

# 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

## СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ ТА ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ

### *Програмні вимоги до теми:*

Поняття матерії. Форми існування матерії. Визначення речовини і поля. Закон збереження матерії. Закон збереження енергії. Рівняння, що виражає взаємозв'язок маси і енергії. Поняття про атом і молекулу. Визначення поняття "хімічний елемент." Основні положення атомно-молекулярного вчення. Класифікація речовин: прості, складні. Класифікація хімічних сполук. Відмінність понять "проста речовина" і "елемент". Відносна атомна і молекулярна маса. Хімічна формула речовини. Види хімічних формул. Емпірична, молекулярна і графічна формула речовини. Розрахунки за хімічними формулами: визначення масової частки елемента в речовині і встановлення найпростішої формули речовини за масовими частками елементів. Хімічні та фізичні явища. Хімічні реакції. Ознаки хімічних реакцій. Хімічні рівняння реакцій. Розрахунки за хімічними рівняннями реакцій. Кількість речовини. Моль. Молярна маса. Зв'язок між кількістю речовини і її масою. Закон кратних відношень. Закон сталості складу. Дальтоніди і бертоліди. Закон збереження маси. Закон об'ємних відношень газів. Число Авогадро. Молярний об'єм. Закон Авогадро. Наслідки з закону Авогадро. Приведення об'єму газу до нормальних умов. Відносна густина одного газу за іншим. Встановлення відносної густини газу. Рівняння Менделєєва-Клапейрона і його значення. Поняття про еквівалент. Еквівалентний об'єм водню і кисню. Залежність між молярною масою, валентністю і молярною масою еквіваленту елемента. Молярні маси еквіваленту оксидів, основ, кислот і солей. Закон еквівалентів.

### *Теоретичний виклад матеріалу:*

Основи атомно-молекулярного вчення були викладені М.В.Ломоносовим (1741 р.). В основі цього вчення лежить принцип дискретності речовин: будь-яка речовина складається з окремих, дуже малих частинок.

### **Положення:**

1. Всі речовини складаються із молекул.

**Молекула** – це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини.

2. Молекули простих речовин складаються із атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин – із атомів різних елементів.

**Атом** – це найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

До складу молекул може входити різне число атомів.

3. Молекули і атоми перебувають у безперервному русі, між ними існують сили притягання і відштовхування.

**Хімічний елемент** – це умовне поняття, яке введене з метою позначення окремих різновидів атомів з певним зарядом ядра.

**Простими** називають речовини, що складаються з атомів одного елемента, тобто це форма існування хімічного елемента у вільному стані. **Складними** називають речовини, що складаються з атомів різних елементів, тобто це форма існування хімічних елементів у зв'язаному стані. **Алотронія** – це явище

існування хімічного елементу у вигляді двох або кількох простих речовин, відмінних за властивостями.

Атомна одиниця маси (а.о.м.) (сучасна позасистемна одиниця вимірювання атомних і молекулярних мас) є  $\frac{1}{12}$  маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ :  $1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$

**Відносна атомна маса** хімічного елементу – це фізична величина, що визначається відношенням маси атому елементу до  $\frac{1}{12}$  частки маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ :  $A_r = m_{\text{атому}} \cdot \left(\frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}\right)^{-1} = m_{\text{атому}} / 1 \text{ а.о.м.} = m_{\text{атому}} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг,}$  де  $m_{\text{атому}}$  – маса атому елементу.

**Відносна молекулярна маса** – це фізична величина, що визначається відношенням маси молекули до  $\frac{1}{12}$  частки маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .

Відносна молекулярна маса розраховується за хімічною формулою як сума відносних атомних мас всіх атомів елементів, що входять до складу молекул:  $M_r(\text{B}_l\text{C}_n\text{D}_m) = l A_r(\text{B}) + n A_r(\text{C}) + m A_r(\text{D})$ , де  $\text{B}_l\text{C}_n\text{D}_m$  – формула речовини;  $A_r$  – відносна атомна маса елементів;  $l, n, m$  – індекси хімічних елементів у формулі.

**Кількість речовини** – це фізична величина, що визначається числом часток – структурних елементів речовини: молекул, атомів, іонів. Одиницею її вимірювання є моль. **Моль** – це кількість речовини, що містить стільки часток – структурних елементів речовини (молекул, атомів, іонів), скільки атомів є в ізотопі Карбону  $^{12}\text{C}$  масою 0,012 кг. Це число дорівнює  $6,02 \cdot 10^{23}$ .

**Число Авогадро**  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$  вказує число часток, структурних елементів у речовині, кількість якої становить 1 моль. Поняття “моль” застосовують щодо речовин в будь-якому агрегатному стані. Кількість речовини пов’язана з іншими величинами слідуючим чином:  $\nu = \frac{m}{M}$ ;  $\nu = \frac{N}{N_A}$ ;

$\nu = \frac{V}{V_m}$ , де  $m$  – маса речовини;  $M$  – молярна маса;  $N$  – число часток;  $N_A$  – стала

Авогадро;  $V$  – об’єм речовини (н.у.);  $V_m$  – молярний об’єм речовини.

**Молярна маса ( $M$ )** – це фізична величина, що визначається відношенням маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає:  $M = \frac{m}{\nu}$ , де  $m$  – маса речовини;  $\nu$  – кількість речовини, що їй відповідає. Одиниця вимірювання кг/моль, г/моль.

**Молярний об’єм ( $V_m$ )** – це фізична величина, що визначається відношенням об’єму речовини до відповідної кількості речовини:  $V_m = \frac{V}{\nu}$ , де  $V$  – об’єм речовини,  $\nu$  – кількість речовини, що йому відповідає. Одиниця вимірювання  $\text{м}^3/\text{моль}$ , л/моль.

Один із фундаментальних і загальних законів природи є **закон збереження маси**, відкритий у 1748 р. М.В.Ломоносовим: **маса речовин, що вступають в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.**

**Закон сталості складу** речовин був відкритий у 1801 році Ж.Прустом: **кожна чиста речовина молекулярної будови незалежно від способу і умов її добування має певний сталий (незмінний) склад.**

**Закон кратних відношень** відкритий Дж.Дальтоном у 1803 році: якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного з елементів, що припадають у цих сполуках на ту саму масову кількість другого елемента відносяться між собою як прості цілі числа.

**Закон еквівалентів** був експериментально встановлений німецьким вченим В.Ріхтером в 1797 р., і остаточно сформульований Дж.Дальтоном у 1801 р.: хімічні елементи і речовини реагують між собою у масових кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам:  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$ .

**Еквівалентну масу простої речовини** обчислюють, виходячи з атомної маси (A) і валентності елемента (b) за формулою  $E = \frac{A}{b}$ . Еквівалент елемента в складній сполуці  $A_nB_m$  обчислюють за формулою  $E = \frac{M}{n \cdot b}$ , де M – молекулярна маса речовини; n – кількість атомів даного елемента в сполуці, b – валентність елемента.

### Газові закони:

1. **Закон Бойля-Маріотта:** При постійній температурі об'єм даної маси газу обернено пропорційний тиску (1660-1677 рр.):  $\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1}$  або: при  $T = const$   $p \cdot V = const$

2. **Закон Гей-Люссака:** При постійному тиску об'єм даної маси газу при підвищенні його температури на 1°C збільшується на 1/273,15 частину об'єму  $V_0$ , який газ займав при 0°C:  $V = V_0(1 + \frac{1}{273,15} t)$  або  $V = V_0 \frac{273,15 + t}{273,15}$ . Якщо ввести

позначення абсолютної температури  $T = t + 273,15$  К, то одержимо:  $\frac{V}{T} = \frac{V_0}{273,15}$ ,

так як  $\frac{V_0}{273,15}$  є величина постійна, то маємо:  $\frac{V}{T} = const$  при  $p = const$ .

3. **Закон Шарля:** При постійному об'ємі залежність тиску даної маси газу від температури виразиться рівнянням  $p = p_0(1 + \frac{1}{273,15} t)$  або  $\frac{p}{T} = \frac{p_0}{273,15} = const$  при  $V = const$

**Закон Авогадро:** У рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиск, температура) міститься однакове число молекул.

**Наслідки:** 1) так як число молекул в 1 молі будь-якої речовини постійне, то різні речовини кількістю 1 моль в газоподібному стані при однакових умовах займають рівні об'єми. Молярний об'єм ідеального газу (при н.у.)  $V_m = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль} = 22,414 \text{ л/моль}$ . Звідси випливає, що густину газу, тобто масу 1 л (при н.у.) можна визначити, якщо відома його молярна маса M:  $\rho_0 = \frac{M}{22,414}$ ; 2) співвідношення густин двох газів за однакових умов дорівнює

співвідношенню їх відносних молекулярних або молярних мас:  $\rho_1/\rho_2 = M_1/M_2$ .

Об'єднуючи закони Бойля-Маріотта, Гей-Люссака і Шарля одержимо **рівняння**

**стану ідеального газу**  $\frac{pV}{T} = \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} = \dots = \frac{p_nV_n}{T_n} = const$

Якщо величину  $\frac{p_0V_0}{273,15}$  віднести до кількості газу, рівній 1 моль, то вона буде мати певне значення, однакове для всіх газів. Ця величина називається *універсальною газовою сталою* і позначається через  $R$ . Відповідно, для будь-якого газу кількістю 1 моль  $\frac{p_0V_0}{273,15} = R$ . Тоді  $\frac{pV}{T} = R$  або  $pV = RT$  – це рівняння називається **рівнянням Менделєєва-Клапейрона**. Якщо газ узятий кількістю  $\nu$  моль, то рівняння Менделєєва-Клапейрона приймає вигляд  $PV = \nu RT$ ;  $\nu = \frac{m}{M}$ ;  
 $PV = \frac{m}{M} RT$ .

### **Розрахункові задачі:**

1. Яка кількість речовини броду міститься у зразку масою 16г?
2. Обчисліть масу кальцій карбонату кількістю речовини 0,2 моль.
3. Яка кількість речовини міститься у 32 г купрум(II) оксиду?
4. Обчисліть масу амоній ортофосфату кількістю речовини 0,5 моль.
5. Який об'єм за нормальних умов займає вуглекислий газ масою 8,8г?
6. Який об'єм за нормальних умов займає нітроген(IV) оксид масою 46г?
7. Яка кількість речовини гідроген хлориду займає за нормальних умов об'єм 12 л?
8. Яка кількість молекул міститься у фосфор(V) оксиді масою 14,2 г?
9. Яка кількість молекул міститься у 11,2 л (н.у.) гідрогенброміду?
10. Яке відношення об'ємів, що займають 1 моль  $O_2$  і 1 моль  $O_3$  (однакові умови)?
11. На питання, який об'єм займатиме 1 моль води при нормальних умовах, отримана відповідь: 22,4 л. Чи вірна ця відповідь?
12. Яку кількість речовини становить вуглекислий газ масою 22 г? Яке число молекул міститься в такій порції газу?
13. Скільки атомів фосфору міститься в тетрафосфорі  $P_4$  масою 155 г?
14. В якій кількості речовини сульфур(IV) оксиду міститься таке саме число атомів сульфуру, що й в піриті  $FeS_2$  масою 24 г?
15. Густина газу за повітрям становить 0,9. Визначити його молярну масу та масу 1 л.
16. Обчислити молярну масу газу, якщо маса 600 мл його при нормальних умовах становить 1,714 г.
17. Обчислити молярну масу диметилкетону (ацетону), якщо маса 500 мл його пари при  $87^\circ C$  і тиску 96 кПа становить 0,93 г.
18. Найбільшу кількість молекул вміщує 1 л (н.у.) а) гідроген хлориду; б) гідроген сульфід; в) водню; г) води за звичайних умов.
19. Які з перелічених нижче газів легші за повітря: карбон(II) оксид, карбон(IV) оксид, фтор, неон, ацетилен  $C_2H_2$ , фосфін  $PH_3$ ?
20. Який об'єм у  $dm^3$  (літрах) при нормальних умовах займуть такі гази: а) 3,5 г азоту; б) 640 г кисню; в) 110 г карбон(IV) оксиду; г) 70 г карбон(II) оксиду?
21. Маса 2,24 л газу (н.у.) становить 2,8 г. Яка молекулярна маса газу: а) 14; б) 28; в) 42?

22. Визначити молярні маси еквіваленту кислот і основ у наступних реакціях:
- а)  $\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
  - б)  $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} = \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$
  - в)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
23. Визначити молярні маси еквіваленту кислот і основ у наступних реакціях:
- в)  $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
  - г)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaHPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
24. Визначити молярні маси еквіваленту кислот і основ у наступних реакціях:
- д)  $2\text{HCl} + \text{Bi}(\text{OH})_3 = \text{BiOHCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
  - е)  $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
25. Молярна маса еквіваленту металу становить 12 г/моль. Чому дорівнює молярна маса еквіваленту: а) 24 г/моль; б) неможливо визначити; в) 20 г/моль?