разі відсутності цієї речовини реакція може відбуватися занадто довго!

3. Помістіть наважку металу у верхню частину пробірки, запобігаючи контакту металу з кислотою. Для цього весь метал треба спочатку перенести на фільтрувальний папір. Далі пробірку слід тримати під кутом $\approx 45^\circ$ і обережно підштовхувати метал торцем олівця, поки він не опиниться на відстані 1–2 см від отвору пробірки. Метал при цьому не має потрапити у кислоту чи опинитися в зоні контакту пробки з пробірною.

4. Пересуванням лійки встановіть рівень води в бюретці на позначці «0». При визначенні рівня рідини у бюретці **нижній рівень меніска рідини і відмітка бюретки повинні збігтися та бути на рівні ока** (рис. 3.1, праворуч). Після встановлення нульового рівня води приєднайте пробірку до приладу.

5. Незначним пересуванням лійки приведіть воду в лійці і бюретці до одного рівня й запишіть у таблицю положення рівня води в бюретці до початку досліду.

6. Опустіть метал у кислоту, спостерігайте виділення водню. Реакція триватиме 10–15 хвилин за температури 20 °С.

7. По закінченні реакції (припинення виділення бульбашок водню навіть після обережного струшування пробірки) знову приведіть воду в лійці та бюретці до одного рівня і запишіть у таблицю положення рівня води в бюретці після досліду.

8. За різницею рівнів води в бюретці до й після досліду визначте об'єм водню, що виділився.

9. Запишіть у табл. 3.1 значення атмосферного тиску і температуру, при яких проводився дослід. Оскільки водень був зібраний над водою, слід записати тиск водяної пари h при температурі досліду (табл. 3.2). Тиск водяної пари треба відняти від загального тиску для одержання тиску власне водню, адже тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків її компонентів.

10. Приведіть об'єм витиснутого водню до н. у. за рівнянням

$$V_0(\text{H}_2) = \frac{V(P - h)T_0}{P_0T}.$$

11. Знайдіть дослідне значення молярної маси еквівалента металу з такої пропорції:

$$\frac{m}{M_{\text{екв, досл}}(\text{M})} = \frac{V_0(\text{H}_2)}{V_m \cdot f_{\text{екв}}(\text{H}_2)},$$

де $V_m = 22,4$ л/моль, $f_{\text{екв}}(\text{H}_2) = 1/2$.

12. Визначте фактор еквівалентності металу та сам метал шляхом перебирання. Через одержаний фактор еквівалентності та значення молярної маси металу визначте теоретичне значення молярної маси еквівалента металу:

$$M_{\text{екв, теор}}(\text{M}) = M(\text{M}) \cdot f_{\text{екв}}(\text{M}).$$

13. Визначте абсолютну (δ) та відносну (ϵ) похибку досліду:

$$\delta = |M_{\text{екв, досл}}(\text{M}) - M_{\text{екв, теор}}(\text{M})|;$$
$$\epsilon = \delta / M_{\text{екв, теор}}(\text{M}).$$

Таблиця 3.2 – Тиск водяної пари h (мм рт. ст.) при різних температурах

$t, ^\circ\text{C}$	h	$t, ^\circ\text{C}$	h	$t, ^\circ\text{C}$	h
14	12,0	18	15,5	22	19,8
15	12,8	19	16,5	23	21,1
16	13,6	20	17,5	24	22,6
17	14,5	21	18,6	25	23,8

14. Після закінчення роботи вилийте кислоту з пробірки, промийте її водою та під'єднайте помиту пробірку до приладу.

Дослід 2. Визначення основності цитратної кислоти

Перед дослідником може постати задача визначення основності кислоти відомого складу. Наприклад, відома фосфатна (+3) кислота складу H_3PO_3 поводить себе у розчині як двохосновна, а не як трьохосновна і тому її формулу можна записати так: $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$. У цьому досліді встановлюється основність цитратної (лимонної) кислоти, будова якої показана на рис. 3.2.

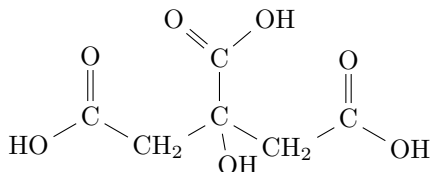


Рисунок 3.2 – Структурна формула цитратної кислоти

З рисунку видно, що до складу кислоти входять 4 групи OH. Атоми гідрогену цих груп теоретично можуть відщеплюватися у розчині, проте групи OH є нерівнозначними: 3 з них входять до складу карбоксильних груп, а одна група є спиртовою. Визначення основності цитратної кислоти у розчині дозволяє встановити, відщеплюється йон гідрогену від спиртової групи чи ні.

Встановити основність кислоти можна з порівняння кількості речовини кислоти (що визначається за відомою формулою кислоти) та кількості речовини її еквівалента у реакції взаємодії з сильною основою (визначається експериментально). Якщо одна молекула кислоти відщеплює z іонів гідрогену, то справедливим буде співвідношення:

$$z = \frac{n_{\text{екв}}(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}{n(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}, \text{ або } z = \frac{M(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}{M_{\text{екв}}(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}.$$

Цитратна кислота виділяється і зберігається у вигляді безбарвних кристалів зі складом $C_6O_7H_8 \cdot H_2O$, тобто є кристалогідратом. Це слід враховувати при визначенні молярної маси сполуки.

Дослід виконують у такому порядку.

1. Отримайте в інженерів наважку кристалічної цитратної кислоти, запишіть значення маси $m(C_6O_8H_{10})$, г.

2. Обережно перенесіть одержану наважку у порожню мірну колбу місткістю 100 мл. Доведіть об'єм розчину у колбі додаванням дистильованої води до риски, яка відповідає об'єму 100 мл. Перемішайте вміст колби і візуально переконайтеся у розчиненні кристалів.

3. Визначте молярну концентрацію еквівалента $c_{\text{екв}}(\text{NaOH})$ наявного розчину натрій гідроксиду з $\omega(\text{NaOH}) \approx 0,3 \%$. Для цього:

- відберіть піпеткою 20 мл цього розчину, перенесіть його у конічну колбу;
- додайте туди ж 30 мл води за допомогою мірного циліндра;
- внесіть у розчин 4–6 крапель фенолфталеїну і титруйте суміш розчином з $c_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л до зникнення малинового забарвлення;
- знайдений об'єм кислоти $V_{\text{р-ну}}(\text{HCl})$ внесіть у таблицю, титрування повторіть тричі. Якщо результати не відрізняються між собою більше, ніж на 0,2 мл – обчисліть середнє значення об'єму витраченої кислоти $\bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{HCl})$, у іншому випадку титрування повторіть.

№	$V_{\text{р-ну}}(\text{HCl})$, мл	$\bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{HCl})$, мл
1		
2		
3		

- визначте молярну концентрацію еквівалента NaOH за формулою, що відповідає закону еквівалентів

$$c_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = \frac{c_{\text{екв}}(\text{HCl}) \cdot \bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{HCl})}{V_{\text{р-ну}}(\text{NaOH})} = \frac{0,1 \cdot \bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{HCl})}{20}.$$

4. Визначте кількість речовини еквівалента цитратної кислоти $n_{\text{екв}}(C_6O_8H_{10})$ у приготованому розчині:

- відберіть піпеткою 5 мл одержаного розчину цитратної кислоти і перенесіть його у конічну колбу;
- за допомогою мірного циліндру додайте у цю ж колбу приблизно 50 мл води;

- додайте у розчин цитратної кислоти 4–6 крапель фенолфталейну (зміни забарвлення при цьому не спостерігається);
- титруйте суміш розчином натрій гідроксиду з щойно визначеною концентрацією еквівалента до появи малинового забарвлення;
- знайдений об'єм лугу $V_{\text{р-ну}}(\text{NaOH})$ внесіть у таблицю, титрування повторіть тричі. Якщо результати не відрізняються між собою більше, ніж на 0,2 мл – обчисліть середнє значення об'єму витраченого лугу $\bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{NaOH})$, у іншому випадку титрування повторіть.

№	$V_{\text{р-ну}}(\text{NaOH})$, мл	$\bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{NaOH})$, мл
1		
2		
3		

- визначте кількість речовини еквівалента цитратної кислоти за формулою

$$n_{\text{екв}}(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10}) = c_{\text{екв}}(\text{NaOH}) \cdot \bar{V}_{\text{р-ну}}(\text{NaOH}).$$

- Обчисліть молярну масу еквівалента кристалічної цитратної кислоти за формулою

$$M_{\text{екв}}(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10}) = \frac{m(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}{20 \cdot n_{\text{екв}}(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})},$$

де множник 1/20 відповідає відбору зразка 5 мл розчину з приготованих 100 мл.

- Установіть основність цитратної кислоти z

$$z = \frac{M(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}{M_{\text{екв}}(\text{C}_6\text{O}_8\text{H}_{10})}$$

та зробіть висновок щодо участі спиртової групи цитратної кислоти у реакціях кислотно-основної взаємодії.

4. Завдання для самостійного виконання

- Для обраного варіанта визначте фактор евівалентності вказаної сполуки у наведених схемах реакцій (табл. 4.1) і надайте відповідні пояснення.

Таблиця 4.1 – Варіанти завдань

№ вар.	Сполука	Рівняння реакції
--------	---------	------------------

Продовження табл. 4.1

№ вар.	Сполука	Рівняння реакції
1	FeSO ₄	$\text{FeSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2	H ₃ PO ₄	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3	Cu(OH) ₂	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu(OH)}_2 + \text{CH}_3\text{COH} = \text{Cu}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$
4	FeO	$\text{FeO} + \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{FeO} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3$
5	H ₂ SO ₃	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{KHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4$
6	Cr(OH) ₃	$\text{Cr(OH)}_3 + \text{HCl} = \text{CrOHCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr(OH)}_3 + \text{NaOH} + \text{Br}_2 = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
7	FeCl ₃	$\text{FeCl}_3 + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} + \text{Fe(NO}_3)_3$ $\text{FeCl}_3 + \text{KI} = \text{FeI}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl}$
8	Ni(OH) ₂	$\text{Ni(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ni(OH)}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{Ni(OH)}_3 + \text{KCl}$
9	Fe ₂ O ₃	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{FeO} + \text{CO}_2$
10	Na ₂ S	$\text{Na}_2\text{S} + \text{CuSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CuS}$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
11	AlCl ₃	$\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$ $\text{AlCl}_3 + \text{Na} = \text{NaCl} + \text{Al}$
12	H ₂ SO ₄	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + \text{HCl}$ $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} = \text{H}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
13	Mn(OH) ₂	$\text{Mn(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{MnOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn(OH)}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	Na ₂ SO ₄	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + \text{NaCl}$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} = \text{Na}_2\text{S} + \text{CO}$
15	H ₃ AsO ₃	$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{O}_2 = \text{H}_3\text{AsO}_4$

2. Спираючись на поняття про молярну масу еквівалента, розв'яжіть наступні завдання (табл. 4.2) відповідно до обраного варіанта.

Таблиця 4.2 – Варіанти завдань

№ вар.	Задача
1	При нагріванні у струмені водню до постійної маси двох різних оксидів одного елемента 11 групи (І-В підгрупи) утворилось: на 30 г одного оксиду – 3,78 г води, на 30 г іншого – 6,79 г води. Що це за елемент?
2	2,077 г зразку деякого елемента з атомною масою між 40 і 55 реагує з киснем з утворенням 3,708 г оксиду. Визначте формулу оксиду та назвіть елемент.
3	До розчину, який містить 9,52 г хлориду деякого елемента, додали надлишок аргентум нітрату. Маса одержаного осаду склала 17,22 г. Хлорид якого елемента знаходився у вихідному розчині?
4	При взаємодії 0,72 г металу з розчином солі іншого металу утворилось 2,24 г деякого металу. При розчиненні всього одержаного деякого металу у кислоті виділилось 224 мл водню, об'єм якого був виміряний при 0°C і тиску 4 атмосфери. Назвіть перший метал.
5	9,125 г кислоти повністю прореагували з 3,04 г металу, при цьому виділилось 2,8 л водню (н.у.). Для повної нейтралізації такої ж кількості кислоти потрібно 10 г натрій гідроксиду. Назвіть метал і кислоту.
6	Внаслідок спалювання на повітрі 4 г простої речовини елемента 16 групи (VI-A підгрупи) Періодичної системи одержали 8 г оксиду, з якого в деяких умовах було одержано 10 г іншого оксиду того ж елемента. Що це за елемент?
7	При прожарюванні карбонату невідомого металу масою 103,5 г утворився газ об'ємом 33,6 л (н.у.). Карбонат якого металу взяли для прожарювання?
8	Кислота масою 19,6 г повністю прореагувала з металом масою 1,8 г і при цьому утворився водень об'ємом 4,48 л (н.у.). Така ж маса цієї кислоти реагує з хлоридом барію масою 41,6 г. Визначте метал і кислоту.

Продовження табл. 4.2

№ вар.	Задача
9	З нітрату якогось металу масою 2,78 г отримали хлорид цього ж металу масою 2,347 г. Визначте невідомий метал.
10	Розчин хлориду деякого металу розділили на дві рівні частини. До однієї додали надлишок розчину магній сульфату, внаслідок чого утворилось 6,99 г осаду, а до іншої – надлишок розчину аргентум нітрату, після чого утворилось 8,61 г осаду. Хлорид якого металу знаходився у розчині?
11	При термічному розкладі 80 г карбонату деякого металу виділилось 17,92 л CO_2 (н.у.). Карбонат якого металу піддали розкладу?
12	При відновленні 8,0 г оксиду металу утворилось 2,7 г води. Визначте молярну масу еквівалента металу та назвіть сам метал.
13	На нейтралізацію 0,471 г кислоти H_3PO_3 витратили 0,644 г КОН. Визначте молярну масу еквівалента кислоти та фактор еквівалентності кислоти у цій реакції.
14	Знайдіть молярну масу еквівалента металу, якщо при взаємодії 7,2 г цього металу з хлором було одержано 28,2 г солі.
15	Молярна маса еквівалента деякого елемента дорівнює 24,99 г/моль. Знайдіть масову частку (%) кисню в оксиді цього елемента.

3. Проведіть необхідні розрахунки для завдання обраного варіанта (табл. 4.3) з використанням поняття про молярну концентрацію еквівалента.

Таблиця 4.3 – Варіанти завдань

№ вар.	Задача
1	Яку наважку Na_2CO_3 слід узяти, щоб на її титрування витратити 10 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л?
2	Визначте нормальність розчину H_2SO_4 , якщо до його 10 мл додали надлишок BaCl_2 і маса одержаного осаду після фільтрування, прожарювання та зважування склала 0,2762 г.

Продовження табл. 4.3

№ вар.	Задача
3	Визначте молярну масу еквівалента кислоти, якщо 0,09 г її реагують у розчині з 20 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = 0,1$ моль/л.
4	Визначте $c_{\text{екв}}(\text{HCl})$ у розчині, якщо на титрування 20,00 мл цього розчину витратили 19,20 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = 0,1$ моль/л.
5	Який об'єм розчину з $c_{\text{екв}}(\text{HBr}) = 2$ моль/л потрібний для взаємодії з 25 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ за схемою $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HBr} = \text{Br}_2 + \text{CrBr}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O},$ якщо молярна концентрація солі становить 0,1 моль/л?
6	Визначте масу йоду та об'єм нітроген (II) оксиду, котрі утворюються внаслідок перебігу реакції за схемою $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O},$ якщо в реакцію вступило 40 мл розчину KNO_2 , в якому $c_{\text{екв}}(\text{KNO}_2) = 0,3$ моль/л.
7	Наважку 0,5341 г лугу, що містить 92 % NaOH і 8 % інертних домішок, розчинили у мірній колбі ємністю 100 мл. Визначте нормальність HCl , якщо на титрування 15,00 мл розчину NaOH витратили 19,50 мл кислоти.
8	Скільки грамів Na_2CO_3 міститься у розчині, якщо на нейтралізацію цього розчину до NaHCO_3 витратили 21,40 мл розчину HCl із вмістом HCl 0,002789 г/мл?
9	Визначте число грамів N_2O_5 у 1 л розчину HNO_3 , якщо на титрування 20,00 мл розчину кислоти витратили 21,12 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{NaOH}) = 0,1120$ моль/л.
10	Наважку зразку 0,1000 г, з вмістом заліза 99,98 %, розчинили у H_2SO_4 без доступу повітря і відтитрували розчином з $c_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 0,1000$ моль/л. Скільки мілілітрів розчину KMnO_4 витратили на титрування?
11	Скільки грамів солі слід взяти для приготування 500 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,01$ моль/л для титрування у кислому середовищі, де продуктом відновлення є Cr^{3+} ?

Продовження табл. 4.3

№ вар.	Задача
12	Наважку 2,0000 г невідомої речовини розчинили у мірній колбі ємністю 100 мл. На титрування 25,00 мл розчину витратили 20,00 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{HCl}) = 0,4455$ моль/л. Визначте, що входило до складу невідомої речовини: КОН чи NaOH?
13	Визначте наважку речовини (г), яка містить 0,3 % сірки, щоб на титрування одержаного з цієї речовини H_2S було б потрібно 10,00 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{I}_2) = 0,0500$ моль/л.
14	Скільки грамів KMnO_4 слід взяти для приготування 1,5 л розчину з $c_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 0,05$ моль/л для титрування у кислому середовищі, де продуктом відновлення є Mn^{2+} ?
15	На титрування 10,00 мл розчину гідроген пероксиду витратили 12,00 мл розчину з $c_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 0,0500$ моль/л. Визначте масу H_2O_2 у вихідному розчині, якщо продуктом окиснення пероксиду є кисень.

Список літератури

1. Основи загальної хімії : підручник для вищих навчальних закладів / під ред. В. С. Телегус. – Львів : Світ, 2000. – С. 28–30.
2. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів ВНЗ: у 2-х ч. Ч. 1. / О. Степаненко, Л. Рейтер, В. Ледовських, С. Іванов. – Київ : Педагогічна преса, 2002. – С. 30–33.
3. Аналітична хімія : навч. посіб. для студ. ВНЗ / В. В. Болотов, О. М. Свєчнікова, С. В. Колісник, Т. В. Жукова [та ін.] ; за ред. В. Болотова – Харків : Видавництво НФаУ «Оригінал», 2004. – С. 220–223.
4. Васильев В. П. Аналитическая химия. В 2 кн. Кн. 1 : Титриметрические и гравиметрический методы анализа : учебн. для студ. вузов, обучающихся по химико-технол. спец. / В. П. Васильев – 6-е изд., стереотип. – Москва : Дрофа, 2007. – С. 72–75.

Інформаційні матеріали в Internet

1. Наукова і технічна бібліотека Національного технічного університету «ХП» – режим доступу: <http://library.kpi.kharkov.ua>.
2. Електронний репозитарій Національного технічного університету «ХП» – режим доступу: <http://repository.kpi.kharkov.ua>
3. Державна наукова бібліотека ім. В. Г. Короленка – режим доступу: <http://korolenko.kharkov.com>
4. Харківська обласна універсальна наукова бібліотека – режим доступу: <http://library.kharkov.ua>

Зміст

Вступ	3
1. Основні визначення	4
2. Використання закону еквівалентів	8
3. Експериментальна частина	16
4. Завдання для самостійного виконання	21
Список літератури	27