

Міністерство освіти і науки України
Одеський державний екологічний університет

„Атомно-молекулярне вчення”

Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт

Одеса 2002

Міністерство освіти і науки України
Одеський державний екологічний університет

„Атомно-молекулярне вчення”
Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт

з дисциплін „Загальна і колоїдна хімія”, „Хімія”, „Концепції сучасного природознавства”

Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія, менеджмент
Усі спеціальності

„Затверджено”
на засіданні методичної
ради університету
Протокол № 5 від 25.04.2002

Одеса 2002

„Атомно-молекулярне вчення”. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисциплін „Загальна і колоїдна хімія”, „Хімія”, „Концепції сучасного природознавства” для студентів денної та заочної форми навчання за всіма спеціальностями. Напрямок підготовки: екологія, гідрометеорологія, менеджмент.

/Укладачі: Герасименко Г.І., доц. канд. хім. наук, Шепеліна С.І., ас.
Одеса, ОДЕКУ, 2002р. - 42 с.; укр. мова.

Зміст

Передмова	4
Правила безпеки при роботі в хімічній лабораторії	5
1. Лабораторна робота №1 „Визначення молярної маси оксиду вуглецю (IV)”	
1.1. Теоретична частина.....	6
1.1.1. Загальні положення.....	6
1.1.2. Приклади розв’язання завдань.....	8
1.2. Експериментальна частина.....	10
1.2.1. Сутність методу.....	10
1.2.2. Порядок виконання роботи.....	11
1.2.3. Обробка та аналіз результатів.....	12
1.2.4. Вимоги до звіту про виконання лабораторної роботи.....	13
1.3. Контрольні питання та вправи до самостійного розв’язання.....	15
2. Лабораторна робота №2 „Визначення молярної маси еквівалента металу”	
2.1. Теоретична частина.....	16
2.1.1. Необхідні попередні знання та навички.....	16
2.1.2. Приклади розв’язання завдань.....	17
2.2. Експериментальна частина.....	20
2.2.1. Сутність методу.....	20
2.2.2. Порядок виконання роботи.....	20
2.2.3. Обробка та аналіз результатів.....	22
2.3. Індивідуальні завдання.....	24
3.Лабораторна робота №3 „Визначення молярної маси еквівалента карбонату натрію”	
3.1. Теоретична частина.....	25
3.1.1. Необхідні попередні знання та навички.....	25
3.1.2. Приклади розв’язання завдань.....	27
3.2. Експериментальна частина.....	28
3.2.1. Сутність методу.....	28
3.2.2. Порядок виконання роботи.....	28
3.2.3. Обробка та аналіз результатів.....	31
3.3. Індивідуальні завдання.....	32
4.Лабораторна робота №4 „Визначення атомної маси металу”	
4.1. Теоретична частина.....	34
4.1.1. Загальні положення.....	34
4.1.2. Приклади розв’язання завдань.....	36
4.2. Експериментальна частина.....	38
4.2.1. Сутність методу.....	38
4.2.2. Порядок виконання роботи.....	38
4.2.3. Обробка та аналіз результатів.....	39
4.3. Індивідуальні завдання.....	40
Література.....	41

Передмова

Творчі здібності студентів формуються як спеціально відібраним складом навчання (теоретичним матеріалом по даному предмету), так і відповідною організацією пізнавальної діяльності по засвоєнню цього матеріалу. Основну роль тут грає розв'язок завдань лабораторно-практичного та теоретичного напрямку.

Цей збірник методичних вказівок є практичним посібником до лабораторних робіт по хімії за розділом „Основні поняття та закони хімії” для студентів усіх спеціальностей і відповідає навчальним програмам по загальній та неорганічній хімії. *Мета лабораторних робіт* - отримання навичок студентами перших курсів експериментальної роботи в хімічній лабораторії в процесі засвоєння основних закономірностей хімічних процесів, властивостей і відмінностей в реакціях важливих сполук.

У збірнику застосовуються міжнародна система одиниць СІ (за першими літерами System International) та номенклатура хімічних сполук за рекомендаціями ІЮПАК, затвердженими у 1983 р.

До збірника ввійшли такі лабораторні роботи:

- Визначення молярної маси вуглекислого газу;
- Визначення молярної маси еквівалента металу;
- Визначення молярної маси еквівалента карбонату натрію;
- Визначення атомної маси металу.

Це дозволяє міцно засвоїти закони розділу об'ємної стехіометрії. До кожної лабораторної роботи дається невелике теоретичне введення, контрольні запитання, приклади розв'язання задач, завдання до самостійного розв'язання, які допомагають закріпленню вивчаємого матеріалу.

В результаті виконання лабораторних робіт студент повинен *знати*:

- основні поняття хімії;
- атомно-молекулярне вчення;
- основні закони стехіометрії.

На основі одержаних знань студенти повинні *оволодіти навичками*:

- технікою хімічних розрахунків;
- самостійного виконання хімічних експериментів;
- критичної оцінки одержаних результатів;
- визначати похибки отриманих даних;
- узагальнювати розглянуті факти.

Після виконання лабораторної роботи студент повинен скласти звіт у вигляді протоколу лабораторної роботи (за зразком) та захистити її – відповісти на контрольні питання та самостійно розв'язати завдання, наведені наприкінці роботи.

ПРАВИЛА БЕЗПЕКИ ПРИ РОБОТІ У ХІМІЧНІЙ ЛАБОРАТОРІЇ

1. Перед початком роботи в лабораторії отримайте у керівника інструктаж з техніки безпеки. Після отриманого інструктажу розпишіться в журналі про те, що з правилами безпечної роботи ви ознайомились, та зобов'язуетесь їх виконувати.

2. Реакції з хімічними реактивами слід виконувати з такими кількостями, в такому посуді і приладах, і в тих умовах, як це зазначено в відповідних інструкціях та керівництвах.

3. Забороняється виконувати досліди у брудному посуді. Тому після закінчення роботи студенти зобов'язані вимити весь використаний посуд.

4. Роботи, пов'язані з виділенням летючих та шкідливих речовин, необхідно проводити в витяжній шафі. Концентровані хлоридну та нітратну кислоти, а також концентрований розчин амоніаку потрібно розливати у витяжній шафі.

5. Забороняється пробувати на смак, або нюхати будь-які речовини, пити воду з хімічного посуду. Треба пам'ятати, що всі речовини в лабораторії більш-менш отруйні. При нагріванні речовини в посуді забороняється схилитися над посудом. Якщо при кип'ятінні розчину випадає осад, необхідно його відфільтрувати і тільки потім продовжувати кип'ятіння.

6. Електронагрівуючі прилади під час роботи повинні стояти на вогнетривких підставках. Категорично заборонено підключати до однієї розетки декілька електричних приладів без спеціальної перехідної виделки. Після закінчення робіт в лабораторії треба вимикати рубильник.

7. Заборонено працювати в лабораторії одному. Присутність другої особи потрібно для надання допомоги під час нещасного випадку, пожежі, тощо.

8. Після закінчення роботи потрібно впорядкувати своє робоче місце.

Хімічні реактиви

Реактиви треба зберігати в склянках, закритих пробками. На кожній склянці обов'язково повинна бути етикетка з написом хімічної назви реактиву, його формули та концентрації. Наливаючи розчин із склянки, її тримають так, щоб етикетка на ній була зверху. Не можна реактивні склянки залишати відкритими. Не можна пробками з одних склянок закривати інші.

Тверді реактиви краще брати з банок спеціальним шпателем. Реактиви, які під дією повітря та вологи псуються, повинні бути герметично закриті. Реактиви, які змінюються під дією світла, зберігаються в банках з темного скла.

Лабораторна робота №1

„ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ОКСИДУ ВУГЛЕЦЮ (IV)”

Мета роботи – експериментальне вивчення методу визначення молярної маси речовини в газоподібному стані;

- оволодіння методикою розрахунків молярних мас газів за відносними густинами за повітрям, воднем; за молярним об'ємом газу; за рівнянням Менделєєва-Клапейрона;

- визначення відповідності експериментальних даних законам стехіометрії.

1.1 ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

1.1.1. Загальні положення. Необхідні попередні знання та навички.

Для підготовки до лабораторних робіт треба повторити теоретичний матеріал з розділу „Основні поняття та закони хімії” за підручником або методичними вказівками „Основні поняття та закони хімії”.

За одиницю *кількості* речовини у Міжнародній системі одиниць (СІ) прийнято *моль*.

Моль – це кількість речовин, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів та ін.), скільки атомів міститься в 0,012кг ізотопу вуглецю ^{12}C .

Кількість структурних одиниць N_A (атомів) в 0,012кг вуглецю можна визначити, знаючи масу одного атому вуглецю ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг):

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг} / \text{моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Це число називається *сталю Авогадро* (N_A , розмірність моль^{-1}) і показує число структурних одиниць у молі будь-якої речовини.

Це число уявляє собою не моль самих частинок, а тільки їх число, яке визначає кількість речовини системи, званої „моль”. Тому правильно буде не „моль атомів водню”, а „моль атомарного водню” або „моль молекулярного водню”.

Молярна маса – M – величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини: $M = \frac{m}{n}$

Одиниця молярної маси – кг/моль або г/моль .

Чисельне значення молярної маси M в г/моль дорівнює відносній молекулярній масі.

Наприклад, $A_r Ca=40$, $M(Ca)=40$ г/моль
 $M_r Ca CO_3= 100$, $M_r (Ca CO_3)=100$ г/моль

Молярний об'єм - V_m – величина, що дорівнює відношенню об'єму речовини до кількості речовини в цьому об'ємі:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Одиниця молярного об'єму – $м^3/моль$ або $л/моль$.

При кількості речовини $n=1$ моль $V_m=22,4$ л чи $22,4 \cdot 10^{-3} м^3$.

Слід розрізняти *поняття маса і кількість* речовини. Між масою речовини (m ,г), кількістю речовини (n , моль) і молярною масою (M , г/моль) існують певні співвідношення:

$$m=n \cdot M; \quad n=\frac{m}{M}; \quad M=\frac{m}{n}.$$

За цими формулами знаходять молярну масу речовини, масу певної кількості речовини, або визначають число моль речовини у відомій масі його.

Визначення молярних мас.

На основі закону Авогадро визначають молярні маси газоподібних речовин. Чим більше маса молекул газу, тим більше маса одного й того самого об'єму газу. Оскільки в однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул і моль газів, то

$$n_1=n_2$$

але $n=\frac{m}{M}$, де m – маса газу; M – молярна маса газу;

$$\text{то } \frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2}, \quad \text{звідси } \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

Тобто, відношення мас певних об'ємів різних газів дорівнює відношенню їх молярних мас.

Позначивши $\frac{m_1}{m_2} = D$, дістанемо $D = \frac{M_1}{M_2}$,

де D - відносна густина першого газу за другим.

Відносна густина газу дорівнює відношенню молярної або відносної молекулярної маси даного газу до молярної, або відносної молекулярної маси газу, який взято за зразок

$$D = \frac{M_1}{M_2}; \quad D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

Звичайно густину газу визначають відносно найлегшого газу-водню, молярна маса якого дорівнює 2 г/моль

$$D_{H_2} = \frac{M}{M_{H_2}}; M = 2D_{H_2}.$$

Часто густину газу визначають відносно повітря (D_n). Хоча повітря є сумішшю газів, все ж говорять про його середню молярну масу. Вона дорівнює 29 г/моль. У цьому випадку молярна маса визначається за виразом

$$M = 29D_n$$

Виходячи з об'єднаного закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T},$$

Менделєєв і Клапейрон прийшли до висновку, що для будь-якого газу кількістю речовини 1 моль величина

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \text{const} = R$$

стала, її називають універсальною газовою сталою $R = 8,314 \text{ м}^3 \cdot \text{Па} / (\text{моль} \cdot \text{К})$, або $R = 8,314 \text{ Дж} / (\text{моль} \cdot \text{К})$.

Тому рівняння можна записати $pV = RT$,

а для газу кількістю n моль - $pV = nRT$.

Оскільки $n = \frac{m}{M}$, то для об'єму в м^3 $pV = \frac{m}{M} RT$,

або $pV = 1000 \frac{m}{M} RT$, коли об'єм вимірюють в л.

Це рівняння дістало назву рівняння Менделєєва-Клапейрона, і визнано рівнянням стану ідеального газу. Газу, властивості яких визначаються рівнянням стану ідеального газу з точністю $\pm 1\%$, називають ідеальними. З фізико-хімічної точки зору це такі газу, міжмолекулярними силами яких можна нехтувати.

Властивості реальних газів відхиляються від ідеальних, але незважаючи на це, рівняння стану ідеальних газів часто широко використовується для обчислень і, в тому числі, для визначення молекулярної маси речовин $M = \frac{mRT}{pV}$.

1.1.2. Приклади розв'язання завдань

Задача 1. Визначення кількості речовини в певній масі простих і складних речовин.

Приклад 1. Визначити число моль атомів у 3,27 г цинку.

Розв'язок. $M(\text{Zn}) = 64,4 \text{ г/моль}$

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{3,27 \text{ г}}{64,4 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}$$

Відповідь: 3,27 г цинку містять 0,05 моль атомарного цинку.

Приклад 2. Визначити кількість речовини молекул у 12 г оксиду сірки (IV).

Розв'язок. Молярна маса оксиду сірки (IV) складає

$$M(SO_2) = 1A(S) + 2A(O); \quad M(SO_2) = 1 \cdot 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ г/моль}$$

Знаходимо кількість речовини

$$n(SO_2) = \frac{m(SO_2)}{M(SO_2)}; \quad n(SO_2) = \frac{12}{64} \text{ моль} = 0,188 \text{ моль}$$

Відповідь: 12 г SO_2 містять 0,188 моль молекул SO_2 .

Задача 2. Визначення маси сполуки за кількістю речовини.

Приклад. Розрахувати масу йодиду натрію NaI кількістю речовини 0,6 моль.

Розв'язок. Молярна маса дорівнює

$$M(NaI) = 1A(Na) + 1A(I); \quad M(NaI) = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 127 = 150 \text{ г/моль}$$

визначаємо масу NaI

$$m(NaI) = n \cdot M(NaI); \quad m(NaI) = 0,6 \cdot 150 = 90 \text{ (г)}$$

Відповідь : 90 г NaI містять 0,6 моль речовини.

Задача 3. Визначення числа структурних одиниць в певній масі речовини.

Число структурних одиниць можна розрахувати, використовуючи сталу Авогадро N_A

$$N = n \cdot N_A,$$

де n - кількість речовини.

Приклад. Скільки структурних одиниць міститься в молекулярному йоді масою 50,8 г.

Розв'язок. Молярна маса I_2 дорівнює 254 г/моль. Визначаємо кількість речовини I_2

$$n(I_2) = \frac{m(I_2)}{M(I_2)}; \quad n(I_2) = \frac{50,8}{254} = 0,2 \text{ моль.}$$

Визначаємо число структурних одиниць (молекул) йоду

$$N(I_2) = n(I_2) \cdot N_A \\ N(I_2) = 0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{23}$$

Відповідь: в молекулярному йоді масою 50,8 г міститься $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул.

1.2. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: - експериментальне вивчення методу визначення молярної маси речовини в газоподібному стані;

- оволодіння методикою розрахунків молярних мас газів за відносними густинами за повітрям, воднем; за молярним об'ємом газу; за рівнянням Менделєєва-Клапейрон;
- визначення відповідності експериментальних даних законам стехіометрії.

Устаткування та реактиви:

- Терези термохімічні з різновагами. Апарат Кіппа з двома промивними склянками або балон з вуглекислим газом. Плоскодонна колба (200-250мл) з пробкою. Мірний циліндр (500 мл). Термометр. Барометр.

- Мармур або крейда. Розчини: хлороводневої кислоти ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$); сірчаної кислоти ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$); гідрокарбонату натрію, вода.

1.2.1. Сутність методу

Для визначення молярної маси газоподібної речовини необхідно знати його масу та об'єм при заданих температурі та тиску. Експериментально визначив відповідні величини, розрахунки можна вести за відотною густиною газу за повітрям або воднем

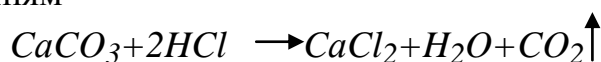
$$M = 29D_{\text{пов}};$$

$$M = 2D_{\text{H}_2};$$

за молярним об'ємом газу
$$M = \frac{m \cdot V_m}{V_0}$$

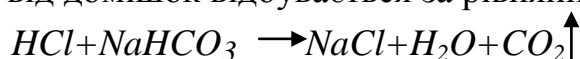
або рівнянням Менделєєва-Клапейрона
$$M = \frac{mRT}{pV}$$

Необхідний для досліду вуглекислий газ отримуємо із апарата Кіппа, котрим користуються для одержання безперервного току газу в хімічній лабораторії, за рівнянням



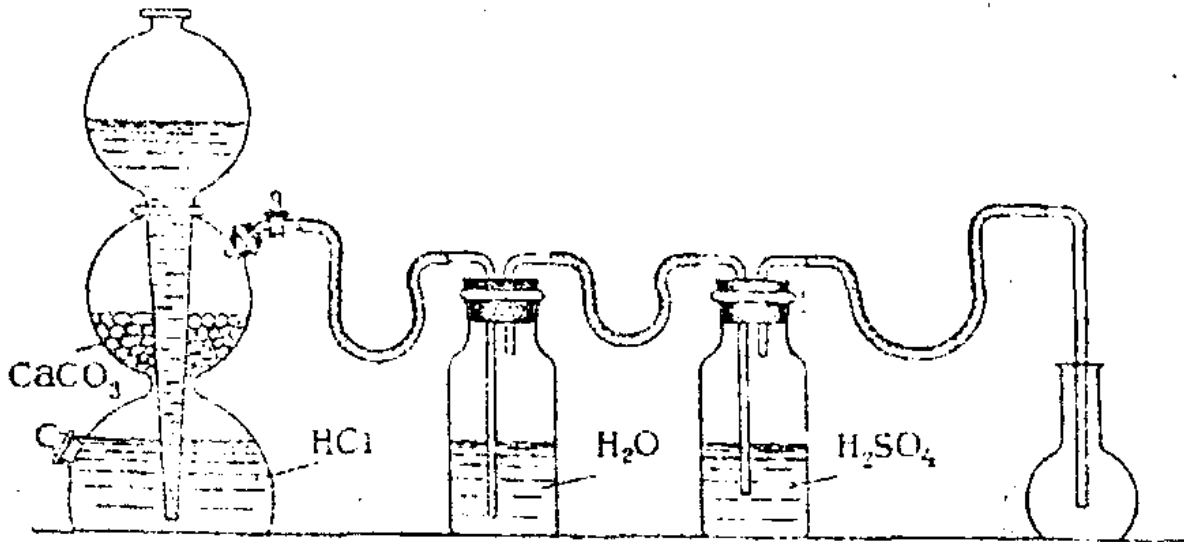
Одержаний оксид вуглецю (IV) треба пропустити скрізь дві промивні склянки (див. мал.), одна з котрих заповнена розчином гідрокарбонату натрію, або водою для очищення добутого газу від домішок хлороводню, а друга – концентрованою сірчаною кислотою для того, щоб висушити газ від води.

Очищення газу від домішок відбувається за рівнянням:



1.2.2. Порядок виконання роботи.

Оксид вуглецю (IV) одержуємо в апараті Кіппа (див. мал.1.1).



Мал.1.1. Апарат для одержання оксиду вуглецю (IV).

1. Визначення маси колби з повітрям.

Сушу колбу ємністю 200-250 мл ретельно закрити пробкою, відмітити рівень, до якого пробка ввійшла в шийку колби. Зважити колбу з пробкою і повітрям на технохімічних терезах з точністю до 0,01г. Записати масу колби з повітрям – m_1 , г.

2. Визначення маси колби з вуглекислим газом.

Повільно заповнити колбу оксидом вуглецю (IV) з апарату Кіппа, попередньо пропустивши газ скрізь промивну склянку з гідрокарбонатом натрію для очищення газу від хлороводню та скрізь склянку з сірчаною кислотою для осушки газу від води.

Через 4-5 хвилин вийняти газовідвідну трубку з колби та відразу закрити її пробкою. Зважити колбу з CO_2 на тих самих терезах з точністю до 0,01г. Додатково заповнити колбу вуглекислим газом протягом 3-4 хвилин і знову зважити. Результати першого та другого зважування не повинні відрізнятися більше ніж на 0,01г. В іншому випадку повторити заповнення колби CO_2 до постійної маси. Записати масу колби з вуглекислим газом – m_2 , г.

3. Визначення об'єму колби

Заповнити колбу водою до мітки та вилити воду у мірний циліндр.

Записати об'єм колби – V , мл.

1. Умови, при яких проводиться дослід.

За термометром відзначити температуру – $t^{\circ}\text{C}$, перевести в абсолютну температуру – $T\text{ K}$ ($273+t^{\circ}\text{C}$).

За показниками барометру визначити атмосферний тиск – p , кПа .

За одержаними результатами заповнити таблицю

1.2. Таблиця експериментальних даних

Маса колби з повітрям m_1	Маса колби з CO_2 m_2	Маса повітря в колбі $m_{\text{нов}}$	Маса CO_2 в колбі m_{CO_2}	Об'єм колби V , мл	Об'єм газу за н.у. V_0 , мл	Температура, К $T=273+t^{\circ}\text{C}$	Тиск P , кПа

1.2.2.Обробка та аналіз результатів

На основі результатів вимірювань провести слідуєчі розрахунки за відповідними формулами.

1. Маса повітря в колбі.

Знаючи тиск (p), об'єм (V), температуру (T), за рівнянням Менделєєва-Клайперона знаходимо масу повітря в колбі - $m_{\text{нов}}$, г.

$$m_{\text{нов}} = \frac{VMp}{RT}$$

де $R = 8,314 \text{ кПа}\cdot\text{л}/(\text{моль}\cdot\text{К})$, або $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$

2. Маса колби без повітря – $m_{\text{к}}$, г

$$m_{\text{к}} = m_1 - m_{\text{нов}}$$

3. Маса CO_2 в колбі – m_{CO_2} , г

$$m_{\text{CO}_2} = m_2 - m_{\text{к}}$$

4. Об'єм газу в колбі за н.у. – V_0 , мл.

Згідно закону Бойля-Маріотта та Гей-Люссака

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T}, \text{ звідси } V_0 = \frac{p \cdot V \cdot T_0}{p_0 \cdot T}$$

5. Маса водню в об'ємі колби – m_{H_2} , г,

$$m_{\text{H}_2} = \frac{V_0}{V_m} \cdot M_{\text{H}_2}$$

6. Розрахунок молярної маси CO_2 :

а) по відносній густині CO_2 за повітрям

$$M_{(CO_2)} = \frac{m_{CO_2} \cdot M_{нов}}{m_{нов}}$$

б) по відносній густині CO_2 за воднем

$$M_{(CO_2)} = \frac{m_{CO_2} \cdot M_{H_2}}{m_{H_2}}$$

в) по молярному об'єму газу

$$M_{(CO_2)} = \frac{m_{CO_2} \cdot V_m}{V_0}$$

г) по рівнянню Менделєєва-Клапейрона

$$M_{(CO_2)} = \frac{m_{CO_2} \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$$

7. Розрахунок похибки

За результатами чотирьох розрахунків молярної маси оксиду вуглецю (IV) знаходимо середнє значення $M_{досл.}$ з точністю до 0,01 г.

Теоретичне значення молярної маси CO_2 розраховуємо за допомогою періодичної системи Д.І.Менделєєва

$$M_{теор}(CO_2) = M_r(CO_2), \quad M_r(CO_2) = A_r(C) + 2A_r(O)$$

Похибку (II) розраховуємо з точністю до 0,01%

$$II = \frac{M_{теор} - M_{досл.}}{M_{теор}} \cdot 100\%$$

8. Висновки

Зробити висновки у відповідності до мети роботи.

1.2.3. Вимоги до звіту про виконання лабораторної роботи.

Звіт оформлюють у вигляді протоколу лабораторної роботи за схемою:

1- Титульний лист (див. зразок)

На 2-4 сторінках протоколу треба вказати:

- мету роботи;
- устаткування, реактиви;
- малюнок або схему приладу;
- назва досліду, рівняння реакцій, спостереження;
- таблицю вихідних та експериментальних даних;
- обробка та аналіз результатів: формули, розрахунки, графіки;
- висновки про підсумки роботи.

Зразок титульного листа протоколу:

ОДЕКУ
Кафедра фізики і хімії

Протокол

лабораторної роботи

”—————”
(назва)

студента Іванова С.Г.
II к. гр.Е-23
7.09.2002

Керівник: Іваненко Н.Н.

Одеса 2002

1.3. Контрольні питання та вправи до самостійного розв'язання

1. Що таке відносна молекулярна маса речовини? Як її визначити?
2. Визначити в моль і грамах а) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул ацетилену C_2H_2 ; б) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул фосгену $COCl_2$.
3. чи однакове число молекул містить: а) 1г водню та 1г кисню; б) 1моль водню та 1 моль кисню?
4. Розрахуйте абсолютну масу молекули ортофосфорної кислоти, якщо її відносна молекулярна маса $M=98$.
5. Знайти простішу та істину формулу газу, який має слідуючий склад: 82,7%С, 17,24%Н. Густина за повітрям дорівнює 2,01.
6. Визначити відносну молекулярну масу кожного газу, якщо відносна густина газів за воднем дорівнює: а)16; б)13; в)8,5.
7. Визначити відносну молекулярну масу газу та його хімічну формулу, якщо відносна густина газу за воднем дорівнює 22, а склад його становить 27,27% (мас) вуглецю та 72,73% (мас) кисню.
8. Відносні густини газів за повітрям дорівнюють: а)0,9; б)3,17. Визначити масу 1л кожного газу.
9. Обчислити відносну густину газів за повітрям: а) O_2 ; б) CO ; в) CO_2 ; г) NH_3 ; д) F_2 .
- 10.Який об'єм при $P=1,013 \cdot 10^5$ Па і $t=0^\circ C$ займає 1 кг суміші газів, що мають слідуючий склад (% мас): а) 20% NO ; 40% N_2 і 40% CO ; б)20% C_2H_2 ;40% CH_4 і 40% CO . Відповідь: а)673л; б)1052л.
- 11.Визначити молекулярні маси газів, якщо:
а) 0,29л газу при $t=27^\circ C$ та $P=1,064 \cdot 10^5$ Па мають масу 0,32г;
б) 1,56л газу при $t=27^\circ C$ та $P=1,037 \cdot 10^5$ Па мають масу 2,86г.
Відповідь: а)25,6; б)44.
- 12.Густина газів за повітрям дорівнює: а)0,9; б)2,45.
Визначити масу 1мл кожного газу. Відповідь: а) $1,16 \cdot 10^{-3}$ г;
б) $3,17 \cdot 10^{-3}$ г. Відповідь б а) $1,16 \cdot 10^{-3}$ г; б) $3,17 \cdot 10^{-3}$ г.
- 13.Із скількох атомів складаються молекули:
а)парів сірки при $950^\circ C$, якщо густина їх за повітрям дорівнює 2,2;
б)парів сурми при $2000^\circ C$, якщо густина їх за воднем дорівнює 60,88.
14. Визначити масу (в г): а) 2моль Cl_2 ; б)0,01моль $Cr_2(SO_4)_3$;
в) 4моль $K_2Cr_2O_7$; г)0,1моль $FeCl_3$.
15. Які об'єми займуть: а) 2г H_2 ; б) 17г H_2S ; в) 3,5г Cl_2 ; г)2,4г O_3 за н.у.
16. Скільки треба взяти карбонату кальцію, щоб отриманим при його термічному розкладі оксидом вуглецю (IV) заповнити балон вмістом 40л при температурі $15^\circ C$ та тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па?
Відповідь: 1,69 кг.
17. За н.у. газ займає об'єм $1m^3$. При якій температурі об'єм газу зросте в 3 рази, якщо тиск його не зміниться?

Лабораторна робота №2

„ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА МЕТАЛУ”

Мета роботи: - експериментальне вивчення методу визначення молярної маси еквівалента металу по об'єму витисненого їм водню із сполук;

- оволодіння методикою розрахунків молярних мас еквівалентів елементів за законом еквівалентів та рівнянням Менделєєва-Клапейрона;

- визначення відповідності експериментальних результатів закону еквівалентів.

2.1. ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

2.1.1. Загальні положення. Необхідні попередні знання та навички.

Для підготовки до виконання лабораторної роботи треба повторити розділ „Основні поняття та закони хімії” за підручником, методичними вказівками за цією ж назвою.

Хімічний еквівалент речовини – деяка реальна або умовна частинка речовини, яка в кислотно-основних реакціях та реакціях іонного обміну рівноцінна одному атому або одному йону водню чи заміщує його.

Фактор еквівалентності речовини - $f_{екв}$ – є число, що вказує яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом

$$f_{екв}(x) = 1/Z,$$

де Z – абсолютне значення ступені окислення елемента чи число електронів, які перейшли від відновника до окислювача.

Молярна маса еквівалента речовини – $M_{екв}$ (кг/моль, г/моль) – дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини.

$$M_{екв} = f_{екв} * M.$$

Молярний об'єм еквівалента газу (л/моль) дорівнює добутку фактора еквівалентності газу на молярний об'єм цього газу

$$V_{екв}(B) = f_{екв} * V_m(B)$$

Закон еквівалентів було сформульовано після введення поняття еквівалент.

Речовини взаємодіють одна з одною у кількостях, пропорційних їх еквівалентам.

Друге рівнозначне формулювання:

Маси (об'єми) реагуючих одна з одною речовин пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам).

Кількість речовини еквівалента (моль) – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента

$$n_{екв} = \frac{m}{M_{екв}}$$

Якщо речовина А реагує з речовиною В, то $n_{екв}(A) = n_{екв}(B)$,

Звідси
$$\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)}, \text{ або } \frac{V(A)}{V_{екв}(A)} = \frac{V(B)}{V_{екв}(B)}$$

Наслідком з закону еквівалентів будуть математичні вирази:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{M_{екв}(B)}, \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{екв}(A)}{V_{екв}(B)}, \quad \frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{V_{екв}(B)},$$

де $m(A)$, $m(B)$, $V(A)$, $V(B)$ – маси (об'єми) реагуючих речовин,
 $M_{екв}(A)$, $M_{екв}(B)$, $V_{екв}(A)$, $V_{екв}(B)$ – їх молярні маси (об'єми) еквівалентів.

Молярна маса еквівалента є важливою фізико-хімічною характеристикою.

2.1.2. Приклади розв'язання завдань

Задача 1. Визначити молярні маси еквівалентів металів у сполуках.

Приклад. Визначити молярну масу еквівалента хрому в оксиді Cr_2O_3 .

Розв'язок. Визначаємо валентність хрому: $B(Cr) = 3$

За формулою $B = \frac{M}{M_{екв}}$ знаходимо $M_{екв}(Cr) = \frac{M(Cr)}{B(Cr)}$

$$M_{екв} = \frac{52}{3} = 17,33 \text{ (г / моль)}$$

Задача 2. Визначити молярну масу еквівалента елемента в сполуці, знаючи її склад.

Приклад 1. Обчислити молярну масу еквівалента металу знаючи, що його хлорид містить 65,57% хлору. Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.

Розв'язок. Оскільки в умовах наведені масові долі, то відносно до маси сполуки в 100 г, їх можна визнати за маси.

Знаходимо $m_{Me} = m_{СП} - m_{Cl}$; $m_{Me} = 100 - 65,57 = 34,43 \text{ г}$

Розраховуємо $M_{екв}(Me)$ згідно

$$\frac{m_{Me}}{m_{Cl}} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(Cl)}$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(Cl)}{m(Cl)}; \quad M_{екв}(Me) = \frac{34,43 \cdot 35,45}{65,57} = 18,62(\text{г / моль});$$

Приклад 2. 5г алюмінію, взаємодіючи з киснем, утворюють 9,44 г оксиду алюмінію. Знайти молярну масу еквівалента алюмінію та його валентність. Визначити хімічну формулу оксиду алюмінію.

Розв'язок. Знаходимо масу кисню.

$$\begin{aligned} m(O) &= m(\text{оксиду}) - m(\text{Al}) \\ m(O) &= 9,44 - 5 = 4,44\text{г} \\ M_{екв}(O) &= \frac{M(O)}{B}; \quad M_{екв}(O) = \frac{16}{2} = 8\text{г / моль}; \end{aligned}$$

За виразом
$$M_{екв}(Al) = \frac{m(Al) \cdot M_{екв}(O)}{m(O)}$$

маємо
$$M_{екв}(Al) = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9(\text{г / моль})$$

$$B(Al) = \frac{M(Al)}{M_{екв}(Al)}; \quad B(Al) = \frac{27}{9} = 3.$$

Хімічна формула оксиду алюмінію – Al_2O_3

Приклад 3. 5,2 г металу взаємодіють з 3,5г азоту, утворюючи нітрид. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність азоту – 3 ?

Розв'язок. Розраховуємо $M_{екв}$ азоту:

$$M_{екв}(N) = \frac{M}{B}; \quad M_{екв}(N) = \frac{14}{3} = 4,67(\text{г / моль});$$

За законом еквівалентів

$$\frac{m(Me)}{m(N)} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(N)}, \quad M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot M_{екв}(N)}{m(N)}$$

$$M_{екв}(Me) = \frac{5,2 \cdot 4,67}{3,5} = 6,9(\text{г / моль})$$

Молярна маса Me : $M(Me) = B \cdot M_{екв}(Me)$; $M(Me) = 6,9 \text{ г / моль}$.

Невідомий метал – літій з молярною масою 6,9 г/моль.

Приклад 4. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,0547г металу витінає із кислоти 50,4 мл водню при н.у.

а)
$$V_{екв}(H_2) = f_{екв} \cdot V_m = \frac{1}{2} \cdot 22,4\text{л} = 11,2\text{л}$$

б)
$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_{H_2}} = \frac{0,0547\text{г} \cdot 11,2\text{л / моль}}{0,0504\text{л}} = 12,15\text{г / моль}$$

Приклад 5. Яке значення має молярна маса еквівалента заліза (Ш), якщо відносна атомна маса заліза дорівнює 55,8?

Розв'язок:

$$а) f_{екв}(Fe^{3+})=1/3$$

$$б) M_{екв}(Fe)=f_{екв} * M=1/3 * 55,8=18,6(г/моль)$$

Приклад 6. Знайти об'єм, що займає 60г етану C_2H_6 .

Розв'язок.

$$\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

$$V = \frac{m * V_m}{M} = \frac{60г * 22,4л / моль}{30г / моль} = 44,8л.$$

Приклад 7. Знайти відносну густину кисню за повітрям.

Розв'язок.

$$D_{повітря} = \frac{M(O_2)}{29} = \frac{32}{29} = 1,1$$

Приклад 8. Маса 454 мл газу, взятого за температури 37^0C і при тиску 97325 Па, дорівнює 0,626 г. Визначити молярну масу цього газу.

Розв'язок. За рівнянням Менделєєва-Клапейрона визначаємо молярну масу газу:

$$M = \frac{1000mRT}{pV}$$

$$P = 97325 \text{ Па}, V = 0,454 \text{ л}, T = (273+37) = 310K, m = 0,626 \text{ г}.$$

$$M = \frac{1000 \cdot 0,626 \cdot 8,314 \cdot 310}{97325 \cdot 0,454} = 36,5(г / моль)$$

Приклад 9. Знайти масу 1 л метану CH_4 (н.у.).

Розв'язок. Маса 1 л газу – це густина газу, тому використовуємо формулу

$$M = \rho * V_m$$

$$\rho = \frac{M}{V_m} = \frac{16г / моль}{22,4л / моль} = 0,715г,$$

$$\text{Тобто маса 1л } CH_4 \text{ } m = 0,715 \text{ г}.$$

Приклад 10. Визначити кількість речовини CO_2 , що міститься в 16,8 л вуглекислого газу.

Розв'язок.

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{16,8л}{22,4л / моль} = 0,75 \text{ моль}$$

2.2. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: - вивчення методу визначення молярної маси еквіваленту металу по об'єму витисненого їм водню із сполук;

- оволодіння методикою розрахунків молярних мас еквівалентів елементів за законом еквівалентів та рівнянням Менделєєва-Клапейрона;
- визначення відповідності одержаних експериментальних результатів закону еквівалентів.

Устаткування та реактиви:

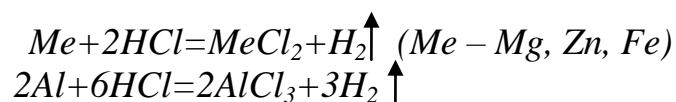
- Терези аналітичні з різновагами. Прибор для визначення еквівалента металу. Термометр, Барометр. Циліндр (25-50 мл). Хімічний стакан (250мл). Фільтрувальний папір.
- Наважка металу (*Zn, Mg, Fe, Al*)~ 0,1-0,2 г. Розчин хлороводневої кислоти (2н).

Перед виконанням лабораторної роботи треба ознайомитись з правилами безпеки роботи в хімічній лабораторії (див.-5с.).

2.2.1. Сутність методу

За реакцією між досліджуваним металом (*Mg, Zn, Fe, Al*) та кислотою визначають кількість водню, який витісняє певна маса металу.

Метали обирають лише такі, які розчиняються в кислотах та основах з виділенням водню



По об'єму витисненого водню за рівнянням Менделєєва-Клапейрона розраховують масу водню. Визначивши масу водню, за законом еквівалентів розраховують молярну масу еквівалента металу.

Оскільки газ збирається над водою, він насичений водяною парою і в цьому випадку загальний тиск дорівнює сумі парціальних тисків водню та пари води

$$P_{\text{заг}} = P(H_2) + P(H_2O),$$

Звідси
$$P(H_2) = P_{\text{заг}} - P(H_2O)$$

Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою див. в табл.2.1.

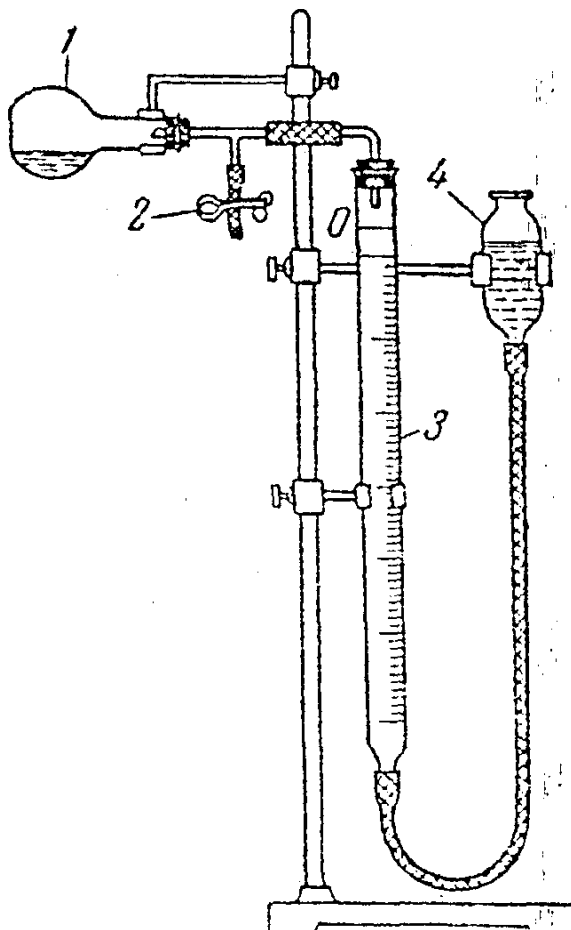
2.2.2. Порядок виконання роботи

1. *Підготовка приладу до роботи.*

Визначення молярної маси еквівалента металу проводять у приладі (див.мал.2.1).

Таблиця 2.1 Тиск насиченої водяної пари в рівновазі з водою.

Температура, °С	Тиск пари, Па*10 ³ (мм рт. ст.)	Температура, °С	Тиск пари, Па*10 ³ (мм рт. ст.)
0	0,61 (4,58)	19	2,20 (16,48)
5	0,87 (6,54)	20	2,37 (17,53)
10	1,23 (9,20)	21	2,48 (18,65)
15	1,70 (12,79)	22	2,64 (19,82)
16	1,82 (13,63)	23	2,80 (21,09)
17	1,93 (14,53)	24	2,98 (22,37)
18	2,06 (15,47)	25	3,16 (23,75)



Мал.2.1. Прилад для визначення молярної мас еквівалента металу
1- реакційна колба; 2- затим; 3-мірна бюретка; 4-порівнюваний посуд.

Перед початком роботи треба перевірити прибор на герметичність. Для цього щільно закрити пробкою реакційну колбу, а порівнюваний посуд опустити. Рівень води трохи знизиться. Якщо через 1-2 хвилини рівень води далі не буде знижатися, прибор герметичний. В іншому

випадку знайти причину негерметичності і усунути її. Після перевірки герметичності приладу порівняний посуд підняти в первісне положення, від'єднати реакційну колбу і встановити рівень води бюретки на нульову позначку.

Обережно налити в реакційну колбу хлороводневої кислоти так, щоб не зачепити шийку колби. Фільтрувальним папером обтерти шийку колби, щоб не залишити там крапель кислоти.

На аналітичних терезах зважити метал з точністю до 0,0001г. Завернути наважку метала в тонкий папір.

2. Проведення досліду.

У шийку колби, яку держать у горизонтальному положенні, обережно поміщають наважку метала, щільно закривають пробкою й ще раз перевіряють герметичність приладу. Відмічають рівень води у бюретці, записують його. Для початку реакції колбу переводять у вертикальне положення (Реакція з залізом потребує підігріву, для чого колбу ставлять в стакан з гарячою водою). Після закінчення реакції прилад залишають в спокої на 10-15 хвилин для охолодження газу до кімнатної температури. Після охолодження рівень води у бюретці та порівняному посуді привести до одного рівня й визначити по діленням бюретки об'єм витисненого водню. Записати кінцевий рівень води.

3. Умови, при яких проводиться дослід.

За термометром визначити $t^{\circ}\text{C}$ досліду й записати T або $(T_0+t^{\circ}\text{C})$. Визначити атмосферний тиск за барометром, Па. За довідковою таблицею визначити тиск насиченої водяної пари при температурі досліду, $P_{\text{H}_2\text{O}}$, Па. Одержані результати записати до таблиці експериментальних даних.

2.2. Таблиця експериментальних даних

$m_{\text{Me}}, \text{г}$	T, K ($273+t^{\circ}\text{C}$)	$p, \text{Па}$	$P_{\text{H}_2\text{O}}$	P_{H_2} , ($p-p_{\text{H}_2\text{O}}$)	V_{H_2} , мл	V_0 , мл	m_{H_2}

2.2.3. Обробка та аналіз результатів.

1. Визначення об'єму водню.

За діленнями бюретки визначаємо початковий та кінцевий рівень води.

$$V_{\text{H}_2} = V_{\text{кін}} - V_{\text{поч}}$$

2. Визначення об'єму водню за н.у.

Знаходимо об'єм водню за н.у. відповідно рівнянню об'єднаного закону Бойля-Маріотта та Гей-Люссака.

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T}; \text{ звідси } V_0(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot T_0}{p_0 \cdot T}$$

$$V_0(H_2) = \frac{(p - p_{H_2O}) \cdot V \cdot 273}{101,325 \cdot (273 + t^0 C)},$$

де $p - p_{H_2O}$ - різниця атмосферного тиску та тиску насиченої водяної пари, яка дорівнює парціальному тиску водню над стовпчиком води в бюретці

$$P(H_2) = P - P_{H_2O}$$

3. Визначення маси водню.

Масу водню знаходимо за рівнянням Менделєєва-Клапейрона з точністю до 0,0001 г.

$$pV = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} RT, \quad m(H_2) = \frac{p \cdot V \cdot M(H_2)}{R \cdot T}$$

де $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$; $M(H_2) = 2 \text{ г}/\text{моль}$

4. Визначення експериментальної молярної маси еквівалента металу $M_{екв}(Me)$ досл.

Розрахувати значення молярної маси еквівалента металу за законом еквівалентів з точністю до 0,01 г.

а) за масою водню

$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(H_2)}; \text{ де } M_{екв}(H_2) = 1 \text{ г}/\text{моль}$$

б) за об'ємом водню

$$M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{екв}(H_2)}{V_0(H_2)}, \text{ де } V_{екв}(H_2) = 11,2 \text{ л}$$

За результатами двох розрахунків молярної маси еквівалента металу знаходимо середнє значення $M_{екв}(Me)$ досл. з точністю до 0,01 г.

5. Визначення теоретичної величини молярної маси еквівалента металу.

Теоретично величину молярної маси еквівалента металу розраховуємо за формулою

$$M_{екв}(Me) = \frac{M(Me)}{B}$$

де B – валентність металу за періодичною системою Д.І.Менделєєва.

6. Розрахунок похибки дослідю.

Відносну похибку дослідю розраховуємо з точністю до 0,1% за формулою

$$\Pi = \frac{(M_{екв \text{ ТЕОР}} - M_{екв \text{ ДОСЛ}})}{M_{екв \text{ ТЕОР}}} \cdot 100\%$$

7. Висновки.

Зробити висновки у відповідності до мети роботи. Оформити протокол лабораторної роботи згідно зразку (див.лаб.раб.№1) та захистити її, відповів на контрольні питання та самостійно розв'язав завдання.

2.3. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Для запропонованого варіанту вказати та обчислити:

- 1) Ступень окислення елементів
- 2) Фактор еквівалентності підкресленого елемента
- 3) Молярну масу еквівалента цього елемента
- 4) Залежність ступеня окислення (валентності) від молярної маси та молярної маси еквівалента
- 5) Відношення молярних мас еквівалентів між собою

1	Cu ₂ S, CuO, CuSO ₄ , Cu ₂ O -	Cu
2	Au ₂ O, Au ₂ O ₃ , H AuCl ₄ , Au(OH) ₃	Au
3	Hg ₂ O, HgO, Hg ₂ Cl ₂ , Hg(NO ₃) ₂	Hg
4	VO ₂ , V ₂ O ₅ , HVO ₃ , VO	V
5	Cr(OH) ₂ , Cr ₂ O ₃ , CrO ₃ , Cr ₂ (SO ₄) ₃	Cr
6	MnO, MnO ₂ , MnCl ₂ , Mn ₂ O ₇	Mn
7	FeCO ₃ , Fe ₂ O ₃ , FeS ₂ , FeCl ₃	Fe
8	CoO, Co(OH) ₃ , CoCl ₂ , CoAs	Co
9	NiO, NiSO ₄ , Ni ₂ O ₃ , Ni(OH) ₃	Ni
10	OsO ₄ , OsF ₈ , OsO ₂ , OsCl ₄	Os
11	PtCl ₄ , PtO ₂ , PtCl ₂ , H ₂ Pt(CN) ₄	Pt
12	TiO, TiF ₃ , TiO ₂ , TiCl ₄	Ti
13	ZrO ₂ , ZrF ₂ , K ₂ ZrCl ₆ , ZrSiO ₄	Zr
14	HfO ₂ , HfF ₄ , H ₂ HfF ₆ , HfN	Hf
15	VCl ₃ , K ₃ VF ₆ , VCl ₂ , VO ₂	V
16	VO, VCl ₄ , V ₂ O ₅ , VOF ₃	V
17	Nb ₂ O ₅ , NbO ₂ , NbOCl ₂ , NaNbO ₃	Nb
18	CrCl ₂ , CrCl ₃ , KCrO ₂ , CrO ₂ F ₂	Cr
19	WF ₆ , WO ₃ , WO ₂ Cl ₂ , WBr ₂	W
20	MoCl ₆ , MoO ₃ , MoCl ₂ , MoS ₃	Mo
21	Mn ₃ (PO ₄) ₂ , MnS, MnF ₄ , Mn(SO ₄) ₂	Mn
22	TcO ₂ , TcCl ₄ , KTcO ₄ , Tc ₂ O ₇	Tc
23	ReCl ₆ , ReF ₇ , ReO ₂ , ReCl ₄	Re
24	FeI ₂ , Fe(CN) ₃ , FeO, K ₂ FeO ₄	Fe
25	RuO ₂ , RuF ₄ , RuO ₄ , RuF ₆	Ru
26	OsO ₄ , OsF ₆ , OsCl ₄ , K ₃ OsCl ₆	Os
27	RuF ₆ , RuCl ₄ , K ₃ Ru(CN) ₆ , RuO ₄	Ru
28	Co(OH) ₂ , CoF ₂ , Co ₂ (SO ₄) ₃ , K ₃ Co(NO ₂) ₆	Co
29	IrF ₆ , Ir(OH) ₄ , IrO ₂ , Na ₂ IrCl ₆	Ir
30	RhF ₆ , RhF ₃ , Cs ₂ RhCl ₆ , Rh(NH ₃) ₃ Cl ₃	Rh

Лабораторна робота №3

„ВИЗНАЧЕННЯ МОЛЯРНОЇ МАСИ ЕКВІВАЛЕНТА КАРБОНАТУ НАТРІЮ (МЕТАЛУ*)”

Мета роботи: - експериментальне визначення молярної маси еквіваленту карбонату натрію по об'єму витисненого оксиду вуглецю (IV);
- оволодіння методикою розрахунків молярних мас еквівалентів речовин за рівнянням Менделєєва-Клапейрона та законом еквівалентів;
- визначення відповідності одержаних результатів закону еквівалентів.

3.1. Теоретична частина

3.1.1. Необхідні попередні знання та навички

Для підготовки до виконання лабораторної роботи треба повторити розділ „Основні поняття та закони хімії” за підручником, методичними вказівками за цією ж назвою.

Для підготовки до виконання лабораторної роботи треба повторити розділ „Основні поняття та закони хімії” за підручником, методичними вказівками за цією ж назвою.

Хімічний еквівалент речовини – деяка реальна або умовна частинка речовини, яка в кислотно-основних реакціях та реакціях іонного обміну рівноцінна одному атому або одному йону водню чи заміщує його.

Фактор еквівалентності речовини - $f_{екв}$ – є число, що вказує яка частина цієї речовини є її хімічним еквівалентом

$$f_{екв}(x) = 1/Z,$$

де Z – абсолютне значення ступені окислення елемента чи число електронів, які перейшли від відновника до окислювача.

Молярна маса еквівалента речовини – $М_{екв}$ (кг/моль, г/моль) – дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини.

$$M_{екв} = f_{екв} * M.$$

Молярний об'єм еквівалента газу (л/моль) дорівнює добутку фактора еквівалентності газу на молярний об'єм цього газу

$$V_{екв}(B) = f_{екв} * V_m(B)$$

Закон еквівалентів було сформульовано після введення поняття еквівалент.

Речовини взаємодіють одна з одною у кількостях, пропорційних їх еквівалентам.

Друге рівнозначне формулювання:

Маси (об'єми) реагуючих одна з одною речовин пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам).

Кількість речовини еквівалента (моль) – це відношення маси речовини до молярної маси її еквівалента

$$n_{екв} = \frac{m}{M_{екв}}$$

Якщо речовина А реагує з речовиною В, то $n_{екв}(A) = n_{екв}(B)$,

Звідси
$$\frac{m(A)}{M_{екв}(A)} = \frac{m(B)}{M_{екв}(B)}, \text{ або } \frac{V(A)}{V_{екв}(A)} = \frac{V(B)}{V_{екв}(B)}$$

Наслідком з закону еквівалентів будуть математичні вирази:

$$\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{M_{екв}(B)}, \quad \frac{V(A)}{V(B)} = \frac{V_{екв}(A)}{V_{екв}(B)}, \quad \frac{m(A)}{V(B)} = \frac{M_{екв}(A)}{V_{екв}(B)},$$

де $m(A)$, $m(B)$, $V(A)$, $V(B)$ – маси (об'єми) реагуючих речовин,

$M_{екв}(A)$, $M_{екв}(B)$, $V_{екв}(A)$, $V_{екв}(B)$ – їх молярні маси (об'єми) еквівалентів.

Молярна маса еквівалента є важливою фізико-хімічною характеристикою.

Для визначення $M_{екв}$ речовини треба розрахувати фактор еквівалентності.

Фактор еквівалентності простої речовини дорівнює оберненій величині добутку числа атомів, що складають формулу речовини, на модуль ступеня окиснення хімічного елементу в даній сполуці.

Наприклад,

$$f_{екв}(H_2) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(Cl_2) = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(O_2) = \frac{1}{2 \cdot 2} = \frac{1}{4}.$$

Поняття фактора еквівалентності поширюється й на складні сполуки типа кислот, основ та солей.

Фактор еквівалентності кислоти дорівнює оберненій величині її основності (кількості іонів H^+ у молекулі кислоти, які заміщуються в реакції на метал). $f_{екв} \text{кислоти} = \frac{1}{n(H^+)}$

Наприклад,

$$f_{екв}(HCl) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{екв}(H_3PO_4) = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності основ дорівнює оберненій величині їх кислотності (кількості іонів OH^- у молекулі основи, які в реакціях заміщуються на кислотні залишки).

$$f_{\text{екв}} \text{ основи} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{KOH}) = \frac{1}{1} = 1; \quad f_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}.$$

Фактор еквівалентності оксидів дорівнює оберненій величині добутку числа атомів кисню на валентність кисню

$$f_{\text{екв}} \text{ оксиду} = \frac{1}{n * 2};$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{O}) = \frac{1}{1 * 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{MgO}) = \frac{1}{1 * 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{1}{3 * 2} = \frac{1}{6};$$

Фактор еквівалентності солі дорівнює добутку числа атомів металу на валентність металу

$$f_{\text{екв}} \text{ солі} = \frac{1}{n * (\text{Вме})}$$

Наприклад,

$$f_{\text{екв}}(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1}{3 * 1} = \frac{1}{3}; \quad f_{\text{екв}}(\text{CaSO}_4) = \frac{1}{1 * 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{екв}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{1}{3 * 2} = \frac{1}{6};$$

Фактор еквівалентності для більшості простих і складних речовин, отже, і еквівалент є *змінними величинами* і визначаються за рівняннями відповідних хімічних реакцій.

3.1.2. Приклади розв'язання завдань.

Задача 1. Визначити молярні маси еквівалентів сполук.

Приклад. Визначити молярну масу еквіваленту H_2SO_4 .

Розв'язок. За формулою $M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} * M$ можна розрахувати $M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$.

Для цього потрібно визначити фактор еквівалентності ($f_{\text{екв}}$) кислоти

$$f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{n(\text{H}^+)}; \quad f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2,$$

$$M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = f_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) * M(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$M_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 * 98 = 49 \text{ г/моль}.$$

Задача 2. Визначити молярну масу еквівалента елемента в сполуці, знаючи її склад.

Приклад 1. Яку валентність виявляє залізо, якщо для розчинення 5,58г його знадобилось 7,3 соляної кислоти? Яка формула утвореного хлориду заліза?

Розв'язок. Знаходимо молярну масу еквівалента заліза

$$M_{екв}(Fe) = \frac{m(Fe) * M_{екв}(HCl)}{m(HCl)}; \quad M_{екв}(Fe) = \frac{5,58 \cdot 36,5}{7,3} = 27,9 \text{ г/моль};$$

оскільки $M_{екв}(HCl) = M(HCl)$

Обчислюємо валентність заліза

$$B(Fe) = \frac{M(Fe)}{M_{екв}(Fe)}, \quad B(Fe) = \frac{55,8}{27,9} = 2.$$

Формула утвореного хлориду – $FeCl_2$.

Приклад 2. Знайти молярну масу невідомого газу, якщо відносна густина його за гелієм дорівнює 11.

Розв'язок.

$$M = D(He) * M(He) = 11 * 4 = 44 \text{ г/моль}$$

Приклад 3. Визначити молярну масу еквівалента кислоти, якщо її маса 1,225 г повністю нейтралізована гідроксидом натрію масою 1,000 г.

Розв'язок: $M_{екв}(кислоти) = \frac{m(к - ти) * M_{екв}(NaOH)}{m(NaOH)}$

$$M_{екв}(кислоти) = \frac{1,225 \text{ г} * 40 \text{ г/моль}}{1,000 \text{ г}} = 49 \text{ г/моль},$$

оскільки $M_{екв}(NaOH) = f_{екв} * M(NaOH) = 1 * 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г/моль}.$

3.2. Експериментальна частина

Мета роботи: - експериментальне визначення молярної маси еквіваленту карбонату натрію по об'єму витисненого оксиду вуглецю (IV);

- оволодіння розрахунків молярних мас еквівалентів за рівнянням Менделєєва-Клапейрона та законом еквівалентів;
- визначення відповідності одержаних результатів закону еквівалентів.

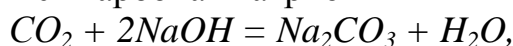
Устаткування та реактиви:

- Колба (50 мл) з газовідвідною трубкою. Мірний циліндр (100 мл). Кристалізатор. Скляна пластина. Аналітичні терези з рівновагами.
- Карбонат натрію б/в. Розчини: хлорид натрію (насичений), хлороводнева кислота (2н).

Перед виконанням лабораторної роботи треба ознайомитися з правилами безпеки в хімічній лабораторії (див. 5с).

3.2.1. Сутність методу.

Визначення молярної маси еквіваленту карбонату натрію проводиться за відомою молярною масою еквівалента оксиду вуглецю (IV). Молярна маса еквівалента кислотного оксиду вуглецю (IV) в реакції нейтралізації, в результаті якої утворюється карбонат натрію



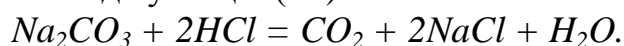
дорівнює

$$M_{\text{екв}}(\text{CO}_2) = f_{\text{екв}} * M(\text{CO}_2),$$

де

$$f_{\text{екв}}(\text{CO}_2) = 1/2$$

За реакцією обміну між карбонатом натрію та хлороводневою кислотою отримують оксид вуглецю (IV)

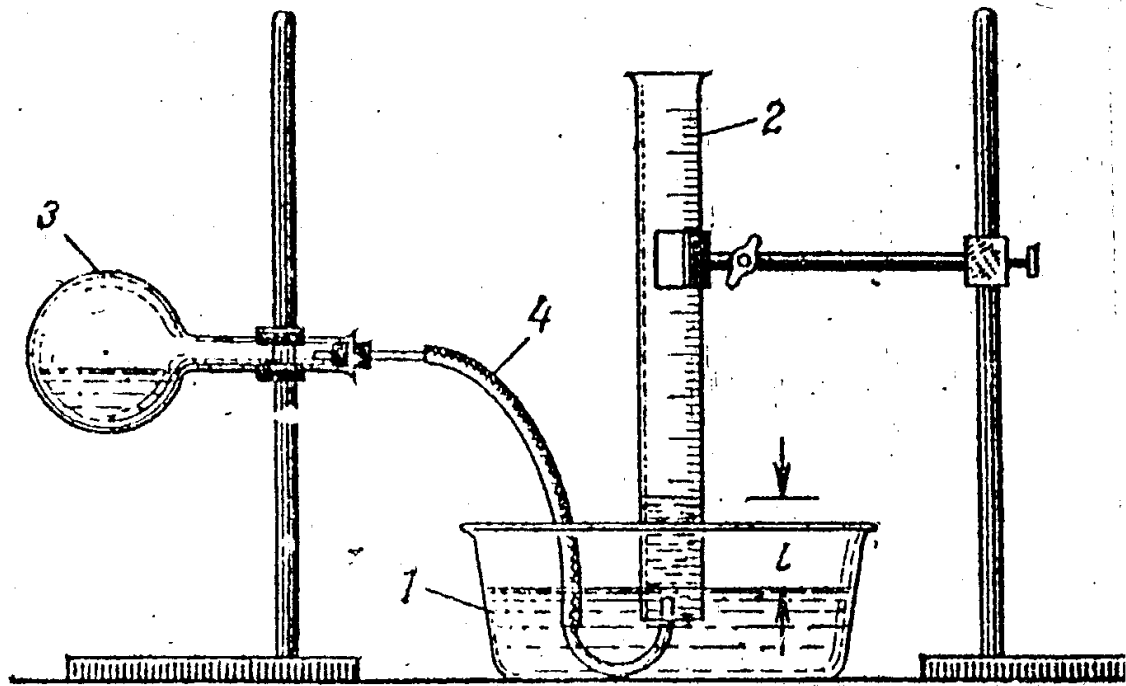


Вимірюють його об'єм, а далі за рівнянням Менделєєва-Клапейрона обчислюють масу CO_2 ; за рівнянням Бойля-Маріотта та Гей-Люссака – $V_0(\text{CO}_2)$, об'єм при н.у.; за законом еквівалентів визначають молярну масу еквівалента карбонату натрію.

3.2.2. Порядок виконання роботи.

1. Підготовка приладу до роботи.

Визначення молярної маси еквіваленту карбонату натрію проводять у приладі (див. мал.3.1).



Мал.3.1. Прилад для визначення молярної маси еквівалента карбонату натрію: 1-кристалізатор; 2-мірний циліндр; 3-колба; 4-газовідводна трубка

Наповнити кристалізатор насиченим розчином хлориду натрію, в якому розчинність вуглекислого газу значно менше ніж у воді. Тим же розчином заповнити врівень з краями циліндр (100 мл), закрити його скляною пластиною та перевернути його догори дном у кристалізатор так, щоб повітря не ввійшло в циліндр. Скляну пластину зняти.

В реакційну колбу налити 8-10 мл розчину хлороводневої кислоти, обтерти шийку колби фільтрувальним папером та закріпити її в штативі в горизонтальному стані.

На аналітичних терезах зважити часове скло з папером з точністю до 0,001г – m_1 , г. Потім на часовому склі з папером зважити 0,3-0,4г карбонату натрію з тією ж точністю – m_2 ,г.

2. Проведення досліду.

Наважку карбонату натрію обережно покласти в шийку колби так, щоб кристали не змогли впасти в кислоту, щільно закрити колбу пробкою з газовідвідною трубкою, котру підвести під циліндр. Вийняти колбу із штатива й повільно, щоб не відбувалося бурхливого виділення вуглекислого газу, пересипати карбонат натрію в кислоту, акуратно нахилиючи колбу. Після закінчення виділення газу колбу знову закріпити в штативі.

Заміряти об'єм CO_2 в циліндрі за градуіровочними діленнями (мл). За допомогою лінійки заміряти відстань (l) від рівня розчину в кристалізаторі до його рівня в циліндрі. Результати вимірювань занести в таблицю 3.1.

3.1. Таблиця експериментальних та розрахункових даних

m $Na_2CO_3, г$	V_{CO_2} , мл	$V_0(CO_2)$, мл	l	$P_{атм}$	$P(CO_2)$	T, K ($273+t^0C$)	$m(CO_2)$, г

3.2.3. Обробка та аналіз результатів

1. Визначення маси карбонату натрію

$$m(Na_2CO_3) = (m_2 - m_1), г$$

2. Визначення об'єму CO_2 за н.у.

За рівнянням Бойля-Маріотта та Гей-Люссака знаходимо

$$V_0(CO_2) = \frac{p \cdot V \cdot T_0}{p_0 \cdot T}; \quad V_0(CO_2) = \frac{p \cdot V \cdot 273}{101325 \cdot T}$$

3. Визначення тиску розчину хлориду натрію

$$P_{р-на} = \frac{\rho_{р-на}}{\rho_{нд}} \cdot l, \quad P_{р-на} = 0,088 * l$$

де $\rho_{розчинна}(NaCl) = 1,20 г/см^3$; $\rho_{нг} = 13,60 г/см^3$

парціальним тиском води нехтуємо з огляду на його мале значення в насиченому розчині хлориду натрію.

4. Визначення тиску вуглекислого газу

$$P(CO_2) = P_{атм} - P_{р-ну}$$

5. Визначення маси оксиду вуглецю (IV).

За рівнянням Менделєєва-Клапейрона

$$p(CO_2) * V = \frac{m(CO_2)}{M(CO_2)} RT, \quad m(CO_2) = \frac{P(CO_2) \cdot V \cdot M(CO_2)}{RT}$$

6. Визначення експериментальної молярної маси еквівалента карбонату натрію

Розрахувати значення молярної маси еквіваленту карбонату натрію за законом еквівалентів з точністю до 0,01 г.

а) за масою CO_2

$$\frac{m(CO_2)}{m(Na_2CO_3)} = \frac{M_{ЕКВ}(CO_2)}{M_{ЕКВ}(Na_2CO_3)}$$

де $M_{екв}(CO_2) = f_{екв} * M(CO_2)$, г/моль

б) за об'ємом CO_2

$$\frac{V_0(CO_2)}{m(Na_2CO_3)} = \frac{V_{ЕКВ}(CO_2)}{M_{ЕКВ}(Na_2CO_3)},$$

де $V_{екв}(CO_2) = f_{екв} * V_m$, г/моль

За результатами двох розрахунків знаходимо середнє значення молярної маси еквіваленту карбонату натрію з точністю до 0,01г.

7.Визначення теоретичної величини молярної маси еквівалента

Теоретичне значення молярної маси еквівалента знаходимо за формулою

$$M_{екв}(Na_2CO_3)=f_{екв}соли * M(Na_2CO_3)$$

8.Розрахунок похибки досліду

Абсолютну похибку досліду розраховуємо за формулою:

$$\Pi=M_{екв(теор)} - M_{екв(досл)}$$

Відносну похибку досліду з точністю до 0,01% розраховуємо за формулою:

$$\Pi = \frac{M_{екв(теор)} - M_{екв(теор)}}{M_{екв(теор)}} \cdot 100\%$$

9.Висновки:

Зробити висновки у відповідності до мети досліду, оформити протокол та захистити лабораторну роботу, відповів на контрольні питання та самостійно розв'язавши індивідуальні завдання.

3.3. Індивідуальні завдання.

Для запропонованого варіанту вказати та обчислити:

- 1) фактори еквівалентності речовини
- 2) молярні маси еквівалентів цих речовин
- 3) кількості речовин еквівалента цих сполук
- 4) молярний об'єм еквіваленту газоподібної речовини
- 5) густину газоподібної речовини за нормальних умов, та умов що задані

№ варіанта	Речовина <i>m</i> , г		Газоподібна речовина	<i>p</i>	<i>t</i> ⁰ С
	а	б			
1	2	3	4	5	6
1	Cr(OH) ₃ – 52г;	Ca ₃ (PO ₄) ₂ – 75г	NH ₃	750	15
2	LiCrO ₂ – 40г;	Cu(NO ₃) ₂ – 10г	CO	738	25
3	Na ₂ SO ₃ – 5г;	Ba(OH) ₂ – 12,5г	H ₂ S	740	18
4	CaZnO ₂ – 6,5г;	H ₃ CrO ₃ – 17г	CO ₂	772	31
5	FeCl ₃ – 10г;	NaSbO ₂ – 15г	PH ₃	762	40
6	Pb(NO ₃) ₂ – 18г;	Fe ₃ O ₄ – 20г	AsH ₃	758	37
7	Na ₂ HPO ₄ – 7г;	ZnCl ₂ – 10г	H ₂	768	16
8	P ₂ O ₅ – 51г;	Na ₂ CO ₃ – 18г	O ₂	780	13
9	FePO ₄ – 17г;	ZnO – 11г	Cl ₂	775	10
10	Na ₂ SiO ₃ – 8г;	P ₂ O ₅ – 17г	SO ₂	736	32
11	NaHCO ₃ – 100г;	MnO ₂ – 12г	NO ₂	742	36
12	NaAlO ₂ – 30г;	Na ₃ PO ₄ – 7г	SO ₃	756	20

1	2	3	4	5	6
13	NaFeO ₂ – 10г;	N ₂ O ₅ – 90г	NO	778	29
14	Mn ₂ O ₇ – 40г;	Na ₂ ZnO ₂ – 33г	N ₂	751	17
15	NaH ₂ PO ₄ – 18г;	PbO - 11 г	H ₂ S	759	14
16	Na ₂ HPO ₃ – 13,5г;	CaO – 18г	S ₂	763	23
17	Fe(OH) ₃ – 11г;	Cu(NO ₃) ₂ – 15г	CH ₄	739	21
18	BaO – 7г;	Cu(OH)Cl – 35г	C ₂ H ₆	765	28
19	Ca ₃ (PO ₄) ₂ – 18г;	BaCl ₂ – 18г	H ₂ O	737	11
20	Ni(OH) ₂ – 5г;	Fe(HSO ₄) ₃ – 81г	HCl	773	7
21	H ₂ SiO ₃ – 18г;	Al ₂ (SO ₄) ₃ – 35г	I ₂	777	35
22	SiO ₂ – 35г;	NaHSO ₄ – 18г	Br ₂	747	38
23	AlOHCl ₂ – 17г;	H ₂ SO ₄ – 49г	H ₂	757	9
24	Fe(CH ₃ COO) ₃ – 100г;	HNO ₃ – 36г	O ₂	749	5
25	MgSO ₄ – 32г;	Ca(HCO ₃) ₂ – 11г	NO ₂	780	27
26	Fe(OH) ₂ Cl – 15г;	K ₂ HgJ ₂ – 91г	CO ₂	750	6
27	HgOHNO ₃ – 91г;	Fe(NO ₃) ₃ – 70г	PH ₃	745	13
28	Ba(H ₂ PO ₄) ₂ – 111г;	MgCl ₂ – 32г	NH ₃	735	31
29	Al(HSO ₄) – 18,5г;	MgO – 10г	HCl	759	29
30	Zn(HSO ₄) ₂ – 10г;	HNO ₃ – 17г	F ₂	761	4

Лабораторна робота №4

ВИЗНАЧЕННЯ АТОМНОЇ МАСИ МЕТАЛУ

Мета роботи – експериментальне вивчення методу визначення точної атомної маси металу з використанням правила Дюлонга і Пті;
- оволодіти методикою розрахунків питомої теплоємності металу за рівнянням теплового балансу; приблизної молярної маси металу за правилом Дюлонга і Пті; точної молярної маси металу.

11.1. ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

4.1.1. Загальні положення

Абсолютні маси атомів визначені з надзвичайною точністю. Так, наприклад, маса атома водню становить $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, кисню – $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг; вуглецю – $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг. Але традиційно використовують не абсолютні значення мас, а відносні.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) - 1/12 частина маси атома ізотопу вуглецю ^{12}C , тобто $1,6608 \cdot 10^{-27}$ кг, прийнята за одиницю атомної маси. *Відносна атомна маса хімічного елемента* - A_r – безрозмірна величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома вуглецю ^{12}C , (індекс r - від лат. *relativus*- відносний)

$$A_r = \frac{m_a}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$$

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,6608 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 1,0079$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,6608 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 15,9994$$

Відносна атомна маса – одна з основних характеристик хімічного елемента, а відносна молекулярна маса речовини – основна характеристика речовини.

Відносна молекулярна маса речовини - M_r - безрозмірна величина, що дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотопічного складу речовини до 1/12 маси атома вуглецю ^{12}C .

Відносна молекулярна маса чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас, що входять до складу молекули речовини. Наприклад,

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + 1A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,0079 + 1 \cdot 15,9994 = 18,0153 \approx 18$$

Замість термінів „відносна атомна маса” та „відносна молекулярна маса” можна вживати терміни „атомна маса”, „молекулярна маса”, що виникли історично.

За одиницю *кількості* речовини у Міжнародній системі одиниць (СІ) прийнято *моль*.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів і т.ін.), скільки атомів міститься в 0,012кг ізотопу вуглецю ^{12}C ($6,02 \cdot 10^{23} - N_A$, моль $^{-1}$ – стала Авогадро).

Молярна маса -*M*- величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини:

$$M = \frac{m}{n}$$

Одиниця молярної маси – *кг/моль* або *г/моль*.

Чисельне значення молярної маси *M* в *г/моль* дорівнює відносній молекулярній масі.

Наприклад,

$$A_r \text{Na} = 23, M(\text{Na}) = 23 \text{ г/моль}$$

$$M_r \text{Na}_2\text{CO}_3 = 106, M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$$

Питома теплоємність *C* – величина, яка дорівнює відношенню кількості теплоти *Q*, необхідної для нагрівання тіла, до добутку різниці температур на масу тіла.

$$C = \frac{Q}{\Delta T \cdot m}, \text{ Дж}/(\text{кг} \cdot \text{K})$$

Атомна (молярна) теплоємність *C_m*- величина, яка дорівнює відношенню кількості теплоти *Q*, необхідної для нагрівання речовини, до добутку різниці температур ΔT на кількість речовини *n*

$$C_m = \frac{Q}{\Delta T \cdot n}, \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K})$$

Оскільки $n = \frac{m}{M}$, то $C_m = C_p \cdot M$

Для кожного елемента дві чисельно рівні величини - молярна маса (*M*) і відносна атомна маса *A_r* – можна знайти по атомній теплоємності, або методу Канніццаро.

Знаючи молекулярну масу простої речовини, досить легко визначити відносну атомну масу. Треба зазначити, що для визначення атомної маси часто використовують *правило атомних теплоємностей* (правило Дюлонга-Пті).

Атомна теплоємність (C_m) – добуток *питомої теплоємності при сталому тиску* на молярну масу елемента є величина стала.

$$C_m = C_p \cdot M = \text{const} \approx 26 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K})$$

Для більшості простих речовин в твердому стані ця величина приблизно однакова (знаходиться в межах 23-29 Дж/(моль*К) і в середньому дорівнює 26 Дж/(моль*К). Таким чином, вимірюванням питомої теплоємності простої речовини можна знайти відносну атомну масу елемента. Цей метод використовують в основному для металів. Обчислення дають наближені результати

$$\tilde{M} = \frac{C_m}{C},$$

і їх краще застосовувати для визначення атомних мас, більших 35 а.о.м. Для одержання точних результатів експериментально визначається також молекулярна маса еквівалента металу.

Контрольні питання

1. Дайте визначення понять відносна атомна маса елемента, молярна маса елемента.
2. Визначити різницю між атомною (молярною) та питомою теплоємністю.
3. Сутність правила Дюлонга і Пті.
4. Чому для точного визначення атомної маси металу використовують приблизну молярну масу металу, одержану за правилом Дюлонга і Пті.

4.1.2. ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ЗАВДАНЬ

Задача. Визначення точної молярної маси металу.

Приклад 1. Питома теплоємність металу 0,461 Дж/(кг*К). Сульфід цього металу містить 35,3% сірки. Визначити точну молярну масу металу.

Розв'язок.

а) за правилом атомних (молярних) теплоємностей знаходимо наближену величину M і A_r

$$\tilde{M} = \frac{C_m}{C}, \quad \tilde{M} = \frac{26 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})}{0,461 \text{ Дж}/(\text{кг} \cdot \text{К})} = 56,5 \text{ г/моль} \quad \text{або} \quad \tilde{A}_r = 56,5$$

б) обчислюємо молярну масу еквіваленту металу

$$M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{S})}{m(\text{S})},$$

де $m(\text{Me}) = m(\text{сульфіду}) - m(\text{S}) = 100 - 35,3 = 64,7(\text{г})$;

$$\text{а } M_{\text{екв}}(\text{S}) = \frac{M(\text{S})}{B}, \quad M_{\text{екв}}(\text{S}) = \frac{32}{2} = 16(\text{г/моль}), \quad M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{64,7 \cdot 16}{35,5} = 29,3 \text{ г/моль}$$

в) визначаємо стехіометричну валентність металу

$$B = \frac{M}{M_{\text{екв}}}; \quad B = \frac{56,5}{29,3} = 1,9 \sim 2$$

г) знаходимо точне значення молярної маси металу за формулою:

$$M = M_{\text{екв}} \cdot B, \quad M = 29,3 \cdot 2 = 58,6 \text{ г/моль}, \quad \text{або } A_r = 58,6$$

Приклад 2. Визначити величину питомої теплоємності олова (С) та її відхилення від довідкової величини ($C = 0,226 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{К})$).

Розв'язок. а) За правилом Дюлонга і Пті

$$C_m = M \cdot C, \quad \text{звідси} \quad C = C_m / M$$

За періодичною системою $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ г/моль}$

$$C(\text{Sn}) = \frac{26}{118,7} = 0,219 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{К})$$

б) визначаємо відносну похибку за формулою:

$$\Pi = \frac{C_{\text{ТЕОР}} - C_{\text{ПР}}}{C_{\text{ТЕОР}}} \cdot 100\%$$

$$\Pi = \frac{0,226 - 0,219}{0,226} \cdot 100\% = 3,1\%$$

Приклад 3. Визначити відносну атомну масу металу, якщо його питома теплоємність дорівнює $0,67 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot \text{К})$, а наважка масою 5г утворює бромід масою 25г.

Розв'язок. а) Визначаємо приблизну молярну масу металу за правилом Дюлонга і Пті

$$\sim M = \frac{C_m}{C}, \quad \sim M = \frac{26}{0,67} = 38,80 (\text{г/моль})$$

б) Визначаємо молярну масу еквівалента металу за законом еквівалентів

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{Br})} = \frac{M_{\text{екв}}(\text{Me})}{M_{\text{екв}}(\text{Br})},$$

де $m(\text{Br}) = m(\text{броміду}) - m(\text{Me}) = 25\text{г} - 5\text{г} = 20\text{г}$,

а $M_{\text{екв}}(\text{Me}) = f_{\text{екв}} \cdot M$, $M_{\text{екв}} = 1 \cdot 80 = 80 (\text{г/моль})$,

звідси $M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{екв}}(\text{Br})}{m(\text{Br})}$, $M_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{5 \cdot 80}{20} = 20 (\text{г/моль})$

в) знаходимо валентність металу

$$B = \frac{\sim M}{M_{\text{екв}}}, \quad B = \frac{38,80}{20} \approx 2$$

г) обчислюємо точну молярну масу металу

$$M = M_{\text{екв}} \cdot B, \quad M = 20 \cdot 2 = 40 (\text{г/моль}) \quad \text{або } A_r = 40.$$

11.2. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Мета роботи: - експериментальне вивчення методу визначення точної атомної маси металу з використанням правила Дюлонга і Пті;
- оволодіння методикою розрахунків питомої теплоємності металу за рівнянням теплового балансу; приблизної молярної маси металу за правилом Дюлонга і Пті; точної молярної маси металу.

Устаткування та реактиви:

Технохімічні терези з різновагами. Калориметр. Електроплитка.

- Стакани 500 мл, 300 мл і 150 мл. Термометр.
- Пластини досліджуваного металу (*Zn, Fe, Sn, Pb* і т.ін.).
- Дистильована вода.

-

4.2.1. Сутність методу.

Експериментально визначають теплоємність досліджуваного металу за різницею температур між нагрітим та охолодженим металом за рівнянням теплового балансу. Розраховують приблизну молярну масу металу за правилом Дюлонга і Пті. Визначивши молярну масу еквіваленту металу, знаходять точну молярну масу металу або його відносну атомну масу (A_r).

4.2.2. Порядок виконання роботи.

1. Підготовка приладу до роботи.

Питому теплоємність металу визначаємо у спрощеному калориметрі, який збираємо з зовнішнього стакану (300 мл), коркової підставки для внутрішнього стакану (150мл), кришки, термометра.

Зважити внутрішній стакан на технохімічних терезах з точністю до 0,01г. Масу стакану записати $-m_{ст}$. Заповнити внутрішній стакан робочою рідиною: налити 100-150 мл дистильованої води і знову зважити стакан з водою $-m_{ст}$ (H_2O). Помістити внутрішній стакан на коркову підставку в калориметр, помістити в воду термометр. Калориметр закрити кришкою. Заміряти температуру води у внутрішньому стакані, записати її $-t^{\circ}C$ (з точністю до $0,1^{\circ}C$).

Декілька пластин досліджуваного металу зважити на технохімічних терезах з точністю до 0,01г. Записати масу металу $-m_{ме}$ г. Зв'язати пластини суворою ниткою, закріпити на держаку та занурити метал в стакан з водою, яка закипіла, так, щоб він не торкався дна та стінок стакану. Видержати метал у воді 5-7 хвилин.

Заготовити таблицю експериментальних та розрахованих даних.

4.1. Таблиця дослідних та розрахованих даних.

$m_{Me},$ г	m_{H_2O} ($m_2 - m_1$)г	t (Me), $^{\circ}C$	$t(H_2O)$ нач., $^{\circ}C$	$t(H_2O)$ кон., $^{\circ}C$	$C_{H_2O},$ Дж/(г*К)	$C_{скла}$ Дж/(г*К)	$m_{ст}$ $m_1,$ г
1	2	3	4	5	6	7	8
					4,184	0,795	
$m_{сг} c$ H_2O $m_2,$ г	$C_{Me},$ Дж/(г*К)	$\sim M_{Me},$ г/моль	$M_{екв}(Me),$ г/моль	Валент- ность Me	Точна $M_{Me},$ г/моль	$A_r(Me),$ а.о.м.	П, %
9	10	11	12	13	14	15	16

4.2. Виконання роботи.

Процес тепловіддачі від нагрітого металу до робочої рідини калориметру відбувається через контакт цих речовин. Треба швидко із стакану з окропом перенести метал (за нитки) до внутрішнього стакану калориметру з водою так, щоб він не торкався стінок стакану. Воду в калориметрі обережно перемішати і визначити найвищий підйом температури води за допомогою термометру – $t_{кон}$. Коли температура знизиться, калориметр можна розбирати.

4.2.3. ОБРОБКА ТА АНАЛІЗ РЕЗУЛЬТАТІВ

На підставі одержаних даних виконуємо розрахунки.

1. Розрахунок питомої теплоємності металу.

Питому теплоємність металу розраховуємо за рівнянням теплового балансу.

$$C_{Me} = \frac{(C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} + C_{ст} \cdot m_{ст}) \cdot (t_{кон} - t_{нач})}{m_{Me} \cdot (100^{\circ}C - t_{кон})}$$

2. Визначення наближеного значення молярної маси металу.

За правилом Дюлонга і Пті визначаємо

$$\sim M = \frac{C_m}{C_{Me}}; \quad \sim M = \frac{26}{C_{Me}};$$

3. Визначення валентності металу:

по наближеному значенню молярної маси металу та раніше визначеної молярної маси еквіваленту металу знаходимо

$$B = \frac{\sim M}{M_{екв}}, \quad (\text{ціле число})$$

4. Розрахунок точної молярної маси металу:

за формулою $M_{Me} = M_{екв} \cdot B$ (г/моль) і відповідно $A_r(Me)$.

5. Визначення похибки досліду.

За відомою питомою теплоємністю металу (див.індивідуальні завдання) розрахувати похибку досліду

$$\Pi = \frac{C_{\text{ТЕОР}}(Me) - C_{\text{ПР}}(Me)}{C_{\text{ТЕОР}}(Me)} \cdot 100\%$$

6. Висновки.

Зробити висновки у відповідності з метою роботи.

4.3. ІНДИВІДУАЛЬНІ ЗАВДАННЯ.

Варіант №	Завдання 1				Завдання 2	Завдання 3
	За н.у. визначити точну молярну масу металу за питомою теплоємністю цього металу та кількістю речовин, прийнявших участь у реакції				Визначити C_{Me} , і розрахуйте відхилення (%) від довідкової величини в дужках, Дж/(г*к)	Розрахуйте C_m металу по його C_{Me} та відхилення від $C_m = 26 \text{ Дж/ (моль*к)}$
	C_{Me} , Дж/(г*к)	m_{Me} , г	$m(V)$ другого компоненту, г(мл)	$m(V)$ продукту реакції, г(мл)		
1	2	3	4	5	6	7
1	0,545	5,998	2800мл кисню	-	<i>Au(0,130)</i>	<i>Ga(0,337)</i>
2	0,461	7,10	2,902г кисню	-	<i>Ni(3,560)</i>	<i>In(0,239)</i>
3	0,226	3,00	-	6,584г хлору	<i>Na(1,193)</i>	<i>Re(0,145)</i>
4	1,048	1,14	-	1,89г оксиду	<i>Ir(0,134)</i>	<i>Bi(0,128)</i>
5	3,559	0,17	274мл хлору	-	<i>Cr(0,435)</i>	<i>Ru(0,255)</i>
6	0,138	0,77	141мл кисню	-	<i>Os(0,130)</i>	<i>Fe(0,461)</i>
7	0,226	2,00	-	2,539 оксиду	<i>Pb(0,134)</i>	<i>Mg(1,048)</i>
8	0,461	1,48	-	5,94мл водню	<i>Nd(0,189)</i>	<i>Sn(0,226)</i>
9	0,377	23,24	8г кисню	-	<i>Ni(0,461)</i>	<i>K(0,741)</i>
10	0,310	55,24	44,76 хлору	-	<i>Ba(0,209)</i>	<i>Cs(0,218)</i>
11	0,147	30,65	5600мл кисню	-	<i>Ca(0,674)</i>	<i>Pb(0,134)</i>
12	0,545	59,95	40,05 кисню	-	<i>Al(0,922)</i>	<i>Zn(0,402)</i>
13	0,239	3,44	0,719г кисню	-	<i>Rh(0,231)</i>	<i>Pt(0,130)</i>
14	0,377	0,697	536мл хлору	-	<i>Pb(0,247)</i>	<i>Ni(0,461)</i>
15	0,134	2,072	0,709г хлору	-	<i>Cu(0,381)</i>	<i>Ti(0,545)</i>
16	1,048	6,03	3,97г кисню	-	<i>Mg(0,963)</i>	<i>Tl(0,130)</i>
17	0,461	0,45	0,512г міді	-	<i>U(0,117)</i>	<i>Y(0,130)</i>
18	0,117	2,32	0,32г кисню	-	<i>Bi(0,128)</i>	<i>Sc(0,559)</i>
19	0,381	0,636	-	0,956г сульфїду	<i>W(0,147)</i>	<i>Te(0,201)</i>
20	0,461	6,47	3,53г сірки	-	<i>Fe(0,461)</i>	<i>Co(0,414)</i>
21	1,048	2,28	-	3,78г оксиду	<i>Hg(0,138)</i>	<i>Rb(0,336)</i>

1	2	3	4	5	6	7
22	0,461	70,97	29,03г кисню	-	<i>Sn(0,226)</i>	<i>Cd(0,229)</i>
23	0,461	64,72	35,28г сірки	-	<i>V(0,482)</i>	<i>Ce(0,190)</i>
24	0,482	32,38	67,62г хлору	-	<i>Ag(0,234)</i>	<i>Eu(0,171)</i>
25	0,226	7,88	2,12г кисню	-	<i>Cd(229)</i>	<i>Sr(310)</i>
26	1,048	0,67	-	562мл водню	<i>Ta(0,138)</i>	<i>Th(0,117)</i>
27	0,239	2,00	-	4,51г сульфату	<i>Pt(0,130)</i>	<i>Sn(0,226)</i>
28	0,310	1,10	281 мл хлору	-	<i>Mn(0,460)</i>	<i>Zr(0,276)</i>
29	3,559	0,347	0,8г хлору	-	<i>Mo(0,268)</i>	<i>Hf(0,147)</i>
30	0,482	32,38	67,62г хлору	-	<i>U(0,117)</i>	<i>Y(0,130)</i>

При підготовці до виконання лабораторних робіт слід користуватися
 слідуючою літературою:

ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия/ Под ред.В.А.Рабиновича-
Л.:Химия,1989.-720с.
2. Лучинский Г.П. Курс химии.- М.:Высш.шк.,1985.-416с.
3. Курс общей химии/Под ред.Н.В.Коровина.-М.:Высш.шк.,1989.-
456с.

Додаткова література

1. Дикерсон Р., Грэй Г., Хет Дж. Основные законы химии,-
М.:Мир,1982.-157с.
2. Герасименко Г.І., Цепеліна С.І. Основні поняття та закони хімії.
Методичні вказівки.-Одеса, ОДЕКУ,2002.-60с.

„Атомно-молекулярне вчення”. Збірник методичних вказівок до лабораторних робіт з дисциплін „Загальна і колоїдна хімія”, „Хімія”, „Концепції сучасного природознавства” для студентів денної та заочної форми навчання за всіма спеціальностями.

/Укладачі: Герасименко Г.І., доц. канд. хім. наук, Шепеліна С.І., ас.
Одеса, ОДЕКУ, 2002р. - 42 с.; укр. мова.

Друк ПБП «ЕКОНОМІКА»
Тел. (056) 744-80-90
Свідоцтво № 68-р серія ДП
49 000 м. Дніпропетровськ
вул. Якова Самарського 7/9а
Наклад 100 прим.