

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ**  
**НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇНИ**

**РОБОЧА ПРОГРАМА,**  
**методичні вказівки та індивідуальні завдання**  
**до вивчення дисципліни «Хімія» (Розділ «Моль –**  
**основна розрахункова величина у хімії») для**  
**студентів галузі знань 0504 – металургія**  
**та матеріалознавство**

Затверджено  
на засіданні Вченої ради  
академії  
Протокол № 1 від 29.01.2013

УДК 669.017

Робоча програма, методичні вказівки та індивідуальні завдання до вивчення дисципліни «Хімія» для студентів галузі знань 0504 – металургія та матеріалознавство /Укл.: Л.Є. Ісаєва, І.Ю. Лев. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2013. – 26 с.

Наведені загальні методичні вказівки, рекомендації до вивчення дисципліни «Хімія» (Розділ «Моль – основна розрахункова величина у хімії»), рекомендована література, індивідуальні завдання та методичні вказівки до їх виконання.

Призначена для студентів галузі знань 0504 – металургія та матеріалознавство заочної форми навчання.

Укладачі: Л.Є. Ісаєва, канд. хім. наук, доц.  
І. Ю. Лев, д-р техн. наук, проф.

Відповідальний за випуск Г.Ю. Самойленко, канд. техн. наук, доц.

Рецензент В.В. Величко, канд. техн. наук, доц. (НМетАУ)

## ВСТУП

Жодна навчальна дисципліна не має системи навчального матеріалу, який був би побудований за принципом пошукового, проблемного навчання. Тому активізація навчання може бути здійснена тільки за умови активної творчої діяльності самого студента.

Основною рушійною пружиною активізуючого пошукового проблемного навчання є система питань та завдань, що ставляться перед тими, хто навчається. У першу чергу, це питання, в яких зіштовхуються протиріччя. Необхідність подолати протиріччя є одним з найсильніших двигунів активної думки, що перебуває у пошуку.

Активну роботу думки викликають питання, які потребують встановлення подібності та різниці. Чим меншою є ця подібність або різниця, тим більш цікаво її виявити.

Значний інтерес можуть викликати питання, які потребують обґрунтованого, продуманого вибору однієї з двох або декількох можливостей.

Високу розумову активність, пов'язану як з пошуковою, так і з конструктивною діяльністю, викликають ті завдання, що вимагають від студентів виправлення чиїхось логічних, фактичних або інших помилок.

Оптимальним завданням є завдання нелегке, але посильне. Студент, що впорався із завданням хоча б частково, набуває впевненості у своїх силах, тоді як повна невдача неминуче призведе до згасання інтересу.

# 1. РОБОЧА ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ

## 1.1. Мета та завдання

Дисципліна «Хімія» є нормативною, належить до фундаментальних природознавчих дисциплін.

Метою вивчення дисципліни є засвоєння знань та умінь, з яких складаються загальнонаукові уявлення, формується понятійний апарат загальнотехнічних знань, на яких базується підготовка студентів за напрямками «металургія» та «матеріалознавство».

У результаті вивчення дисципліни студент повинен знати:

- основні сучасні теорії будови речовини;
- теоретичні основи хімічних взаємодій;
- умови перебігу хімічних реакцій та явища, що їх супроводжують;
- хімічні властивості елементів та їх сполук на основі загальних закономірностей періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва;
- особливості металічного стану речовини та поведінки металів у різному середовищі, а також у високотемпературних реакціях, які лежать в основі металургійних процесів.

Після вивчення дисципліни і виконання практичних занять студент повинен вміти:

- складати електронні формули атомів хімічних елементів і прогнозувати на їх основі властивості елементів та їх сполук;
- встановлювати залежність властивостей речовини у твердому, рідкому та газоподібному стані від типу хімічного зв'язку;
- застосовувати положення хімічної термодинаміки та хімічної кінетики, теорію розчинів, положення електрохімії до конкретних хімічних перетворень;
- складати рівняння хімічних реакцій та проводити стехіометричні розрахунки.

Критерієм успішності є отримання позитивної оцінки при складанні іспиту у тестовій формі.

Набуті знання та вміння використовуються у наступних дисциплінах: «Фізична хімія», «Теорія металургійних процесів», «Металургія сталі»,

«Металознавство», «Електрометалургія сталі та феросплавів», «Ливарне виробництво», «Металургія кольорових металів», «Порошкова металургія», «Електротермія неорганічних матеріалів», «Корозія та захист металів», «Теорія доменного процесу», «Основи екології».

Хімія – одна з природничих наук, які вивчають явища та об'єкти природи. Це – наука про склад, будову, властивості речовини та їх перетворення.

Хімія стає окремою галуззю наукового знання, коли є можливість розрахувати та передбачити її процеси.

Після відкриття стехіометричних законів хімія піднялась до рівня науки, на них ґрунтується складання хімічних формул, рівнянь реакцій, розрахунки в хімічній технології і хімічному аналізі.

Протягом вивчення усього курсу хімії студенти користуються величиною, що зветься моль. Моль являє собою широко розповсюджене поняття, тому що виражає однакове число атомів будь-якого елемента.

При викладанні дисципліни «Хімія», визначенню «моль» відведено відносно невеликий розділ. Однак у всіх інших розділах «моль» відіграє роль зв'язуючої розрахункової величини. У зв'язку з цим виникла необхідність підсумувати застосування уявлення про «моль» в різних розділах хімії.

Наведена робоча програма стосується усієї дисципліни «Хімія», а методичні вказівки та індивідуальні завдання наведені для розділу «Моль – основна розрахункова величина у хімії» для студентів галузі знань 0504 – металургія та матеріалознавство.

## 1.2. Розподіл навчальних годин

	Усього	семестри	
		I	II
Усього годин за навчальним планом	288	144	144
у тому числі:			
Аудиторні заняття	32	16	16
з них: лекції	20	12	8
лабораторні роботи	20	12	8
Самостійна робота	216	108	108
Підсумковий контроль		іспит	іспит

### **1.3. Зміст дисципліни**

#### **Тема 1. Основні поняття хімії. Кількісні розрахунки в хімії**

Предмет хімії. Роль хімії у підготовці фахівців даного напрямку з урахуванням спеціальності та спеціалізації. Значення хімії для розвитку діалектичного мислення та наукового світогляду. Основні хімічні поняття (атом, молекула, хімічний елемент, хімічна сполука, універсальна кількісна одиниця у хімії «моль», еквівалент). Кількісні співвідношення у хімії.

#### **Тема 2. Будова атома та періодична система елементів. Закономірності періодичної системи елементів**

З історії створення сучасного вчення про будову атома. Хвильовий характер електрона. Квантові числа та орбіталі. Багатоелектронні атоми. Принцип Паулі. Послідовність заповнення електронами енергетичних підрівнів у багатоелектронних атомах. Періодичний закон. Зв'язок періодичної системи з будовою атомів.

#### **Тема 3. Хімічний зв'язок**

Міцність і довжина хімічного зв'язку. Валентність елементів. Теорія ковалентного зв'язку. Метод валентних зв'язків. Властивості ковалентного зв'язку: напрямленість, насиченість, поляризованість. Метод молекулярних орбіталей. Іонний зв'язок.

#### **Тема 4. Основні закономірності протікання хімічних реакцій. Розчини. Загальна характеристика розчинів. Електроліти**

Полярність молекул. Взаємодія між молекулами. Водневий зв'язок. Фазовий стан речовини. Тип хімічного зв'язку в кристалах. Концентрація розчинів, процес розчинення. Сольватація. Теплота, ентальпія та вільна енергія розчинення. Кипіння і замерзання розчинів.

## **Тема 5. Реакції іонного обміну у розчинах електролітів. Гідроліз солей.**

### **Властивості комплексних сполук**

Загальна характеристика розчинів як багатокомпонентних гомогенних дисперсних систем. Гідратна теорія розчинів Д.І. Менделєєва. Розчини та розплави електролітів. Рівновага у розчинах слабких та сильних електролітів. Дисоціація води та водневий показник середовища. Реакції іонного обміну. Гідроліз. Основні поняття координаційної теорії. Номенклатура комплексних сполук. Хімічні властивості комплексних сполук.

## **Тема 6. Природа металічного зв'язку**

Металічний стан речовини. Хімічний зв'язок у металах. Будова та типи кристалічних ґраток металів. Електродний потенціал металів та його вимірювання. Основи електрохімічних процесів. Корозійне руйнування та заходи захисту металів від корозії.

## **Тема 7. Електродні потенціали окислювально-відновних систем, спрямованість окислювально-відновних реакцій. Хімічні елементи – неметали. Загальна характеристика їх властивостей. Сполуки неметалів**

Окиснення та відновлення. Класифікація окислювально-відновних реакцій. Вплив середовища на перебіг окислювально-відновних реакцій. Електродні потенціали. Гальванічні елементи. Напрямок перебігу окислювально-відновних реакцій. Використання електрохімічних процесів. Елементарний стан неметалів. Неметалічні властивості та ступені окиснення. Хімічні властивості неметалів з Гідрогеном та Оксигеном. Сила оксигеновмісних кислот неметалів. Окисно-відновна здатність оксианіонів та оксигеновмісних кислот неметалів.

## **Тема 8. Загальні хімічні та фізичні властивості металів**

Метали у періодичній системі елементів. Розповсюдженість металів у природі, металічні руди. Засоби переробки металічних руд та методи здобуття металів. Сполуки металів з неметалами. Взаємодія металів з повітрям, водою, розчинами різноманітних кислот та лугів.

## **Тема 9. Хімічні властивості металів А-груп. Метали Б-груп. Загальна характеристика хімічних властивостей**

Метали А-груп. Електронна будова s-, p-металів. Ступені окиснення металів А-груп. Фізичні та хімічні властивості. Здобуття та застосування металів А-груп. Метали Б-груп. Електронна будова атомів d-, f-металів. Ступені окиснення металів Б-груп. Особливості властивостей перехідних металів та їх сполук.

## **Тема 10. Метали ІВ-VІІБ груп та їх найважливіші сполуки**

Огляд металів ІВ – VІІБ груп. Родина Феруму. Залізо. Чавун. Сталь. Здобуття та застосування металів Б-груп. Хімія та охорона навколишнього середовища. Забруднення металургійної промисловості та їх знешкодження.

### **Лабораторні заняття**

1. Техніка хімічного експерименту. Визначення молярних мас газів та молярних мас еквівалентів металу.
2. Швидкість хімічних реакцій та рівновага.
3. Визначення ентальпії процесу нейтралізації.
4. Реакції іонного обміну. Гідроліз солей.
5. Спрямованість перебігу окислювально-відновних реакцій.
6. Гальванічний елемент. Корозія.
7. Хімічні властивості неметалів та їх сполук.
8. Хімічні властивості металів та їх сполук.
9. Властивості p-металів та їх сполук. Метали ІVБ-VБ груп та їх сполуки.
10. Метали VІБ-VІІБ груп та їх сполуки. Метали родини Феруму та їх сполуки.



## **2. МОЛЬ – ОСНОВНА РОЗРАХУНКОВА ВЕЛИЧИНА У ХІМІЇ**

### **Про масштаби та об'єкти пізнання**

Опанувати навчальний матеріал хімії непросто. Доводиться мислити у макро- і мікромасштабах, оскільки пізнається не стільки зовнішній бік, форма об'єктів та явищ, скільки їх зміст, внутрішня суть, недосяжна для прямого сприйняття органами почуттів.

Предмет хімії становлять хімічна статистика та хімічна динаміка, що «дарують» як об'єкти пізнання хімічну сполуку, по-перше, та хімічну взаємодію, по-друге. Взаємозв'язок та взаємообумовленість хімічної сполуки та хімічної взаємодії забезпечуються загальними законами руху та збереження матерії – збереження кількості атомів, збереження заряду, збереження маси, збереження та перетворення енергії.

Хімічна взаємодія є «інструментом», який природа використовує для зміни форми (складу) та змісту (структури) хімічних сполук. Взаємодія є причиною реакцій; реакції є наслідком взаємодії. Вивчати та розуміти реакції (наслідок), не вивчаючи та не розуміючи взаємодії (причини) неможливо. Структура атомів, сполук та реакцій «захована» на мікрорівні, через що й доводиться мікрорівень «зондувати розумом».

### **Хімічна сполука**

У вигляді макрооб'єкту, сполуки – це речовина або розчин речовини, а як мікрооб'єкт – це структурна одиниця речовини або розчину.

Макросполука відрізняється від мікросполуки і кількісно, і якісно. Макросполука (і речовина, і розчин) є електронейтральним поєднанням мільярдів мікрооб'єктів, що утримуються разом у різних макрооб'єктах дією сил різної природи. Дія сил «стримування» проявляється по-різному. Одні можуть сковувати (у межах макрооб'єктів) свободу структурних одиниць, позбавляючи їх хімічної незалежності, тоді як інші не перешкоджають хімічній незалежності, «ініціативі» мікрооб'єктів.

Мікросполука (структурна одиниця макросполук) є мікрокомплексом з більшою або меншою автономією – стійким одно-, двох- та більш елементним групуванням обмеженої кількості (до кількох десятків) атомів, скріплених суто

хімічними (валентними) зв'язками. Загальновідома структурна одиниця макросполук – молекула відрізняється від інших мікрокомплексів як електронейтральних, так і тих, що несуть заряд, саме великою автономією.

### Сполука у ролі реагенту

Усю сукупність хімічних властивостей сполуки можна представити як невід'ємну її здатність видозмінюватися. Для того, щоб цю здатність проявляти, сполука має вступити у реакцію – стати реагентом. Спонукальним мотивом реакції служать умови, що визначаються у макромасштабі складом предреакційної системи і температури, а у мікромасштабі – енергією активації.

Хімічна реакція є термодинамічно та кінетично керованим змінюванням системи на мікро-макрорівнях, обумовленим взаємодією конкретних протилежностей.

Однією з об'єктивних характеристик сполуки як реагенту може служити хімічний еквівалент, величина якого « $E$ » має обчислюватися за формулою:

$$E = I / \mu,$$

де знаменник  $\mu$  («мірило еквівалентності») являє собою певний масив, фізичний сенс якого диктується характером взаємодії, що «загрожує» реагенту.

1. Для учасників реакції, де переінакшення хімічних зв'язків пов'язано з переносом електронів,  $\mu$  – масив електронів, які споживаються (при відновленні) або постачаються (при окисненні) одним молем хімічної сполуки.

2. Для учасників реакції, де взаємодія обумовлена цілком наявністю зарядів або ж супроводжується будь-якою трансформацією хімічних зв'язків без переносу електронів,  $\mu$  – масив зарядів, що припадають на один моль сполуки, або ж масив хімічних зв'язків, які «зачеплені» взаємодією в одному молі сполуки.

Формула для обчислення величини еквівалента виражає співвідношення кількості та якості у хімічному об'єкті – сполуці. Тому як поняття «еквівалент» є поняттям міри.

Еквівалент є мірою «приведеної кількості», тобто кількості, приведеної до мікрорівня, до «реакційних помишлянь» хімічної сполуки.

І як міра еквівалент є часткою від стандартної кількості (від одного моля) сполуки, що припадає (залежно від характеру взаємодії) на один моль зарядів,

один моль електронів, один моль хімічних зв'язків, які «обслуговують» взаємодію «від імені» цієї сполуки.

Причому, в ім'я узгодженості обчислювальних дій та шкали величин еквівалентів, як хімічну модель одноелементних сполук обрано атомарну речовину, тобто речовину, що нібито завжди складається з атомів.

Масу  $m_e$ , що відповідає величині еквівалента, (масу еквівалента, еквівалентну масу, молярну масу еквівалента), краще називати «**приведеною масою**». Така назва, по-перше, відповідає характеру її обчислення (та розмірності), по-друге, підкреслює її динамічний статус, по-третє, виражає її «математичну прихильність» приведеній кількості:

$$m_e = m / n_0;$$

і, у четвертих, дозволяє упорядкувати термінологію, що стосується хімічної сполуки, «приреченої» на роль реагенту.

Об'єктивно величина  $e$  є безрозмірною (моль / моль), а математичні перетворення, що їй відповідають, є такими:

$$n_0 = n_{\text{моль}} / e, \quad n = e n_0, \quad m_e = e M.$$

$e$  – динамічна величина,  $m$  – маса речовини,  $n_0$  – кількість речовини. Вона не повинна мати одно фіксоване чисельне значення, але, у певних випадках, може бути однозначною.

Звернемося до прикладів.

**Приклад 2.1.** Безводна сульфатна кислота у ролі реагенту є або двоосновною ( $\mu = 2$ ), або окислювачем ( $\mu = 2$ ), ( $\mu = 6$ ) і ( $\mu = 8$ ) – залежно від умов. В цілому, при  $\text{H}_2\text{SO}_4$  є набір з трьох величин  $e$ :

$$e_1 = 1/2, \quad e_2 = 1/6, \quad e_3 = 1/8.$$

**Приклад 2.2.** Дихромат-іон  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  у ролі реагенту є або двозарядним іоном ( $\mu = 2$ ), що утворює важкорозчинні солі у парі з протиіонами, або окислювачем з величиною ( $\mu = 6$ ). Отже, дихромат-іону «призначено згори» мати дві величини еквівалента:

$$e_1 = 1/2, \quad e_2 = 1/6.$$

**Приклад 2.3.** Катіон амонію  $\text{NH}_4^+$ , може реагувати або як однозарядний ( $\mu = 1$ ,  $e = 1/1$ ), або ж як відновник ( $\mu = 3$ ,  $e = 1/3$ ).

**Приклад 2.4.** У нітрат-іонів  $\text{NO}_3^-$ , у ролі окислювача, «в запасі» є п'ять величин  $\mu$  та п'ять величин  $e$ :  $\mu = 1, 3, 4, 5, 8$ ;  $e = 1/1, 1/3, 1/4, 1/5, 1/8$  і т.д., і

т.п. (інформація для оцінки  $\mu$ , а, отже, і для визначення величини  $e$ , знайдеться, якщо не в формулах сполук, то у всіляких довідкових таблицях).

Проте природа не стала «обтяжувати» багатоеквівалентністю своїх «улюбленців» – водень та кисень, «розпорядившись», щоб належне їм мірило еквівалентності лишалося незмінним при будь-якому характері взаємодії.

При фізичному тлумаченні мірила еквівалентності	Атомарному водню належить:	Атомарному кисню належить:
3 позиції хімічного зв'язку (валентність)	$\mu = 1$	$\mu = 2$
3 позиції приєднання–втрати електронів	$\mu = 1$	$\mu = 2$
3 позиції володіння електричним зарядом	$\mu = 1$	$\mu = 2$

Отже, водню та кисню належить мати по одному чисельному значенню еквівалента (відповідно, 1 та 1/2 і по одній приведеній масі – 1 г/екв та 8 г/екв. Тому, як водень, так і кисень, у разі необхідності, можуть «займати посаду» елемента-еталона. Подібні «привілеї», з тієї самої причини, припадають фтору, натрію, калію, алюмінію та ін.

### Кількість речовини – моль

Хіміки часто користуються величиною, що зветься **моль**. Під молям елемента розуміють його вагову кількість у грамах, яка чисельно дорівнює вазі цього елемента. **Моль** являє собою широко розповсюджене поняття, тому що виражає однакове число атомів будь-якого елемента. Оскільки атомні речовини знаходяться у такому ж самому відношенні одна до одної, як і дійсні ваги атомів, а **моль** визначається через поняття атомної ваги: **в одному молі будь-якого елемента завжди міститься така сама кількість атомів, що й в одному молі будь-якого іншого елемента.**

Якщо елементи **A** та **B** утворюють сполуку з формулою **AB**, це означає, що один атом **A** з'єднується з одним атомом **B**. Оскільки моль елемента **A** містить таку саму кількість атомів, як і моль елемента **B**, формула **AB** показує, що один моль елемента **A** з'єднується з одним молем елемента **B**. Таким чином,

формула хімічної сполуки виражає не тільки співвідношення атомів, але й співвідношення молей елементів, що реагують з утворенням певної сполуки.

Кожному елементу на підставі певних експериментальних даних може бути поставлена у відповідність його **відносна атомна маса**  $A_r$  – середня маса атома елемента при його природному ізотопному складі, віднесена до 1/12 маси атома вуглецю  $^{12}\text{C}$  (індекс «r» від лат. *Relativus* – відносний). Наприклад, природний хлор, як встановлено мас-спектрометричним методом, складається на 75,53 % з ізотопу хлор-35 з відносною масою 36,97. За цими даними можна обчислити середню відносну масу природного хлору з точністю до чотирьох значущих цифр:

$$A_r(\text{Cl}) = (0,7553)(34,97) + (0,2447)(36,97) = 35,46.$$

Аналогічним чином можна запровадити до розгляду **відносну молекулярну масу**  $M_r$  як відношення середньої маси речовини певного формульного складу, що містить атоми окремих елементів у їх природному ізотопному складі, до 1/12 маси атома вуглецю  $^{12}\text{C}$ . Зазвичай, для обчислення відносної маси, маси атомів округлюються до трьох значущих цифр. Наприклад, хлористий водень має молекулярну формулу  $\text{HCl}$ , і  $M_r(\text{HCl})$  визначається таким чином:

$$M_r(\text{HCl}) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{Cl}) = 1,0 + 35,5.$$

Однак для проведення кількісних розрахунків у хімії важливими є не тільки відносні маси атомів і молекул, але й маси атомів  $m_{\text{ел}}$  та молекул  $m_{\text{мол}}$ , виражені у грамах, кілограмах та інших одиницях маси.

Як  $m_{\text{ел}}$ , так і  $m_{\text{мол}}$  пов'язані з відносними масами  $A_r$  та  $M_r$  такими співвідношеннями:

$$m_{\text{ел}} = \frac{m(\text{один атом вуглецю}-12)}{12} = A_r \cdot 1\text{а.о.м.},$$

$$m_{\text{мол}} = \frac{m(\text{один атом вуглецю}-12)}{12} = M_r \cdot 1\text{а.о.м.}$$

Тут скорочення 1 а.о.м. означає **атомну одиницю маси**, яка становить 1/12 маси атома вуглецю – 12 і має чисельну величину, що дорівнює:

$$1 \text{ а.о.м.} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг} - \text{вага } 1/12 \text{ маси } ^{12}\text{C}.$$

Через малість а.о.м. малими є також маси атомів і молекул, що утруднює проведення практичних розрахунків. Зручним макроскопічним числом атомів і молекул є число  $N_A$  атомів масою 1 а.о.м., які разом мають масу 1 грам (г):

$$N_A = \frac{1}{1a.o.m.} = \frac{1z}{1,6605 \cdot 10^{-24}} = 6,0221 \cdot 10^{23}.$$

Цей вираз може бути представлений у вигляді:

$$N_A = \frac{m_e}{m_e \cdot 1a.o.m.} = \frac{A_r}{m_e},$$

$$N_A = \frac{m_{\text{мол}}}{m_{\text{мол}} \cdot 1a.o.m.} = \frac{A_r}{m_{\text{мол}}}.$$

Таким чином, число  $N_A$  дорівнює числу атомів (молекул) з відносною масою  $A_r$  ( $M_r$ ), маса яких становить  $A_r$  ( $M_r$ ) грам. У загальному випадку для будь-яких формульних одиниць (атомів, молекул, іонів, радикалів), для яких необхідно визначити відносні маси, маса числа  $N_A$  цих часток у грамах дорівнює відносній масі. **Число  $N_A$  зветься постійною Авогадро.** За допомогою  $N_A$  визначається специфічна для хімії величина – **кількість речовини  $n$**  з одиницею вимірювання моль: 1 моль – це кількість речовини, яка складається з  $N_A$  формульних одиниць цієї речовини. Маса одного моля формульних одиниць будь-якої речовини – **молярна маса  $M$**  – завжди дорівнює відносній формульній масі цієї речовини, що виражена у грамах. Так, наприклад, одна молекула  $\text{H}_2\text{O}$  має відносну молекулярну масу 18, а 1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  має молярну масу  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0$  г/мол; один іон  $\text{NO}_3^-$  має відносну масу 62,0, а 1 моль  $\text{NO}_3^-$  – молекулярну масу 62,0 г/моль і т.п.

Якщо є  $m$  грам речовини  $B$  з молярною масою  $M$  г/мол, то кількість речовини  $n(B)$ , виражена у молях, знаходиться як частка від ділення  $m$  на  $M$  ( $B$ ):

$$n(B) = \frac{m(B)}{M(B)}.$$

Появленню уяви про моль передувало знаходження **чарівного (магічного) числа хіміків.**

Видатний німецький філософ Імануїл Кант якось зауважив, що у деяких галузях природознавчих наук є стільки істинної науки, скільки в них математики. Ці слова справили глибоке враження на відомого хіміка Ієремію Веніаміна Ріхтера (1762–1807): навіть свою докторську дисертацію він назвав «Використання математики в хімії». А ще Ріхтер сформулював правило, яким хіміки користуються вже більше трьох століть. Базуючись на результатах

власних експериментів, а також працях попередників, він вивів закон, згідно з яким – **речовини взаємодіють у жорстко визначених співвідношеннях, причому маси як вихідних речовин, так і продуктів реакції, можна розрахувати заздалегідь.**

Уперше в історії хімії Ріхтер записав кількісні рівняння реакцій, які дозволяють, як сказав би сучасний хімік, розрахувати теоретичний вихід продуктів.

Італійський хімік Амедео **Авогадро** (1776–1856) (до речі, його повне ім'я є: Лоренцо Романо Амедео Карло Авогадро ді Кваренья ді Черрето), сумлінно проаналізувавши результати експериментів Ріхтера та Жозефа Луї Гей-Люсака (1778–1850), які сформулювали найважливіший для розвитку хімії закон об'ємних відношень, згідно з яким, реагуючі гази поєднуються таким чином, що співвідношення між їх об'ємами, а також об'ємом газоподібного продукту реакції виражається простими цілими числами, висловив геніальну за простотою та глибиною ідею.

«Треба прийняти, – писав Авогадро у 1811 р., – що є також дуже прості відношення між об'ємами газоподібних речовин та числом простих і складних молекул, що утворюють ці речовини. Перша гіпотеза, яка виникає у зв'язку з цим і яка представляється єдино прийнятною, полягає у припущенні, що число складених молекул будь-якого газу є завжди таким самим в однаковому об'ємі.»

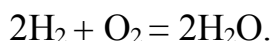
«Простими молекулами» вчений називав атоми, з яких, на його думку, побудовані «складні» або «складені» молекули газоподібних речовин.

Трьома роками пізніше Авогадро виклав свою теорію ще більш чітко і сформулював її у вигляді закону, який носить його ім'я:

**Рівні об'єми речовин при однаковому тиску і температурі містять таке саме число молекул, отже густина різних газів служить мірою маси їх молекул.**

Цей додаток був дуже важливим: він означав, що, вимірюючи густину різних газів, можна визначати відносні маси молекул, з яких вони складаються. Наприклад, якщо в 1л водню міститься стільки ж молекул, що й в 1л кисню, то відношення густин цих газів дорівнює відношенню мас молекул водню та кисню.

Закон Авогадро давав хімікам можливість експериментально встановлювати склад молекул газоподібних сполук. Таким чином, із знайденого дослідним шляхом співвідношення об'ємів водню, кисню та парів води (2:1:2) можливо логічно зробити два висновки. Перший: молекули вихідних газів складаються з двох атомів, а молекула води – з трьох, і тоді є вірним рівняння



Дивна річ, що такі прості доводи не могли переконати деяких хіміків у справедливості (та глибині) закону Авогадро. І, нажаль, його теорія протягом кількох десятиріч лишалася практично непоміченою.

**Хіміки почали брати закон Авогадро «на озброєння»** після того, як молодий італійський хімік Станіслао Канніццаро (1826–1910) прийняв для молекул газоподібних елементів правильні (подвоєні) формули:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$  і т.д., і погодив, таким чином, гіпотезу Авогадро з експериментальними даними. «Наріжним каменем сучасної атомної теорії, – писав Канніццаро, – є теорія Авогадро. Ця теорія представляє найлогічніший вихідний пункт для пояснення основних ідей щодо молекул та атомів і для доведення останніх. Спочатку здавалося, що фізичні факти були незгідні з теорією, так що вона була залишена осторонь і невдовзі забута, але потім хіміки самою логікою досліджень та результатами спонтанної еволюції науки, непомітно для них, були приведені до тієї самої теорії. Теорія, до якої прийшли, виходячи із різних і навіть протилежних пунктів, теорія, яка дозволила передбачити чимало фактів, підтверджених досвідом, повинна бути чимось більшим, ніж просто науковою вигадкою. Вона повинна бути – самою істиною».

Після того, як гіпотеза Авогадро і атомно-молекулярне вчення стали загальноновизнаними, хіміки одержали теоретичне обґрунтування законів стехіометрії і, знаючи відносні молекулярні маси різних сполук, змогли розрахувати, у яких співвідношеннях ці сполуки будуть реагувати.

**Так, у хімії з'явилася величина, яку назвали грам-молекулою або молем.**

Слово «моль» придумав на початку ХХ ст. німецький фізико-хімік, лауреат Нобелівської премії Вільгельм Оствальд, воно має той самий корінь, що й слово «молекула» і походить від латинського *moles* – «маса»).



Ще недавно у підручниках та довідниках з хімії писали: «Грам-молекула (моль) є такою кількістю даної речовини, маса якої при вираженні у грамах чисельно дорівнює молекулярній масі цієї речовини. Одна грам-молекула будь-яких індивідуальних речовин містить однакове число молекул». Це визначення моля зберігалося протягом майже цілого століття.

Був також вимірний об'єм одного моля речовини, яка знаходилася у газоподібному стані (за умови, що цей газ є близьким до ідеального): за нормальних умов (тиску  $1 \text{ атм} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$  і температурі  $0^\circ\text{C}$ ).

**Об'єм одного моля  $-V_0 = 22,4 \text{ л}$ .** Число ж молекул в одному молі стали називати **постійною Авогадро**.

Сьогодні моль визначається інакше: **моль – це кількість речовини, що містить стільки ж структурних елементів (атомів, молекул, іонів або інших часток), скільки їх міститься у 12 г вуглецю-12.**

У 1971 р. рішенням XIV Генеральної конференції з мір та ваг **моль був запроваджений у Міжнародну систему одиниць (СІ) як сьома основна одиниця.**

У сучасному визначенні постійна Авогадро (її зазвичай позначають  $N_A$ ) – це число часток, яке міститься у молі будь-якої речовини.

Ще за часів Канніццаро для вчених було очевидним: оскільки атоми та молекули є невимовно малими, **постійна Авогадро має бути дуже великою.** Оперуючи мольними кількостями речовини, дослідники фактично використовували у неявному вигляді постійну Авогадро, однак її конкретного значення ніхто навіть уявити собі не міг. Хіміки цією проблемою не дуже переймалися: адже, і не знаючи, чому дорівнює ця величина, вони прекрасно поралися із стехіометричними розрахунками.

### **За постійну Авогадро беруться фізики**

Поступово фізики навчилися визначати розміри молекул та значення  $N_A$  – спочатку дуже грубо, приблизно, потім все точніше. Перед усім, їм було зрозуміло, що обидві величини пов'язані одна з одною: чим меншими виявляться атоми і молекули, тим більшим є число Авогадро. Уперше розміри атомів оцінив австрійський фізик Йозеф Лосмідт (1821–1895). Він опублікував працю, де, виходячи з молекулярно-кінетичної теорії газів та експериментальних даних щодо збільшення об'єму рідин при випаровуванні,

розрахував діаметр молекули азоту. У нього вийшло 0,969 нм більше за сучасне значення, але, для того часу, це було добрим результатом. У другій статті за підписом Лошмідта наведено також число молекул в  $1\text{см}^3$  газу, яке стали називати постійною Лошмідта ( $N_L$ ). Із нього легко одержати значення  $N_A$ , помноживши на молекулярний об'єм ідеального газу.

Після Лошмідта значення  $N_L$  (а також  $N_A$ ) визначали багато вчених.

У XIX ст. усі ці визначення були побічними (непрямими). У 1890 р. англійський фізик Джон Вільям Релей (1842–1919) і, незалежно від нього, німецький фізик Вільгельм Конрад Рентген (1845–1923) провели такий експеримент: вони капали на воду оливкову олію і визначали розмір масляної плями на її поверхні. Знаючи об'єм олії  $V$  та площу плями  $S$ , легко розрахувати її товщину  $d = V/S$ . Товщина плівки вийшла дуже маленькою, усього 0,61 нм, і фізики вирішили, що саме такі розміри мають молекули олії. На цій підставі вони визначили постійну Авогадро –  $N_A = 4 \cdot 10^{23}$ . Це відрізняється від сучасного значення постійної Авогадро усього в 1,5 рази.

Завдяки розвитку атомної фізики у XX ст. стало можливим виміряти постійну Авогадро «напрямки». У 1908 р. англійський фізик Ернест Резерфорд і німецький фізик Ханс Гейгер визначили, що грам радію випромінює за секунду більше 34 млрд  $\alpha$ -часток – ядер атомів гелію. Захоплюючи електрони,  $\alpha$ -частки перетворюються на звичайні атоми гелію, які поступово накопичуються у вигляді газу. Виходячи з об'єму гелію, що був виділений радієм за певний строк, можна розрахувати число молів гелію, а, знаючи швидкість випромінювання  $\alpha$ -часток радієм, знайти також число атомів гелію в одному молі газу. Цей прямий спосіб підрахунку числа молекул газу дав результат  $N_A = 6,1 \cdot 10^{23}$ .

Більш точно постійну Авогадро можна визначити, вимірюючи рентгенографічним методом міжатомні відстані у кристалі.

**Сучасне значення постійної Авогадро  $N_A = 6,0221367 \cdot 10^{23}$ .**

### **Наскільки великим є моль?**

Постійна Авогадро є настільки великою, що ледве піддається уяві. Ось деякі ефективні способи показати грандіозність цього числа.

Якщо футбольний м'яч збільшити у  $N_A$  разів за об'ємом, то в ньому уміститься земна куля. Якщо ж у  $N_A$  разів збільшити діаметр м'яча, то в ньому

уміститься найбільша галактика, яка включає сотні мільярдів зірок. До речі, у Всесвіті міститься приблизно  $N_A$  зірок.

Якщо узяти моль барвника (приблизно склянку), позначити якимсь чином усі його молекули, вилити до моря та почекати, доки він рівномірно розподілиться по усіх морях та океанах до самого дна, то, зачерпнувши у будь-якому місці земної кулі склянку води, ми обов'язково знайдемо у ній не один десяток «мічених» молекул.

Якщо узяти моль доларових папірців, вони вкриють усі материки Землі двокілометровим шаром.

Окрім поняття «кількість речовини» у хімії, при вивченні кислотно-основних та окисно-відновних реакцій, використовується поняття **«кількість речовини еквівалентів»**, що також вимірюється у молях.

Це поняття походить від так званого **закону еквівалентів Ріхтера (1793): маси речовин, що реагують, співвідносяться між собою як еквіваленти цих речовин.**

Під еквівалентами речовин Ріхтер розумів «сполучні (з'єднувальні) ваги», за одиницю яких приймалася масова частка найлегшого елемента у хімічній сполучці – водню. У відношенні до водню еквівалент елемента визначається його масою, що замістила собою або поєдналася з однією одиницею маси водню. Наприклад, при взаємодії кисню з воднем утворюється вода, у молекулі якої відношення мас цих елементів становить 8:1. Тому еквівалент кисню дорівнює 8. Очевидно, що **хімічні еквіваленти дорівнюють відносним атомним масам, поділеним на невеликі цілі числа.**

З часом поняття хімічних еквівалентів трансформувалося. З урахуванням сучасної термінології, його можна визначити для речовини **B** таким співвідношенням:

$$E_k(B) = \frac{\Phi E(B)}{Z(B)},$$

де  **$E_k(B)$**  – хімічний еквівалент;  **$\Phi E(B)$**  – формульна одиниця речовини **B**, що виражається, зазвичай, через відповідну хімічну формулу;  **$Z(B)$**  – еквівалентне число речовини **B**, яка бере участь у даній конкретній хімічній реакції. Значення  **$Z(B)$**  є малими цілими числами: 1, 2, 3 і т. д. Очевидно, що при

$Z(B) = 1$  хімічний еквівалент відповідає реальній частці речовини, а у решті випадків – це умовна частка речовини.

Кількість еквівалентів речовини  $n_{\text{екв}}(B)$  пов'язана з її кількістю речовини  $n(B)$ :

$$n_{\text{екв}}(B) = \frac{n(B)}{Z(B)}.$$

За аналогією з молярною масою речовини можна запровадити молярну масу еквівалентів  $M_{\text{екв}}(B)$  речовини  $B$ :

$$M_{\text{екв}}(B) = \frac{m(B)}{Z(B)n(B)} = \frac{M(B)}{Z(B)}.$$

Молярні маси еквівалентів для елементів можуть бути знайдені діленням молярної маси елемента на його валентність або експериментально, за результатами будь-якої реакції за участю даного елемента та елемента з відомою молярною масою еквівалентів. З використанням поняття молярної маси еквівалентів закон еквівалентів може бути сформульований так: **маси речовин, що реагують і утворюються, співвідносяться як молярні маси еквівалентів цих речовин.**

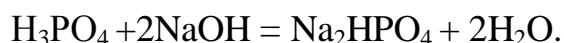
Наприклад, якщо відомо, що 1,44 г алюмінію при окисненні переходять у 2,72 г оксиду, то молярна маса еквівалентів Al при відомій  $M_{\text{екв}}(O) = 8$  г/моль буде визначатися з пропорції

$$\frac{m(Al)}{M(O)} = \frac{M_{\text{екв}}(Al)}{M_{\text{екв}}(O)}.$$

Оскільки  $m(O) = 2,72 \text{ г} - 1,44 \text{ г} = 1,28 \text{ г}$ , то

$$M_{\text{екв}}(Al) = \frac{1,44 \text{ г} \cdot 8 \text{ г/моль}}{1,28} = 9 \text{ г/моль}.$$

Молярні маси для кислот та основ є у стільки разів меншими за їх молярні маси, скільки іонів водню або гідроксиду втрачає їх молекула в результаті реакції. Тому багатоосновні кислоти та багатокислотні основи мають декілька значень  $Z(B)$ . Якщо для хлористого водню та гідроксиду натрію завжди  $M_{\text{екв}}(B) = M(B)$ , то у  $H_2SO_4$  і  $Ca(OH)_2$  є два значення  $Z(B)$ , а у  $H_3PO_4$  і  $Al(OH)_3$  – по три значення. Тому молярна маса еквівалентів даної хімічної сполуки визначається конкретною реакцією, в якій вона бере участь. Наприклад, у реакції

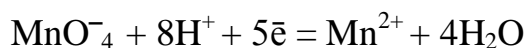


Еквівалентне число  $Z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2$  і, відповідно,

$$M_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль},$$

$$E(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\text{H}_3\text{PO}_4}{2}.$$

У випадку окисно-відновних реакцій значення  $Z(\text{В})$  для окислювача та відновника визначають за числом електронів, які приймає одна формульна одиниця окислювача і віддає одна формульна одиниця відновника. Наприклад, для реакції



еквівалентне число аніону  $\text{MnO}_4^-$  дорівнює п'яти. Тому молярна маса еквівалента  $\text{KMnO}_4$  як окислювача у дуже кислому середовищі є у 5 разів меншою за молярну масу  $\text{KMnO}_4$ , яка дорівнює 158,03 г/моль:

$$M_{\text{екв}}(\text{KMnO}_4) = 31,6 \text{ г/моль},$$

а хімічний еквівалент буде

$$E(\text{KMnO}_4) = \frac{\text{KMnO}_4}{5}.$$

Таким чином, **моль є основною змінною величиною у хімії, з використанням якої проводяться усі стехіометричні розрахунки (розрахунки кількостей речовин, необхідних для одержання заданої кількості одного з продуктів реакції) і за допомогою якої виражаються усі кількісні співвідношення у хімії.**

Наприклад, поведінка газів наближено описується рівнянням стану:

$$pV = n \cdot RT,$$

де  $p$  – тиск;  $V$  – об'єм;  $n$  – кількість речовини;  $T$  – температура;  $R$  – коефіцієнт, який не залежить від природи газу та зветься універсальною газовою постійною.

Чисельне значення  $R$  визначається вибором одиниць вимірювання решти змінних. Так, якщо тиск вимірюється в атмосферах (атм), температура – у кельвінах (К), об'єм – у літрах (л), то

$$R = 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм} / (\text{К} \cdot \text{моль}).$$

Використовуючи рівняння стану, можна обчислити часто застосовувану характеристику **1 моля речовини**, що знаходиться у газоподібному стані, об'єм 1 моля газу за “нормальних умов” ( $T = 273,15 \text{ K}$ ,  $p = 1 \text{ атм}$ ):

$$V = \frac{n \cdot RT}{P} = \frac{1 \text{ моль} \cdot 0,0821 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{К} \cdot \text{моль}) \cdot 273,15 \text{ К}}{1 \text{ атм}} = 22,41 \text{ л}.$$

Оскільки до цього рівняння не входять величини, що залежать від природи газу, то такий об'єм займає 1 моль будь-якого газу за нормальних умов.

**Універсальна газова постійна  
R – це лише один приклад величини,  
віднесеної до 1 моля.**

В курсі хімії зустрічатимуться також інші величини, які так само треба визначати за відношенням до **1 моля речовини**.

### 3. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

#### Запитання до індивідуальних завдань

1. Чому на практиці важко мати справу з індивідуальними молекулами, і хіміки зважують потрібні їм речовини у грамах, а не в атомних одиницях маси?
2. Що потрібно для того, щоб перейти від молекулярної шкали вимірювання мас до практичної шкали?
3. Моль речовини дорівнює такому числу її молекул, яке співпадає з числом атомів у 12 г (точно) якого ізотопу якого елемента?
4. Один моль будь-якої речовини має атомну масу у грамах, яка дорівнює молекулярній масі даної речовини, вираженої в яких одиницях маси?
5. Чому можна вести підрахунок атомів і молекул на практиці просто шляхом зважування?
6. У чому полягає найважливіше у визначенні моля?
7. Скільки грамів кожного із зазначених нижче речовин міститься в 1 молі  $\text{H}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$  цих речовин?
8. Скільки важить атомна одиниця маси?
9. Якщо ми розуміємо під молекулярною масою масу моля речовини, то в яких одиницях її слід вимірювати?
10. Чому дорівнює один моль будь-якої речовини?

11. Скільки грамів  $\text{CH}_3\text{OH}$  (метилового спирту) міститься в 1 молі  $\text{CH}_3\text{OH}$ ?
12. Скільки грамів  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  (октану) міститься в 1 молі  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ?
13. 1 молекула  $\text{H}_2$  реагує з 1 молекулою  $\text{Cl}_2$ , в результаті чого утворюються 2 молекули газоподібного хлористого водню за реакцією  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ . Яка кількість газоподібного хлору прореагує з 1кг газоподібного водню?
14. Скільки молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$  міститься у 1 молі  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
15. Скільки атомів  $\text{O}_2$  міститься в 1 молі молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
16. На цей час у більшості країн використовується метрична система, яка має назву Міжнародна система одиниць СІ. Яка основна одиниця СІ була затверджена останньою?
17. У лабораторії, як правило, вимірюють кількість речовини по її масі, хоча, зазвичай, при цьому визначають її вагу. По суті, вага являє собою добуток маси на прискорення сили тяжіння  $W = mg$ . Чи буде постійною вага однієї і тієї ж речовини на екваторі і на полюсі?
18. Яке з наведених визначень виражає фізичний сенс числа Авогадро?
- 1) кількість молекул в 1літрі пари;
  - 2) кількість молекул в 1молі речовини;
  - 3) кількість молекул у 1грамі речовини;
  - 4) кількість атомів елементу в 1грамі речовини.
19. Чому дорівнює один моль будь-якої речовини?
20. Яким з наведених математичних виразів слід скористатися для визначення числа молей атомів?
- 1)  $n = \frac{m}{A}$ ;
  - 2)  $n = \frac{m}{M}$ ;
  - 3)  $n = \frac{V}{22,4}$ ;
  - 4)  $n = \frac{m}{\text{Э}m}$ .
21. Визначте число молей водню в 224 л за н.у.
22. Визначте масу 0,5 молей хлорводневої кислоти.
23. Яким з наведених математичних виразів слід користуватися для визначення числа молей газоподібної речовини?
- 1)  $n = \frac{m}{A}$ ;
  - 2)  $n = \frac{V}{22,4}$ ;
  - 3)  $n = \frac{m}{\text{Э}m}$ .
24. Визначити кількість молей фосфату кальцію, що відповідають його 40 грамам.
25. Визначити кількість молей нітрогену, що відповідають 112 л нітрогену за нормальних умов.

26. Визначити кількість молей атомів барію у молі фосфату барію.
27. Визначити кількість молей атомів алюмінію у 108г алюмінію.
28. Що пов`язують в поняття «кількість речовини» у взятій порції речовини?
29. Визначити кількість речовини Br<sub>2</sub>, що міститься у молекулярному бромі масою 12,8 г.
30. Яка кількість речовини міститься в оксиді сірки (VI) масою 12 г ?

У даних методичних вказівках наведено 20 варіантів індивідуальних завдань (таблиця 3.1). Номер завдання визначається номером за списком студентів групи.

Таблиця 3.1

Варіанти індивідуальних завдань

Номер варіанта	Номер питання	Номер варіанта	Номер питання
1	1,14,30	11	1,23,24
2	2,20,11	12	18,26,14
3	3,12,23	13	4,22,28
4	4,13,19	14	17,29,20
5	5,7,18	15	3,15,9
6	5,15,22	16	8,16,25
7	8,25,16	17	6,18,24
8	9,18,29	18	2,10,27
9	10,29,21	19	7,19,30
10	17,19,27	20	5,12,21



## РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 1998. – 541 с.
2. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия. – Санкт-Петербург: Химия, 1997. – 597 с.
3. Рейтер А.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – Київ, 2003. – 350 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. – Л: Химия, 1984. – 702 с.
5. Клімашевський Л.М., Грибанова Т.О., Лев І. Ю., Герасименко Л.Г., Никифорова Н.А., Ісаєва Л.Є. Хімія для металургів. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2009. – 172 с.
6. Клімашевський Л.М. Теоретичні основи хімічних взаємодій. Дніпропетровськ: НМетАУ, 2000. – 95 с.
7. Клімашевський Л.М., Грибанова Т.О., Лев І. Ю. Будова речовини. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2003. – 48 с.
8. Корчинський Г.А. Хімія. – Вінниця, 2002. – 525 с.
9. Карапетьянц М.Х., Дракин С.Д. Неорганическая химия. – М.: Химия, 1981. – 632 с.
10. Ісаєва Л.Є., Лев І. Ю. Хімія неметалів. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2012. – 78 с.
11. Руководство к выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия». – Днепропетровск: НМетАУ, 2002. – 118 с.

## ЗМІСТ

ВСТУП.....	3
1. РОБОЧА ПРОГРАМА ДИСЦИПЛІНИ.....	4
1.1. Мета та завдання.....	4
1.2. Розподіл навчальних годин.....	5
1.3. Зміст дисципліни.....	6
2. МОЛЬ – ОСНОВНА РОЗРАХУНКОВА ВЕЛИЧИНА У ХІМІЇ.....	9
3. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ.....	22
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....	25

Підписано до друку 12.03.2013. Формат 60x84 1/16. Папір друк. Друк плоский.  
Облік.-вид. арк. 1,52. Умов. друк. арк. 1,50. Тираж 100 пр. Замовлення №

Національна металургійна академія України  
49600, Дніпропетровськ-5, пр. Гагаріна, 4

---

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ