

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ ВИЩИЙ НАВЧАЛЬНИЙ ЗАКЛАД
«НАЦІОНАЛЬНИЙ ГІРНИЧИЙ УНІВЕРСИТЕТ»



ГЕОЛОГОРОЗВІДУВАЛЬНИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Кафедра хімії

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ТА ЗАВДАННЯ

**до самостійного вивчення дисципліни
студентами всіх напрямів підготовки**

Дніпропетровськ
НГУ
2012

Основні поняття й закони хімії. Методичні рекомендації та завдання до самостійного вивчення дисципліни студентами всіх напрямів підготовки / П.О. Єгоров, О.Б. Нетяга, Г.В. Тарасова – Д.: Національний гірничий університет, 2012. – 19 с.

Автори:

П.О. Єгоров, проф., канд. хім. наук (передмова, розділ 2);

О.Б. Нетяга, старш. викл. (розділ 1);

Г.В. Тарасова, асист. (розділ 2).

Затверджено методичною комісією з напрямку підготовки 6.040103 Геологія за поданням кафедри хімії (протокол № 9 від 22.05.2012).

Розглянуто теоретичні положення теми «Основні поняття й закони хімії», наведено приклади розв'язку типових задач з метою закріплення матеріалу, подано задачі для самостійного розв'язування.

Відповідальний за випуск завідувач кафедри хімії, канд. хім. наук, проф. П.О. Єгоров.

Передмова

Хімія вивчає таку форму руху матерії, що передбачає якісну зміну речовин, тобто перетворення одних сполук в інші. Під час хімічних процесів відбувається обмін атомами між різними речовинами, перерозподіл електронів між атомами, руйнування одних сполук і виникнення нових. Унаслідок хімічних процесів виникають інші речовини з новими хімічними та фізичними властивостями. Для їх розуміння необхідно знати склад і будову хімічних сполук. Таким чином, хімія – це наука про склад речовин та закони їх перетворення.

1. Основні поняття

Усі речовини складаються з атомів хімічних елементів. Наприклад, до складу води H_2O входять елементи Гідроген й Оксиген.

Хімічний елемент – вид атомів, що характеризуються однаковим зарядом ядра.

Атом – найменша частинка хімічного елемента, яка зберігає його властивості. Таким чином, кожному хімічному елементу відповідає певний вид атомів. Атоми кожного елемента мають однакові властивості.

Значення маси окремих атомів елементів періодичної системи перебувають у межах величин 10^{-22} – 10^{-24} г. Напевно, масу атома доцільніше виражати у вигляді відносної величини в атомних одиницях маси (а. о. м.). **Атомна одиниця маси** – це дуже мала величина, що дорівнює 1/12 маси атома ізотопу Карбону ^{12}C .

У 12 г Карбону ^{12}C міститься точно $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів, відповідно

$$m_{\text{а.о.м}} = \frac{12}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot \frac{1}{12} = \frac{1}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г/а. о. м.}$$

З розрахунку виходить, що один грам речовини містить число Авогадро атомних одиниць маси

Відносна атомна маса елемента A_r – це відношення маси атома даного елемента (m_a) до маси 1 а. о. м., тобто

$$A_r = \frac{m_a}{m_{\text{а.о.м.}}}$$

Відносна атомна маса виражається в а. о. м. , відповідно маса атома – в грамах, а саме:

$$m_a = A_r m_{\text{а.о.м.}}$$

У періодичній системі Д.І. Менделєєва відображено відносні атомні маси елементів, наприклад, $A_r(\text{Fe}) = 55,84$ а. о. м.; $A_r(\text{N}) = 14$ а. о. м.

Приклад розв'язування типової задачі

Задача 1. Визначити масу 5 атомів кальцію: 1) в атомних одиницях маси; 2) у грамах.

Розв'язування. 1) Відносна атомна маса кальцію $A_r(\text{Ca})$ дорівнює 40 а. о. м. (див. періодичну систему елементів). Маса кальцію $m(\text{Ca})$ в а. о. м. визначається таким чином:

$$m(\text{Ca}) = A_r(\text{Ca}) N,$$

де N – кількість атомів кальцію.

$$m(\text{Ca}) = 40 \cdot 5 = 200 \text{ а. о. м.}$$

2) $m_{\text{а.о.м}} = 1,67 \cdot 10^{-24}$ г/а. о. м., тоді обчислення маси $m(\text{Ca})$ в грамах має такий вигляд:

$$m(\text{Ca}) = 200 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} = 3,34 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Молекула – найменша частинка окремої речовини, що складається з однакових або різних атомів, вона здатна існувати самостійно й зберігати хімічні властивості цієї речовини.

Молекули бувають одно-, дво- та багатоатомними. Вони можуть бути частинками простих і складних речовин.

Проста речовина являє собою одну з форм існування хімічних елементів, її молекула містить атоми одного елемента.

Простих речовин у природі більше, ніж хімічних елементів, оскільки атоми одного й того самого елемента можуть утворювати кілька простих речовин. Це явище називається **алотропією**. Наприклад, елемент Оксиген утворює дві прості речовини – звичайний кисень O_2 й озон O_3 .

Складні речовини утворюються з атомів різних елементів. Наприклад, молекула калій нітрату KNO_3 складається з атомів Калію, Нітрогену й Оксигену. Будь-яка речовина характеризується певним складом (природою та кількістю атомів у молекулі), будовою (просторовим розташуванням атомів у молекулі), певними хімічними й фізичними властивостями.

Відносна молекулярна маса хімічної сполуки M_r – це відношення маси однієї молекули даної сполуки m_M до маси 1 а. о. м, тобто

$$M_r = \frac{m_M}{m_{\text{а.о.м}}}.$$

Відносна молекулярна маса виражається в а. о. м., відповідно маса молекули – у грамах. Відносна молекулярна маса речовини дорівнює сумі значень відносних атомних мас елементів, що входять до її складу. Отже, цей показник сульфатної кислоти

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ а. о. м.}$$

Відповідно маса молекули в грамах m_M

$$m_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{a.o.m}} = 98 \cdot 1,67 \cdot 10^{-24} = 1,64 \cdot 10^{-22} \text{ г.}$$

Символ M_r , запропонований Міжнародною спілкою теоретичної та прикладної хімії (IUPAC – International Union of Pure and Applied Chemistry), свідчить про відносний характер молекулярної маси (r – relative, тобто відносний).

Кількість речовини – це число структурних елементів у системі. За одиницю кількості речовини прийнято вважати моль. При використанні терміна «моль» подають назву частинок, до яких він відноситься: «моль молекул», «моль атомів» тощо.

Моль – це така кількість речовини, що містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 12 г ізотопу Карбону ^{12}C .

Число структурних одиниць, що входять в один моль будь-якої речовини, називається сталою Авогадро (N_A) і дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$.

Маса одного моля речовини називається молярною масою (M), для її вимірювання використовують г/моль або кг/моль.

Молярна маса чисельно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі.

Наприклад, молярна маса сульфатної кислоти дорівнює 98 г/моль, оскільки відносна молекулярна маса H_2SO_4 становить 98 а. о. м.

Кількість речовини $n(x)$ знаходять з відношення маси $m(x)$ цієї речовини до її молярної маси $M(x)$, тобто

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

Приклади розв'язування типових задач

Задача 2. Обчислити, скільки молекул вміщується в 40 г нітратної кислоти.

Розв'язування. Молярна маса HNO_3 дорівнює 63 г/моль. Знаходимо кількість молей, що міститься в 40 г кислоти, а саме:

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{40}{63} = 0,63 \text{ моль.}$$

Відповідно до закону Авогадро, один моль нітратної кислоти містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Таким чином,

$$N(\text{HNO}_3) = n(\text{HNO}_3) \cdot N_A = 0,63 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,79 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Задача 3. Визначити число молів атомів Карбону в 60 г вуглецю.

Розв'язування. Молярна маса Карбону $M(\text{C}) = 12$ г/моль, тоді

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{60}{12} = 5 \text{ моль.}$$

Задача 4. Якою має бути маса заліза, щоб вона містила таку саму кількість атомів, що й 3,2 г сірки?

Розв'язування. Відносна атомна маса Сульфуру дорівнює 32 а. о. м., значить його молярна маса буде становити 32 г/моль. Обчислимо кількість молей сірки, що міститься в 3,2 г, а саме:

$$n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})} = \frac{3,2}{32} = 0,1 \text{ моль.}$$

Таким чином, щоб мати однакову кількість атомів Fe й S, потрібна та сама кількість молів заліза, тобто 0,1 моль. Відносна атомна маса Fe дорівнює 56 а. о. м., тобто молярна маса його становить 56 г/моль, а масу 0,1 моль Fe знаходимо з такої пропорції:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль Fe} \quad - \quad 56 \text{ г} \\ 0,1 \text{ моль Fe} \quad - \quad m(\text{Fe}). \end{array}$$

$$m(\text{Fe}) = 5,6 \text{ г.}$$

Задача 5. Визначити кількість речовини та масу $3,5 \cdot 10^{24}$ молекул натрій карбонату.

Розв'язування. Кількість речовини натрій карбонату визначаємо за такою формулою:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{N(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{N_A} = \frac{3,5 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 5,81 \text{ моль.}$$

Далі розраховуємо молярну масу натрій карбонату, тобто

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \cdot 23 + 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ г/моль.}$$

Масу натрій карбонату обчислюємо таким чином:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,81 \cdot 106 = 615,86 \text{ г.}$$

У 1794 р. німецьким ученим І. Ріхтером було введено поняття еквівалента. Наразі **еквівалентом** називають реальну або умовну частинку речовини, яка може заміщувати, приєднувати, вивільняти або будь-яким іншим способом бути еквівалентною одному молю іонів Гідрогену в кислотно-основних та іонообмінних реакціях, або одному електрону в окисно-відновних реакціях. Таким чином, **еквівалент елемента або хімічної сполуки – це така кількість молів речовини, яка сполучається (поєднується або заміщується)**

з одним молем атомів Гідрогену або з одним молем еквівалента будь-якої хімічної речовини.

Наприклад, у сполуці HCl еквівалент Хлору дорівнює 1 молю атомів Хлору; у H₂S еквівалент Сульфуру – 1/2 моля атомів Сульфуру; в H₂O еквівалент Оксигену – 1/2 моля атомів Оксигену.

Еквівалент елемента може бути розрахований не тільки з огляду на Гідроген, для цього можна скористатись будь-яким іншим елементом, якщо значення його еквівалента відоме. Так, еквівалент Оксигену дорівнює 1/2 моля атома. Наприклад, у сульфур діоксиді SO₂, моль якого вміщує 1 моль атомів Сульфуру й 2 молі атомів Оксигену, еквівалент Сульфуру дорівнюватиме 1/4 моля S, а у триоксиді SO₃ – 1/6 моля S.

Маса одного еквівалента елемента або сполуки, що виражена в грамах, називається **молярною масою еквівалента** й позначається як M_e. Приміром, у HCl молярна маса еквівалента Хлору дорівнює 35,5 г/моль.

Молярну масу еквівалента елемента M_e легко розрахувати, якщо поділити величину його молярної маси атомів на валентність, тобто

$$M_e = \frac{M_{\text{атома}}}{V}$$

Наприклад, значення молярної маси еквівалента фосфору в сполуках PCl₃ і PCl₅ відповідно будуть такими:

$$M_e(\text{P}) = \frac{31}{3} = 10,03 \text{ г/моль};$$

$$M_e(\text{P}) = \frac{31}{5} = 6,2 \text{ г/моль}.$$

Молярні маси еквівалентів складних речовин розраховують за наведеними нижче формулами, а саме:

Оксидів:

$$M_e(\text{оксиду}) = \frac{M_{\text{оксиду}}}{\text{число атомів елемента} \cdot \text{валентність елемента}} \\ \text{або}$$

$$M_e(\text{оксиду}) = M_e(\text{елемента}) + M_e(\text{Оксигену}).$$

$$\text{Наприклад, } M_e(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \frac{M(\text{Cr}_2\text{O}_3)}{2 \cdot 3} = \frac{152}{6} = 25,3 \text{ г/моль або}$$

$$M_e(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M_e(\text{Cr}) + M_e(\text{O}) = \frac{52}{3} + \frac{16}{2} = 25,3 \text{ г/моль}.$$

Кислот:

$$M_e(\text{кислоти}) = \frac{M \text{ кислоти}}{\text{основність кислоти}}.$$

Основність кислоти дорівнює числу іонів Гідрогену, що заміщуються в ній на катіони металу.

$$\text{Наприклад, } M_e(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль.}$$

Основ:

$$M_e(\text{основи}) = \frac{M \text{ основи}}{\text{кислотність основи}}.$$

Кислотність основи дорівнює числу гідроксильних груп, що заміщуються в ній на кислотний залишок.

$$\text{Наприклад, } M_e(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

Солей:

$$M_e(\text{солі}) = \frac{M \text{ солі}}{\text{число атомів металу} \cdot \text{валентність металу}}.$$

$$\text{Наприклад, } M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{2 \cdot 3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

В окисно-відновних реакціях молярна маса еквівалента речовини визначається кількістю електронів, приєднаних або відданих атомом елемента в ній. Наприклад, у такій реакції:



Mn^{+7} приймає 5 електронів і переходить у Mn^{+2} . Таким чином,

$$M_e(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г/моль.}$$

Часто замість поняття «молярна маса еквівалента», користуються поняттям «молярний об'єм еквівалента».

Молярний об'єм еквівалента V_e – це об'єм, що займає один еквівалент даної газоподібної речовини за нормальних умов.

Так, еквівалент Гідрогену дорівнює 1 молю, що відповідає 1/2 моля H_2 . Об'єм одного моля молекул водню за нормальних умов дорівнює 22,4 л. Отже, молярний об'єм еквівалента H_2 обчислюється таким чином:

$$V_e(\text{H}_2) = 1/2 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л/моль.}$$

Аналогічно еквівалент атомів Оксигену дорівнює $1/2$ моля атомів O, що відповідає $1/4$ моля молекул O_2 , а молярний об'єм еквівалента O_2

$$V_e(O_2) = 1/4 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Кількість молів еквівалентів речовини $n_e(x)$ знаходять з відношення маси $m(x)$ цієї речовини до її молярної маси еквівалента, тобто

$$n_e(x) = \frac{m(x)}{M_e(x)}.$$

Приклади розв'язування типових задач

Задача 6. Визначити масу 3,5 еквівалента амоній нітрату.

Розв'язування. Обчислюємо молярну масу еквівалента NH_4NO_3 таким чином:

$$M_e(NH_4NO_3) = \frac{M(NH_4NO_3)}{1 \cdot 1} = 80 \text{ г/моль.}$$

Тоді маса 3,5 еквівалентів амоній нітрату (n_e)

$$m(NH_4NO_3) = M_e(NH_4NO_3) \cdot n_e(NH_4NO_3) = 80 \cdot 3,5 = 280 \text{ г.}$$

Задача 7. Скільки еквівалентів міститься у 15 г цинк гідроксиду?

Розв'язування. Молярна маса еквівалента $Zn(OH)_2$

$$M_e(Zn(OH)_2) = \frac{M(Zn(OH)_2)}{2} = \frac{99}{2} = 49,5 \text{ г/моль.}$$

Тоді $n(Zn(OH)_2) = \frac{m(Zn(OH)_2)}{M_e(Zn(OH)_2)} = \frac{15}{49,5} = 0,303 \text{ моль.}$

Задача 8. Визначити кількість молів еквівалента, що містяться в 12 л карбон (IV) оксиду за нормальних умов.

Розв'язування. Кількість молів еквівалента CO_2 обчислюємо за такою формулою:

$$n_e(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_e(CO_2)}.$$

Еквівалентний об'єм CO_2 знаходимо так:

$$V_e(CO_2) = \frac{V_M}{\text{число атомів (C)} \cdot \text{валентність (C)}} = \frac{22,4}{1 \cdot 4} = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Таким чином,

$$n_e(CO_2) = \frac{12}{5,6} = 2,14 \text{ моль.}$$

2. Основні закони хімії

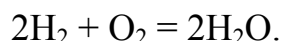
У кінці XVIII – на початку XIX ст. були відкриті закони збереження маси речовин, сталості складу, кратних відношень, закон еквівалентів, а також газові закони – закон об'ємних відношень Гей-Люссака і закон Авогадро. Унаслідок запровадження цих законів у хімії міцно утвердились кількісні методи дослідження. Розділ хімії, який розглядає кількісний склад речовин і кількісні співвідношення між тими з них, що вступають у реакцію, називається **стехіометрією**. Відповідно до цього розрахунки кількісних співвідношень між елементами в сполуках або між речовинами в хімічних реакціях мають назву **стехіометричних розрахунків**. Перелічені закони прийнято вважати основними законами стехіометрії.

У 1748 році М.В. Ломоносов висловив гіпотезу, згідно з якою зміни в природі відбуваються таким чином: *коли щось до чогось додалось, то одночасно воно віднімається від чогось іншого*. А в 1756 році, вивчаючи хімічні перетворення металів при нагріванні, учений експериментально довів, що під час нагрівання речовини в запаяній реторті без доступу повітря зовні сумарна маса металу та інших речовин залишається без змін. Таким чином, **закон збереження маси** було сформульовано таким чином: **маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, отриманих у результаті цієї реакції**.

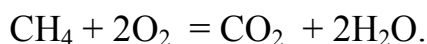
Наприклад, унаслідок згоряння 24 г магнію до нього приєднується 16 г кисню й утворюється 40 г магній оксиду.

Склад більшості неорганічних речовин (оксидів, гідроксидів, солей) підлягає **закону сталості складу**, який був сформульований французьким ученим Ж-Л. Прустом у 1801 р. на основі даних хімічного аналізу великої кількості хімічних речовин: **кожна хімічно чиста сполука незалежно від способу та умов її отримання має сталий кількісний склад**.

Наприклад, якщо підпалити суміш водню й кисню, то утворюється вода за таким рівнянням:



При згорянні метану також отримуємо воду, тобто



Отже, якісний і кількісний склад води завжди однаковий, незалежно від способу її отримання.

У 1803 р. видатний англійський хімік і фізик Дж. Дальтон відкрив **закон кратних співвідношень** і сформулював його таким чином: **якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного з елементів, віднесені до тієї самої масової кількості другого елемента, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа**.

Наприклад, Нітроген утворює з Оксигеном п'ять сполук: N_2O ; NO ; N_2O_3 ; NO_2 і N_2O_5 . У цих сполуках на одиницю маси Нітрогену припадає 0,57; 1,14; 1,71; 2,28 і 2,85 одиниць Оксигену відповідно.

Відношення цих чисел дорівнює відношенню цілих чисел, тобто $0,57:1,14:1,71:2,28:2,85 = 1:2:3:4:5$.

На базі цього закону Дальтон увів поняття відносної атомної маси, за одиницю якої він прийняв масу атома Гідрогену. Наразі одиницею відносної атомної маси було прийнято $1/12$ маси атома Карбону ізотопу ^{12}C .

Закон Авогадро (1811) – один з основних у природознавстві, за яким *у рівних об'ємах різних газів за однакових умов (температури й тиску) міститься однакова кількість молекул*.

Наслідки цього закону такі:

1. *Однакова кількість молекул газоподібних речовин за однакових умов займає однаковий об'єм.*

2. *Моль будь-якої газоподібної речовини при температурі 273 К і тиску 101,325 кПа (нормальні умови) займає об'єм 22,4 л.* Його прийнято називати *молярним об'ємом* й позначати символом V_M .

3. *Стехіометричні коефіцієнти в реакціях між газами показують співвідношення між об'ємами реагуючих та отриманих газів.*

На основі закону Авогадро і його наслідків можна проводити різні розрахунки. Наприклад, можна визначити об'єм, який займають 64 г кисню за нормальних умов, а саме:

$$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}, n = \frac{m}{M} = \frac{64}{32} = 2 \text{ моль},$$

$$V = V_M n = 22,4 \cdot 2 = 44,8 \text{ л.}$$

Приклади розв'язування типових задач

Задача 9. Визначити число молів SO_2 , що містяться в 3 л газу (н. у.).

Розв'язування. Згідно із законом Авогадро один моль SO_2 за нормальних умов займає об'єм 22,4 л (V_M), тому число молів SO_2 визначаємо за такою формулою:

$$n(SO_2) = \frac{V(SO_2)}{V_M} = \frac{3}{22,4} = 0,134 \text{ моль.}$$

Задача 10. Визначити об'єм, що займають $5,4 \cdot 10^{22}$ молекул кисню (н. у.).

Розв'язування. Об'єм O_2 обчислимо згідно із законом еквівалентів, а саме:

$$\frac{V(O_2)}{V_M} = \frac{N(O_2)}{N_A} \Rightarrow V(O_2) = \frac{V_M \cdot N(O_2)}{N_A} = \frac{22,4 \cdot 5,4 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ л.}$$

При переході від нормальних умов до будь-яких інших або навпаки використовують рівняння стану газу, що об'єднує газові закони Бойля – Маріотта і Гей-Люссака. Це рівняння називають *об'єднаним газовим законом* і записують таким чином:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_M}{T_0},$$

де V – об'єм газу при тиску P і температурі T ; V_0 – об'єм газу за нормальних умов ($T_0 = 273 \text{ К}$; $P_0 = 101325 \text{ Па}$).

Приклад розв'язування типової задачі

Задача 11. Який об'єм займає при температурі $20 \text{ }^\circ\text{C}$ і тиску 250 кПа аміак, маса якого дорівнює 51 г ?

Розв'язування. Визначаємо кількість речовини аміаку таким чином:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{51}{17} = 3 \text{ моль.}$$

Об'єм аміаку за нормальних умов

$$V(\text{NH}_3) = V_M \cdot n(\text{NH}_3) = 22,4 \cdot 3 = 67,2 \text{ л.}$$

Обчислюємо об'єм аміаку за даних умов ($T = 273 + 20 = 293 \text{ К}$, $P = 250 \text{ кПа}$), використовуючи об'єднаний газовий закон, тобто

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_M}{T_0},$$

звідки
$$V(\text{NH}_3) = \frac{P_0 V_M T}{PT_0} = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 67,2}{250 \cdot 273} = 29,2 \text{ л.}$$

Для розрахунку молярної маси газоподібних речовин можна скористатися рівнянням Клапейрона – Менделєєва, що має такий вигляд:

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

де P – тиск газу Па ; V – об'єм газу, м^3 ; m – маса газоподібної речовини, г ; M – молярна маса газу, г/моль ; R – *універсальна газова стала*, що дорівнює $8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$ (у СІ); T – абсолютна температура, К .

Часто при визначенні молярної маси газу користуються позасистемними одиницями тиску та об'єму. При цьому необхідно вживати відповідні значення універсальної газової сталої.

Так, якщо об'єм газу виміряно в мілілітрах, а тиск у мм рт. ст. , то універсальна газова стала

$$R = 62360 \frac{\text{мм. рт.ст} \cdot \text{мл}}{\text{град} \cdot \text{моль}}$$

Якщо об'єм газу виміряно в літрах, а тиск в атмосферах, то

$$R = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{град} \cdot \text{моль}}$$

Приклади розв'язування типових задач

Задача 12. Обчислити молярну масу бензолу, якщо маса 600 мл його пари при температурі 87 °С й тиску 83,2 кПа дорівнює 1,3 г.

Розв'язування. Виражаємо дані задачі в одиницях СІ:

$P = 8,32 \cdot 10^4$ Па; $V = 6 \cdot 10^{-4}$ м³; $m = 1,30 \cdot 10^{-3}$ кг; $T = 360$ К. Підставляємо ці дані в рівняння Клапейрона – Менделєєва, за яким $PV = \frac{m}{M}RT$, і знаходимо молярну масу бензолу, а саме:

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78,0 \text{ г/моль.}$$

Задача 13. Тиск водяної пари при 25 °С становить 3173 Па. Скільки молекул міститься в 1 мл цієї пари?

Розв'язування. Пара – це вода в газоподібному стані, тому до неї можуть бути застосовані газові закони. За рівнянням Клапейрона – Менделєєва знаходимо кількість речовини газу (враховуємо, що $T = 273 + 25 = 298$ К, а $V = 10^{-6}$ м³) таким чином:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{3173 \cdot 10^{-6}}{8,31 \cdot 298} = 1,28 \cdot 10^{-6} \text{ моль.}$$

Згідно із законом Авогадро обчислюємо число молекул в 1 мл пари, а саме:

$$N = n \cdot N_A = 1,28 \cdot 10^{-6} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 7,71 \cdot 10^{17} \text{ молекул.}$$

Закон еквівалентів (експериментально встановлений в 1793 р. німецьким хіміком І.В. Ріхтером й остаточно сформульований Дж. Дальтоном у 1803 р.) формулюють так: *речовини взаємодіють між собою в масових кількостях, пропорційних їх молярним масам еквівалентів*, тобто

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{e1}}{M_{e2}}$$

Коли одна з речовин, що взаємодіють між собою, газоподібна, то за нормальних умов доцільно користуватися законом еквівалентів у такому вигляді:

$$\frac{m_1}{V_2} = \frac{M_{e1}}{V_{e2}}.$$

Задача 14. Визначити молярну масу еквівалента й молярну масу тривалентного металу, при згорянні 30 г якого утворюється 56,64 г оксиду металу.

Розв'язування. Розрахуємо масу кисню, що витратилася при згорянні металу таким чином:

$$m(\text{Me}) = m(\text{оксиду}) - m(\text{Me}) = 56,64 - 30 = 26,64 \text{ г.}$$

Відповідно до закону еквівалентів:
$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{O}_2)} = \frac{M_e(\text{Me})}{M_e(\text{O}_2)},$$

знаходимо молярну масу еквівалента металу, а саме:

$$M_e(\text{Me}) = m(\text{Me}) \cdot \frac{M_e(\text{O}_2)}{m(\text{O}_2)} = 30 \cdot \frac{8}{26,64} = 9 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквівалента металу

$$M_e(\text{Me}) = \frac{M(\text{Me})}{\nu},$$

звідси
$$M(\text{Me}) = M_e(\text{Me}) \cdot \nu = 9 \cdot 3 = 27 \text{ г/моль.}$$

Задача 15. Обчислити молярну масу еквівалента металу, знаючи, що його хлорид містить 65,57 % хлору. Молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,45 г/моль.

Розв'язування. Уведемо такі позначення:

$$\begin{aligned} \% \text{ Cl} &= m(\text{Cl}), \\ \% \text{ Me} &= m(\text{Me}), \end{aligned}$$

тоді
$$m(\text{Me}) = 100 - m(\text{Cl}) = 100 - 65,57 = 34,43 \text{ г.}$$

Згідно із законом еквівалентів

$$\frac{m(\text{Cl})}{m(\text{Me})} = \frac{M_e(\text{Cl})}{M_e(\text{Me})},$$

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

Задача 16. При взаємодії 5,2 г металу з 3,5 г Нітрогену утворюється нітрид. Який це метал, якщо його валентність дорівнює 1, а валентність Нітрогену 3?

Розв'язування. $M_e(\text{N}) = \frac{M(\text{N})}{\text{В}} = \frac{14}{3} = 4,67 \text{ г/моль.}$

Згідно із законом еквівалентів

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{N})} = \frac{M_e(\text{Me})}{M_e(\text{N})},$$

$$M_e(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_e(\text{N})}{m(\text{N})} = \frac{5,2 \cdot 4,67}{3,5} = 6,94 \text{ г/моль;}$$

$$M_e(\text{Me}) = \frac{M(\text{Me})}{\text{В}},$$

отже, $M(\text{Me}) = M_e(\text{Me}) \text{ В}; M(\text{Me}) = 6,94 \cdot 1 = 6,94 \text{ г/моль.}$

Невідомий метал – літій з молярною масою 6,94 г/моль.

Задача 17. Для розчинення 5,58 г Феруму знадобилось 7,3 г хлоридної кислоти. Яку формулу має утворювана сіль? Яка валентність Феруму і яку формулу має утворювана сіль?

Розв'язування. Згідно із законом еквівалентів

$$\frac{m(\text{Fe})}{M_e(\text{Fe})} = \frac{m(\text{HCl})}{M_e(\text{HCl})},$$

отже,

$$M_e(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe}) \cdot M_e(\text{HCl})}{m(\text{HCl})},$$

$M_e(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль;}$

$$M_e(\text{Fe}) = \frac{5,58 \cdot 36,5}{7,3} = 27,9 \text{ г/моль;}$$

$$M_e(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})}{\text{В}(\text{Fe})},$$

звідси

$$\text{В}(\text{Fe}) = \frac{M(\text{Fe})}{M_e(\text{Fe})} = \frac{55,8}{27,9} = 2.$$

Формула утвореної солі – FeCl_2 .

Питання для самоперевірки

1. Дайте визначення понять хімічного елемента, атома, молекули, простої і складної речовини. Яка частинка первинна – атом чи молекула?
2. Що таке відносна атомна й молекулярна маси?
3. Що являє собою еквівалент і молярна маса еквівалента.
4. Наведіть формули для розрахунків еквівалентів та їх молярних мас простих і складних речовин.
5. Сформулюйте закон еквівалентів.
6. Сформулюйте основні закони стехіометрії.
7. Чому закон Авогадро справедливий тільки для газів? Які наслідки він має?

Задачі для самостійного розв'язування

1. 0,56 л кисню взаємодіють із 1,2 г двовалентного металу. Обчисліть його еквівалентну й молярну масу.
Відповідь: 12 г/моль, 24 г/моль.
2. На нейтралізацію 0,336 г кислоти витрачається 0,292 г натрій гідроксиду. Обчисліть еквівалентну масу кислоти.
Відповідь: 46 г/моль.
3. Однакова кількість металу взаємодіє з 0,2 г кисню і з 3,2 г галогену. Обчисліть еквівалентну масу галогену.
Відповідь: 128 г/моль.
4. Хлорид металу містить 36 % металу і 64 % хлору. Визначте еквівалентну масу металу.
Відповідь: 19,97 г/моль.
5. Оксид тривалентного елемента містить 31,58 % кисню. Обчисліть значення молярної маси елемента.
Відповідь: 52 г/моль.
6. Визначте об'єм 5,3 еквівалентів кисню за нормальних умов.
Відповідь: 29,68 л.
7. При взаємодії 0,121 г металу з кислотою виділилося 0,112 л водню (н. у.). Визначте еквівалентну масу металу.
Відповідь: 12,1 г/моль.
8. Який приблизно об'єм (н.у.) займуть $2,41 \cdot 10^{25}$ молекул хлору й така сама кількість молекул карбон (IV) оксиду?
Відповідь: 896,7 л.

9. Сульфід двовалентного металу містить 67,1 % металу. Визначте молярну масу металу.

Відповідь: 65,26 г/моль.

10. Визначте об'єм водню, витрачений на відновлення 2,5 г цинк оксиду за нормальних умов.

Відповідь: 0,69 л.

11. При спалюванні 1,534 г шестивалентного металу витрачено 280 мл кисню (н. у.). Визначте молярну масу металу.

Відповідь: 184,08 г/моль.

12. Для розчинення 16,8 г металу потрібно 14,7 г сульфатної кислоти. Визначте еквівалентну масу металу та об'єм водню, що виділився.

Відповідь: 56 г/моль, 3,36 л.

13. Арсен сульфід містить 38 % сірки. Еквівалентна маса сірки дорівнює 16 г/моль. Обчисліть еквівалентну масу й валентність Арсену.

Відповідь: 26,11 г/моль, 3.

14. Обчисліть масу 80 молекул натрій силікату в грамах та в атомних одиницях маси.

Відповідь: $1,63 \cdot 10^{-20}$ г, 9760 а. о. м.

15. Визначте об'єм 20 еквівалентів водню за нормальних умов.

Відповідь: 224 л.

16. При розчиненні 4,8 г металу виділилося 2,694 л водню (н. у.). Визначте еквівалентну масу металу.

Відповідь: 19,96 г/моль.

17. При спалюванні 0,511 г тривалентного металу витрачено 100 мл кисню (н. у.). Визначте молярну масу металу.

Відповідь: 85,84 г/моль.

18. У якій кількості речовини сірки (IV) оксиду вміщується така сама кількість атомів сірки, що й у піриті FeS масою 24 г?

Відповідь: 0,27 моль.

19. При взаємодії 5,6 г феруму з сіркою утворилося 8,8 г ферум (II) сульфід. Знайдіть еквівалентну масу феруму, якщо еквівалентна маса сірки становить 16 г/моль.

Відповідь: 28 г/моль.

20. 1,355 г ферум (III) хлориду взаємодіє без залишку з 1 г натрій гідроксиду, еквівалентна маса якого дорівнює 40 г/моль. Визначте еквівалентну масу феруму.

Відповідь: 18,7 г/моль.

21. Скільки атомів йоду вміщується у 50,8 г I₂?

Відповідь: $2,41 \cdot 10^{23}$ атомів.

22. Який об'єм нітроген (II) оксиду утворюється при взаємодії $5 \cdot 10^{20}$ молекул Нітрогену з киснем?

Відповідь: 37, 21 л.

23. Який об'єм за н. у. займають $2,7 \cdot 10^{22}$ молекул газу?

Відповідь: 0,99 л.

24. Маса 0,001 м³ газу (0°C, 101,33 кПа) дорівнює 1,25 г. Обчислити молярну масу газу та масу його однієї молекули в грамах.

Відповідь: 27,99 г/моль; $4,65 \cdot 10^{-23}$ г.

25. Об'єм газу при тиску 98,7 кПа й температурі 91 °C дорівнює 680 мл. Обчислити об'єм газу за нормальних умов.

Відповідь: $5 \cdot 10^{-4}$ м³.

26. Унаслідок взаємодії 1,28 г металу з водою при температурі 21 °C й тиску 104,5 кПа утворилося 380 мл водню. Знайти еквівалентну масу металу.

Відповідь: 39,8 г/моль.

Єгоров Павло Олексійович
Нетяга Ольга Борисівна
Тарасова Ганна Володимирівна

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ Й ЗАКОНИ ХІМІЇ
МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ТА ЗАВДАННЯ
до самостійного вивчення дисципліни
студентами всіх напрямів підготовки

Редактор О.Н. Ільченко

Підп. до друку 25.06.2012. Формат 30 x 42/4
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 1,1.
Обл.-вид. арк. 1,3. Тираж 100 пр. Зам. №

ДВНЗ «Національний гірничий університет»
49005, м. Дніпропетровськ, просп. К. Маркса, 19.