

Міністерство освіти і науки України
Одеський державний екологічний університет

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Одеса 2002

Міністерство освіти і науки України
Одеський державний екологічний університет

„Основні поняття і закони хімії”

Методичні вказівки до практичних та самостійних 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

„Основні поняття і закони хімії”. Методичні вказівки до самостійних та практичних робіт з дисциплін „Загальна і колоїдна хімія”, „Хімія”, „Концепції сучасного природознавства” для студентів денної 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. – 60 с.; укр. мова.

Зміст

Передмова.....	4
Вступ.....	5
1. Основні поняття хімії.....	6
1.1 Атомно-молекулярна теорія, її розвиток у часі.....	6
1.2 Поняття та їх визначення.....	7
1.3 Хімічні символи, формули, рівняння.....	12
1.4 Класифікація хімічних реакцій.....	13
1.5 Питання до самоконтролю.....	16
2. Основні закони хімії.....	18
2.1 Закон збереження матерії.....	18
2.2 Закон сталості складу речовини.....	19
2.3 Закон кратних відношень.....	20
2.4 Закон еквівалентів.....	20
2.5 Закони ідеальних газів.....	23
2.5.1 Закон об'ємних відношень.....	23
2.5.2 Закон Авогадро. Визначення молярних мас.....	23
2.5.3 Рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона).....	25
2.5.4 Закон парціальних тисків.....	27
2.6 Визначення молярних мас еквівалентів.....	27
2.7 Визначення відносних атомних мас.....	29
2.8 Питання до самоконтролю.....	31
3. Розв'язання типових задач.....	32
3.1 Визначення хімічних формул за валентністю.....	33
3.2 Кількість речовини. Молярна маса.....	34
3.3 Атомні і молекулярні маси.....	35
3.4 Розрахунки за хімічними формулами.....	36
3.5 Знаходження формул речовин.....	38
3.6 Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна доля.....	39
3.7 Рівняння стану ідеального газу Менделєєва-Клапейрона.....	41
3.8 Закон еквівалентів. Молярні маси еквівалентів речовин.....	42
3.9 Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.....	44
3.10 Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з реактивом із змістом домішки.....	46
4. Задачі до самостійного розв'язання.....	46
5. Варіанти контрольного завдання.....	58
Література.....	59

Передмова

В підготовці фахівця за різними спеціальностями у природознавчому напрямку важлива роль належить хімії. Хімія як фундаментальна наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, хімічні форми руху матерії, формує діалектичне мислення, розширює і поглиблює світогляд, дає розуміння явищ навколишнього світу.

Скорочення обсягу аудиторних занять і розширення робочих програм дисциплін ставить питання інтенсифікації навчального процесу, організації самостійної роботи студентів, вироблення навичок у студентів роботи з літературою, довідково-графічними матеріалами.

В навчальній літературі достатня кількість застарілих та помилкових понять та пояснень. Це стосується також таких понять розділу „Основні поняття і закони хімії” як „моль”, „відносна атомна маса”, „відносна молекулярна маса”, „молярна маса”, „молярний об’єм”, „масова доля”, „стала Авогадро”. *Мета роботи* - визначення основних понять та законів хімії в світі сучасних уявлень та оволодіння методикою розрахунків за хімічними формулами та стехіометричними законами.

Методичні вказівки складаються з вступу, розділів „Основні поняття хімії”, „Основні закони хімії” і містять короткі теоретичні відомості, новітні терміни і позначення, поняття і визначення, закони і формулювання, основні формули речовин, хімічні рівняння, приклади розрахунків за ними, графіки, таблиці, типові задачі з роз’ясненнями, запитання для самоконтролю, задачі для самостійного розв’язання.

Після вивчання розділу „Основні поняття та закони хімії” студент повинен *знати*:

- Атомно-молекулярне вчення.
- Основні поняття хімії: - хімічні елементи, прості і складні речовини, алотропія; - відносна атомна маса, відносна молекулярна маса; - моль, молярна маса, молярний об’єм газу;
- Еквівалент, фактор еквівалентності, молярний об’єм еквівалента газу, молярна маса еквіваленту; - хімічні символи, формули, рівняння; - типи хімічних реакцій.
- Основні закони хімії: - закон збереження матерії; - закон сталості складу; - закон кратних відношень; - закон об’ємних відношень; - закони ідеальних газів, рівняння стану ідеального газу; - закон парціальних тисків; - закон еквівалентів.

На основі одержаних знань студент повинен *вміти*:

- складати хімічні формули речовин і хімічні рівняння;
- визначати: - атомні маси хімічних елементів; - молекулярні маси речовин; - кількість моль у певній масі речовин;
- вести розрахунки: - за газовими законами і рівняннями стану ідеальних газів; - за хімічними формулами; - за рівняннями хімічних реакцій; - за законом еквівалентів.

Вступ

Природознавство розкриває суть явищ природи, загальні закони руху в природі. Хімія відноситься до комплексу наук, що вивчають природу та обґрунтовують суть філософських тлумачень. Під час хімічних перетворень виникають речовини з новими якостями, що є ілюстрацією закону переходу кількісних змін у якісні. Хімічні перетворення речовин протікають на атомно-молекулярному рівні і супроводжуються різними явищами.

Хімія – наука, що вивчає властивості, склад і будову речовин, їх взаємні перетворення, шляхи перетворень та явища, які при цьому відбуваються.

Визначення хімії як науки вперше дав М.В.Ломоносов: „Хімічна наука розглядає властивості і зміни тіл... склад тіл... пояснює причину того, що з речовинами під час хімічних перетворень відбувається”.

„Хімія – це вчення про елементи та їхні сполуки” – це визначення хімії Д.І. Менделєєвим.

Хімія тісно пов'язана з іншими науками. На межі фізики і хімії зародилась фізична хімія та хімічна фізика; геології і хімії – геохімія; біології і хімії – біохімія; біології, геології, хімії – біогеохімія і т.ін.

Отже, хімія – фундаментальна наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку. В процесі вивчення хімії формується діалектичне мислення, розширюються світогляд, правильне розуміння явищ навколишнього світ, виховується екологічна культура та ерудиція.

Найважливіші завдання хімії – створення речовин з наперед заданими властивостями, інтенсифікація економіки і технологічного оновлення, використання енергії хімічних перетворень, отримання висококалорійного палива, антикорозійних засобів; виготовлення для сільського господарства мінеральних добрив, гербіцидів для знищення бур'янів, інсектицидів для знищення шкідників, стимуляторів росту рослин.

Важливим завданням хімії є також охорона навколишнього середовища та раціонального використання природних ресурсів. Сучасна промисловість і транспорт викидають у водний та повітряний басейни мільйони тонн шкідливих речовин, які згубно впливають на навколишнє середовище. Поява нових речовин, їх безконтрольний викид у повітря, води, ґрунти впливає на рівновагу у природі і стан озонового шару.

Як показують сучасні екологічні дослідження лише хімія може успішно вирішувати питання охорони навколишнього середовища. Перед хіміками постає завдання розробки безвідходних технологій, комплексної переробки сировини, будівництва споруд очищення, переробки радіоактивних відходів та ін.

Глибоке знання хімії, хімічних основ екології потрібні фахівцям усіх галузей народного господарства для збереження навколишнього середовища.

1. Основні поняття хімії.

1.1 Атомно-молекулярна теорія, її розвиток у часі.

Уявлення про атоми (грецькою - неподілені) зародились у глибокій давнині як про первинні частки мироздання. Перші відомості про них зустрічаються у стародавніх індуських філософів (VI в. до н.е.), однак найбільший розвиток атомістика отримала у працях філософів Стародавньої Греції (Левкіпп, Демокрит, Епікур). Так, Демокрит (460-370рр. до н.е.) написав: „Єдино існуючі речі є атоми та пустий простір. ” Вчення Демокрита підтримували Епікур, Лукрецій Кар, та інші філософи. Відомий фізик сучасності Н. Бор написав, що теперішнє покоління збирає врожай, посіяний грецькими атомістами.

Але антична атомістика не вплинула на розвиток науки о речовині тому, що не була підтримана експериментально. Відродженню хімічної атомістики поклав Р. Бойль (1627-1691), який вважав, що лише попередній експеримент дає підстави для розвитку теорії. Він встановив, що властивості речовин залежать від їх складу і вперше зробив спробу застосувати атомістику до реальних хімічних процесів.

Важливий вклад у розвиток хімічної атомістики вніс М.В. Ломоносов (1711-1765), суть корпускулярної теорії якого викладено в роботі „Елементи математичної хімії” (1741). М.В. Ломоносов ввів уяву о двох якісно різних видах часток матерії – об атомах („елементах” за Ломоносовим), взаємодією яких зумовлені хімічні перетворення, та молекулах (корпускулах), рух яких лежить в основі фізичних процесів.

Загальні положення цієї теорії слідує:

1. Усі речовини складаються з корпускул (молекул)
2. Молекули складаються з „елементів” (атомів)
3. Частинки - молекули й атоми – перебувають у безперервному русі. Тепловий стан тіл є результатом руху їх частинок.
4. Молекули простих речовин складаються з однакової кількості одних і тих же атомів, поєднаних однаковим чином.
5. Молекули складних речовин складаються з різних атомів і з'єднані різним чином в різній кількості (прообраз майбутньої теорії хімічної будови).

Лише в 1808 році Д.Дальтон в книзі „Нова система хімічної філософії” виклад основні положення атомістики, які повторюють вчення Ломоносова. Дальтон розвиває атомно-молекулярну теорію далі. Приймаючи атомну масу водню за одиницю, він складає таблицю відносних атомних мас, визначає відносні молекулярні маси води, оксидів вуглецю та азоту, амоніаку та сірчаної кислоти. Вводить символи хімічних елементів, формули хімічних сполук, по формулам розраховує склад речовин. Відкриває закони кратних відносин, парціальних тисків газів і

залежності розчинення газів від їх парціального тиску. Однак Дальтон заперечував існування молекул у простих речовин, що заважало подальшому розвитку хімії. Ці труднощі були подолані італійським вченим Амадео Авогадро, який припустив, що молекули простих газів – кисню, азоту, хлору – двохатомні.

Атомно-молекулярне вчення в хімії остаточно утвердилося лише в середині ХІХ ст.. На Міжнародному з'їзді хіміків в м. Карлсруе в 1860 р. було прийнято визначення понять молекули й атома.

Молекула – це найменша частинка даної речовини, що має її хімічні властивості, які визначаються її складом і хімічною будовою.

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що зберігає всі його хімічні властивості, які визначаються його будовою.

Атом – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого атомного ядра і негативно заряджених електронів.

Атоми входять до складу молекул простих і складних речовин. Поняття молекули й атома співпадають для одноатомних молекул, наприклад, у інертних газах. Їх атоми у вільному стані – це одноатомні молекули.

Згідно з сучасними уявленнями речовини в газоподібному та пароподібному стані складаються з молекул. Більшість твердих (кристалічних) речовин не мають молекулярної структури: їхня кристалічна ґратка складається не з молекул, а з атомів, іонів. Лише деякі кристалічні ґратки мають молекулярні структури. Хімічних зв'язок у речовин з атомною (іонною) структурою досить міцний, тому температури їх плавлення і кипіння високі. У речовин з молекулярною структурою хімічний зв'язок між молекулами менш міцний, ніж між атомами, тому температури їх плавлення і кипіння порівняно низькі.

Іони – це електрично заряджені частинки, на які перетворюються атоми або молекули при відщепленні чи приєднанні ними електронів.

Кожен окремий вид атомів називається *хімічним елементом*. Позитивний заряд ядра атома, який дорівнює порядковому номеру елемента, є головною його характеристикою та служить відмінною ознакою різних видів атомів.

Хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Відомо 107 елементів.

1.2. Поняття та їх визначення.

Все, що нас оточує, складається з різноманітних тіл. Поняття „матерія” відображає суть реального існування видимих і невидимих об'єктів та явищ природи. Матерія перебуває в безперервному русі і зміні. Рух матерії здійснюється в просторі й часі.

Маса – одна із основних фізичних властивостей матерії, а енергія – кількісна міра руху матерії. Маса і енергія завжди належать певним матеріальним об'єктам як їх властивості. Матерія проявляється в конкретних формах: *речовини й поля*.

Речовина – це форма матерії, яка характеризується масою спокою (атоми, молекули, кристали, електрони, нуклони та ін.).

Поле – форма матерії, яка зумовлює взаємодію між частинками речовини й характеризується в основному енергією. Існують електромагнітні, гравітаційні, ядерні, біологічні і інші поля. Так, фотони – частинки світлового електромагнітного поля – характеризуються сталою швидкістю (~ 300000 км/с) і відсутністю маси спокою. Природа поля є квантовою: його матеріальність характеризується квантами енергії.

Частинки речовини за певних умов можуть перетворюватись в частинки поля й, зворотно, частинки поля – в частинки речовини. Наприклад, при горінні відбувається перехід речовини в поле у вигляді світових фотонів. Відомо, також, що при сутичці електрона з позитроном, обидві частинки зникають з утворенням двох фотонів

$$e^- + e^+ = 2 h\nu$$

Відбувається й зворотній процес.

Атоми хімічних елементів можуть існувати як в вільному стані (при високих температурах), так і входить до складу простих чи складних речовин.

Проста речовина – речовина, що складається з атомів одного елемента.

Складка речовина – речовина, до складу якої входять атоми різних хімічних елементів.

Поняття „*проста речовина*” та „хімічний елемент” різні. Проста речовина характеризується певними густиною, розчинністю, температурами плавлення і кипіння тощо. Ці властивості стосуються *сукупності* атомів і для різних простих речовин вони неоднакові.

Хімічний елемент характеризується певним позитивним зарядом ядра атома, ступенем окислення, ізотопним складом тощо. Властивості елемента стосуються його *окремих* атомів.

Багато хімічних елементів утворюють кілька простих речовин, що відрізняються за будовою та властивостями.

Алотропія – явище існування хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин, різних за будовою і властивостями.

Алотропна форма (модифікація) – конкретний тип простої речовини.

Явище алотропії зумовлено двома причинами:

- 1) різним числом атомів у молекулі (кисень O_2 і озон O_3 , білий фосфор P_4 і червоний фосфор P_8);
- 2) утворення різних кристалічних форм (наприклад, алмаз, графіт і карбід).

Зараз визначені абсолютні маси атомів 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 частини 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 речовин, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів та ін.), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу вуглецю ^{12}C .

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

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

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,

$$A_r \text{Ca} = 40, M(\text{Ca}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$M_r \text{CaCO}_3 = 100, M_r(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$$

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

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

Одиниця молярного об'єму – $\text{м}^3/\text{моль}$ або л/моль .

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

Маса атома (кг, г) – величина, що дорівнює відношенню молярної маси елемента до сталої Авогадро.

$$\text{Так, } m(\text{O}) = \frac{15,999 * 10^{-3} \text{ кг} / \text{моль}^{-1}}{6,02 * 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 2,667 * 10^{-26} \text{ кг}$$

Маса атома дорівнює також добутку відносини атомної маси на атомну одиницю маси: $m = A_r * 1 \text{ а.о.м.}$

$$m(\text{O}) = 15,999 * 1,6608 * 10^{-27} \text{ кг} = 2,667 * 10^{-27} \text{ кг.}$$

Маса молекули (кг, г) – величина, що дорівнює відношенню молярної маси даної речовини до сталої Авогадро

$$m = \frac{M}{N_A},$$

або добутку відносної молекулярної маси на атомну одиницю маси

$$m = M_r * 1 \text{ а.о.м.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18,015 \text{ кг} \cdot \text{моль}^{-1}}{6,02 \cdot 10^{-23} \text{ моль}^{-1}} = 2,992 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 2,992 \cdot 10^{-26} \text{ кг},$$

$$\text{або } m(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \cdot 1,6608 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 2,992 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

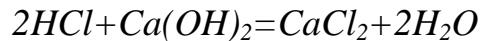
Слід розрізняти *поняття маса і кількість* речовини. Між масою речовини ($m, \text{г}$), кількістю речовини ($n, \text{моль}$) і молярною масою ($M, \text{г/моль}$) існують певні співвідношення:

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

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

Хімічний еквівалент речовини – деяка реальна або умовна частина речовини, яка в кислотно-основних реакціях та реакціях іонного обміну рівноцінна одному атому (одному іону водню) або заміщує його.

Наприклад в реакції:



одному атому водню відповідає $\frac{1}{2} \text{Ca}(\text{OH})_2$. Тобто, $\frac{1}{2} \text{Ca}(\text{OH})_2$ є еквівалентом гідроксиду кальцію в даній реакції. Число $\frac{1}{2}$ називають фактором еквівалентності $f_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2$.

В тих випадках, коли $f_{\text{екв}} = 1$, еквівалент ідентичний самій частинці речовини.

В окисно-відновних реакціях еквівалентом речовини є та умовна частинка, що приймає (окислювач) чи віддає (відновник) один електрон.

Так, в кислотному середовищі іон MnO_4^- приймає 5 електронів, тому $f_{\text{екв}}$ для KMnO_4 дорівнює $1/5$, а еквівалент перманганату калію – $1/5 \text{KMnO}_4$.

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

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

$$M_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot M.$$

Молярний об'єм еквіваленту газу – $V_{\text{екв}}$ – дорівнює добутку фактора еквівалентності газу на молярний об'єм цього газу ($\text{м}^3/\text{моль}$, л/моль)

$$V_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} V_m$$

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

$$n_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}}}.$$

Поняття, одиниці

Термін	Літерне позначення	Одиниця
1	2	3
Абсолютна маса атома, молекули речовини А	$m_{(A)}$	кг, г
Абсолютна температура	T	К
Атомна маса /відносна/	A	а.о.м.
Валентність елемента А	B_A	-
Тиск /парціальний тиск/ компонента А	P_A	Па
Індекс	i, j, k	-
Маса речовини А	m_A	кг, г
Масовий процент елемента А у сполуці	ω_A	%
Молекулярна маса /відносна/ речовини А	$M_{r,A}$	а.о.м.
Молярна маса речовини А	M_A	кг/моль
Молярний об'єм	V_m	г/моль
Об'єм	V	л, м ³
Відносна густина газу А за газом В	D_B^A	--
Густина речовини А	ρ_A	г/мл, кг/м ³
Температура за шкалою Цельсія	t°	⁰ С
Універсальна газова стала	R	Дж/(моль*К)
Кількість речовини А	n_A	моль
Кількість речовини еквівалента	$n_{екв, A}$	моль(екв)
Молярна маса еквівалента речовини А	$M_{екв A}$	г/моль
Молярний об'єм еквівалента речовини А	$V_{екв, A}$	м ³ /моль, л/моль

1.3 Хімічні символи, формули, рівняння.

Елементи прийнято позначати *хімічними символами*. Символ – умовний знак хімічного елемента, який складається з перших букв латинської назви елемента. Наприклад, назва водню – Hydrogenium, позначення – Н, кисню Oxigenium – О, заліза Ferrum – Fe та інші.

Склад простих та складних речовин зображується за допомогою *хімічних формул*.

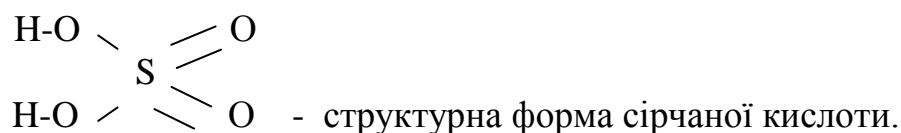
Хімічна формула – символічний запис складу або структури молекули, іона радикала. Розрізняють хімічні формули емпіричні, структурні, електронні.

Емпірична формула – хімічна формула, що показує якісний склад і співвідношення між кількостями атомів елементів у молекулі речовини (тобто кількісний склад). Наприклад, формула H_2SO_4 показує, що це сірчана кислота.

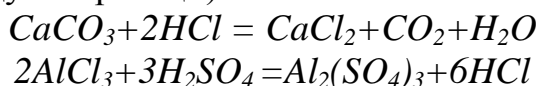
Індекс – цифра у хімічній (емпіричній) формулі речовини, що стоїть знизу праворуч від символу хімічного елемента і вказує кількість атомів даного хімічного елемента у молекулі речовини.

Структурна формула – хімічна формула, що характеризує взаємне розташування атомів у молекулі.

Валентність – здатність атомів утворювати певну кількість хімічних зв'язків з іншими атомами. Одиниця валентності у структурній формулі зображується рисою



Хімічні рівняння записують за допомогою хімічних формул і символів. Вони служать для зображення хімічних реакцій і відображають закон збереження маси. У кожному рівнянні є дві частини, сполучені знаком „дорівнює”. У лівій частині записують формули речовин, що вступають в реакцію (*реагентів*), у правій – формули речовин, що утворюються внаслідок реакції (продуктів реакції).



Коефіцієнти перед формулами речовини у рівнянні хімічних реакцій називаються *стехіометричними коефіцієнтами* і вказують число молекул (моль), що беруть участь у реакції.

Підбір коефіцієнтів у хімічному рівнянні здійснюється шляхом простих міркувань після того, як записана схема реакції.

Стехіометричні кількості – кількості речовини, що відповідають рівнянню реакції або формулі.

Стехіометричні розрахунки – це розрахунки за хімічними формулами і рівняннями, а також виведення формул речовин і рівнянь реакцій.

1.4 Класифікація хімічних реакцій.

Відповідно до атомно-молекулярного вчення і закону збереження маси під час хімічних реакцій з атомів речовин, що вступили в реакцію,

утворюються нові речовини (як прості, так і складні), причому загальна кількість атомів кожного елемента завжди залишається однаковою.

Речовини, взаємодіючи одна з одною, зазнають різних змін і перетворень. Слід розрізняти хімічні і фізичні явища.

Хімічні явища – це явища, при яких одні речовини перетворюються на інші, різні за складом і властивостями, але при цьому не відбувається зміна складу ядер атомів.

Процеси горіння, іржавіння заліза, виникнення електричного струму в гальванічних елементах та інші – *це хімічні явища, хімічні перетворення, хімічні реакції або хімічні взаємодії.*

Хімічні явища завжди супроводжуються фізичними.

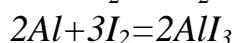
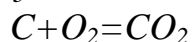
При *фізичних явищах* змінюється фізична форма чи фізичний стан речовин, або утворюються нові речовини за рахунок зміни складу ядер атомів.

Наприклад, проходження електричного струму по металевому провіднику, плавлення металу, перетворення води на лід й пару тощо.

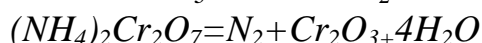
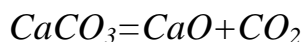
Хімічні реакції класифікують за різними ознаками.

1. *За ознакою зміни числа вихідних і кінцевих речовин* реакції поділяються на такі типи: сполучення, розкладу, заміщення та обміну.

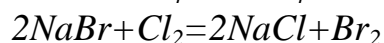
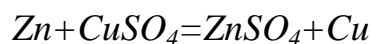
Реакція сполучення – реакція, в ході якої з двох або кількох речовин утворюється одна нова складна речовина



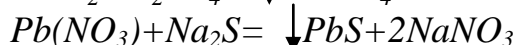
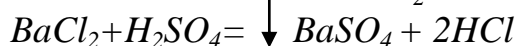
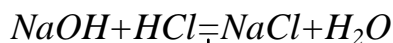
Реакція розкладу – реакція, внаслідок якої з однієї складної речовини утворюється кілька нових речовин



Реакція заміщення – реакція між простими і складними речовинами, внаслідок якої атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини й утворюються нові прості та складні речовини



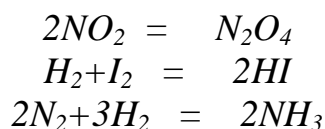
Реакція обміну – реакція, в ході якої складні речовини обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи нові складні речовини



2. За ознакою оборотності реакції поділяються на оборотні та необоротні.

Оборотні реакції – це такі реакції, які одночасно відбуваються у двох взаємно протилежних напрямках.

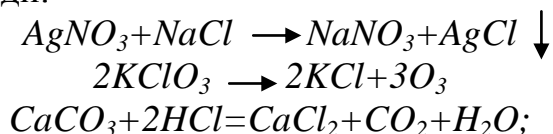
У рівняннях оборотних реакцій між лівою і правою частинами ставлять дві стрілки, напрямлені у протилежні боки



Необоротні реакції – це такі реакції, які відбуваються тільки в одному напрямі і завершуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин у кінцеві речовини.

Під час перебігу необоротних реакцій утворюються:

1) продукти, які виходять із сфери реакції – випадають у вигляді осаду, виділяються у вигляді газу, або у вигляді малодисоційованої сполуки, наприклад, води:



2) продукти, які супроводжуються виділенням великої кількості енергії, наприклад, горіння ацетилену:

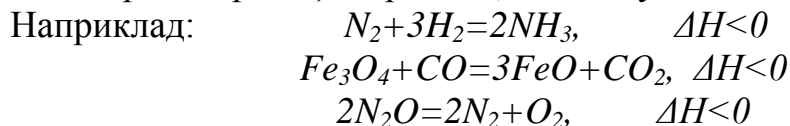


У рівняннях необоротних реакцій між лівою і правою частинами ставиться знак „дорівнює”, або стрілка.

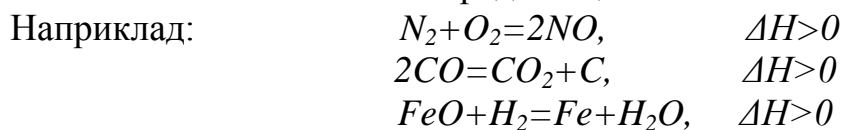
Необоротних реакцій не так багато. Більшість реакцій оборотні.

3. За ознакою виділення або поглинання теплоти.

Екзотермічні реакції – реакції, що відбуваються з виділенням теплоти.



Ендотермічні реакції – реакції, що відбуваються з поглинанням теплоти з навколишнього середовища.



Кількість теплоти, що виділилась чи поглинулася в результаті реакції, називається *тепловим ефектом процесу*.

Тепловий ефект реакції залежить від температури і тиску, тому домовилися зазначати його для стандартних умов: $T = 298 \text{ K}$,
 $p = 101325 \text{ Па}$.

Суть теплового ефекту реакції ΔH в тому, що від дорівнює теплоті Q з зворотнім знаком, що виділилася чи поглинулася під час реакції

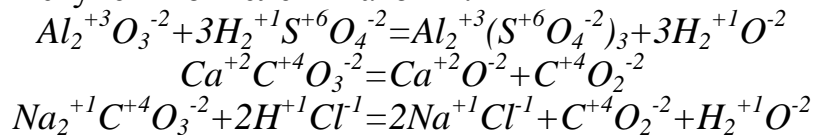
$$\Delta H = -Q$$

Знаки теплових ефектів вважаються додатними до ендотермічних процесів (теплота поглинається, $Q < 0$, а $\Delta H > 0$) і від'ємними для екзотермічних процесів (теплота виділяється, $Q > 0$, а $\Delta H < 0$).

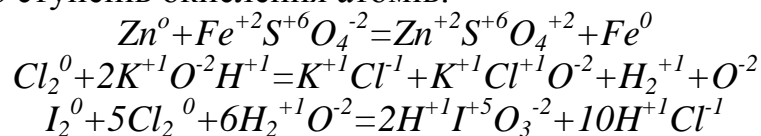
4. За ознакою зміни ступеня окислення атомів, що входять до складу речовин, які реагують між собою розрізняють реакції, що відбуваються без зміни ступенів окислення атомів, і окислювально-відновні реакції (зі зміною ступенів окислення атомів).

Наприклад:

а) без зміни ступенів окислення атомів:



б) зі зміною ступенів окислення атомів:



1.5 Питання до самоконтролю

1. Що є предметом вивчення хімії? Як хімія пов'язана з іншими науками?

2. Дайте визначення понять: матерія, речовина, поле, маса, енергія. В чому суть співвідношення Ейнштейна?

3. Сформулюйте поняття: а) елемент, атом, молекула; б) проста і складна речовина.

4. Чому число відомих простих речовин перевершує число відомих елементів? Чим відрізняються алотропні модифікації?

5. Визначте, що називається відносною атомною і молекулярною масами.

6. Як обчислити абсолютні маси атома і молекули?

7. Які дві основні фізичні величини є характеристикою речовини? В яких одиницях вони вимірюються?

8. В яких одиницях вимірюють атомну масу й молекулярну маси? В яких – абсолютні маси атома й молекули?

9. Дайте визначення поняття „моль”. Чи можна сказати „моль атомів”, „моль молекул”, „моль іонів”, „моль електронів”?

10. Чим відрізняються поняття „молярна маса” і „молекулярна маса”?
11. Які величини називають молярною масою й молярним об’ємом? Чому дорівнює значення V_m для газів (н.у.)?
12. Що називається фактором еквівалентності? Чим визначається його значення для елементів, простих та складних іонів, кислот, основ, оксидів, солей, для частки речовини в окисно-відновних реакціях? Навести приклади.
13. Що називається еквівалентом речовини? При якій умові еквівалент ідентичний самій частинці речовини?
14. Що називають молярною масою еквівалента речовини? Чому вона дорівнює для кислот та основ в реакціях повної нейтралізації?
15. Що називають кількістю речовини еквівалента? Чому дорівнює ця величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і H_3PO_4 (в реакції повної нейтралізації); взятих в кількості речовини 1 моль?
16. Яку величину дають для елемента відношення $M/M_{\text{екв}}$ та $A_r/M_{\text{екв}}$.
17. Чи являється молярна маса еквівалента та кількість речовини еквівалента величинами сталими? Як розраховують ці величини для елемента простої та складної речовини?
18. Чому одна й та сама речовина може мати різні значення молярної маси еквівалента?
19. В чому суть атомно-молекулярного вчення? Сформулюйте його основні положення.
20. Визначте поняття „хімічний символ”, „хімічна формула”, „рівняння реакції”.
21. За якими ознаками класифікують хімічні реакції?
22. Які реакції називаються екзо- та ендотермічними?
23. Які реакції називають оборотними та необоротними?
24. Які реакції відносяться до реакцій сполучення, розкладу, обміну та заміщення?
25. Які реакції відносяться до окислювально-відновних?
26. Що показує хімічна формула сполуки?
27. Чим відрізняється простіша формула від молекулярної?
28. Яка кількість структурних одиниць знаходиться в 1 моль речовини?
29. Що називається сталою Авогадро й чому вона дорівнює? Як використовують її для визначення мас атомів і молекул?
30. Від чого залежить еквівалент хімічного елемента?

2. Основні закони хімії

Закони, на які спирається атомно-молекулярне вчення називають основними. До них належать закони збереження маси, енергії, сталості складу, кратних та об'ємних відношень, закон Авогадро, рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона), закон парціальних тисків, закон еквівалентів. Ці закони отримали назву *стехіометричних*.

Стехіометрія – розділ хімії, який вивчає кількісне (масові та об'ємні) співвідношення між речовинами в хімічних процесах (від грецьк. – stoicheion – основа, начало, елементний склад та – metreo – міряти).

Ці закони підтверджують атомно-молекулярне вчення – основу *нової хімії*. У свою чергу, атомно-молекулярне вчення пояснило основні закони хімії.

Треба звернути увагу, що закони стехіометрії, як і інші, мають певні обмеження. Вони справедливі для речовин в газоподібному та пароподібному стані, тобто, речовин з молекулярною структурою.

Нова хімія бере початок з робіт М.В.Ломоносова – відкриття закону збереження матерії, розвитку і застосування в хімії атомно-молекулярного вчення.

Сучасна хімія почалась з відкриття періодичного закону і періодичної системи елементів Д.І.Менделєєвим.

2.1 Закон збереження матерії

М.В.Ломоносов вперше вказав на незнищуваність матерії та руху „Усі переміни в натурі, які трапляються, такого суть стану, що скільки чого в одного тіла віднімається, стільки додається до другого. Так, якщо десь убуде трохи матерії, то примножиться в іншому місці. Сей всезагальний природний закон сягає і в самі правила руху: бо тіло, що рухає своєю силою інше, стільки ж оної у себе втрачає, скільки передає іншому, котре від нього рух дістає”.

М.В.Ломоносов сформулював в 1748 р. і експериментально довів закон збереження маси (1756р.) речовини:

Маса речовин, що вступають в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Цей закон експериментально підтвердив і сформулював незалежно від Ломоносова в 1789 р. Лавуазьє.

Закон збереження енергії в 1840р. сформулював Роберт Майер:
Будь-яка форма енергії здатна перетворюватися у еквівалентну кількість будь-якої іншої форми. Хімічна енергія перетворюється в теплову, хімічна – в електричну, електрична – в теплову і т. ін.

Закон збереження маси речовин і закон збереження енергії – це дві сторони єдиного закону природи – *закону збереження матерії*.

В ізольованій системі сума мас та енергій є величиною сталою.

Цей закон відтворює єдність вічно рухомої матерії. Ця єдність виражається простим співвідношенням маси та енергії E в рівнянні Ейнштейна:

$$E = mc^2$$

Де c – швидкість світла у вакуумі – $2,998 \cdot 10^8$ м/с.

З цієї формули випливає, що речовини можуть звільняти величезну кількість енергії. Під час ядерних реакцій, при яких виділяється величезна кількість енергії, за формулою Ейнштейна можна визначити дефект маси - Δm , яка дорівнює малій величині $-n \cdot 10^{-9}$ г.

Тобто, в ізольованій системі одні речовини, взаємодіючи, виділяють енергію, зменшують масу; інші, поглинають енергію й на таку саму величину її збільшують.

Отже, наряду з законом збереження енергії існує закон збереження маси речовини.

2.2 Закон сталості складу речовини

Закон сталості складу вперше сформулював французький вчений – хімік Ж. Прует в 1808р.

Кожна чиста речовина незалежно від способу її добування завжди має сталий якісний і кількісний склад.

Атомно-молекулярне вчення дає змогу пояснити закон сталості складу: оскільки атоми мають сталу масу, то й масовий склад речовини в цілому сталий.

Так, у складі хімічно чистої води, незалежно яким би способом її добули, буде завжди 11,11% водню і 88,89% кисню.

Але французький хімік Бертолле заперечував закон сталості складу. Тепер виявилось, що закон сталості складу має обмеження, оскільки одержано нові речовини, хімічний склад яких залежить від способу їх добування.

За пропозицією М.С. Курнакова речовини, що мають постійний склад, отримали назву *дальтоніди*, а речовини, що мають змінний склад - *бертоліди*. Дальтоніди утворюють кристалами молекулярного типу. До бертолідів належать деякі оксиди ($\text{TiO}_{0,7-1,3}$), сплави (AuZn , AuZn_3), гідриди, сульфідиди, нітриди, карбідиди ($\text{TiC}_{0,6-1}$), силіциди (сполуки з кремнієм), сполуки, які мають не молекулярну структуру. У зв'язку з наявністю сполук змінного складу сучасне формулювання закону сталості складу таке:

Склад сполук з молекулярною структурою, тобто таких, що складаються з молекул є сталими незалежно від способу добування. А склад сполук з немоллекулярною структурою (атомною, іонною і металевою ґратками) не сталий і залежить від умов добування.

2.3 Закон кратних відношень.

Вивчаючи сполуки молекулярного типу, сталого складу, Д. Дальтон (1766-1844) відкрив закон кратних відношень (1803):

Якщо два елемента утворюють кілька сполук, то маси одного з елементів, що приходить у цих сполуках на одну й ту саму масу іншого, співвідносяться між собою як невеликі цілі числа.

Так, водень з киснем утворюють дві сполуки: H_2O і H_2O_2 кількісний склад H_2O – 11,11% водню та 88,89% кисню і відповідно кількісний склад H_2O_2 : -5,88% водню та 94,12% кисню.

Складемо відношення кисню до водню у першій і других сполуках:

$$O:H = \frac{88,89}{11,11} : \frac{94,12}{5,88} = 8:16 = 1:2$$

Отже, масові кількості кисню, які припадають на одну масову кількість водню, знаходяться між собою в простих кратних відношеннях.

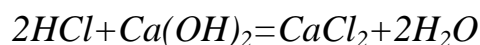
2.4 Закон еквівалентів.

Вивчаючи співвідношення мас кислот, основ, які взаємодіють з утворенням солей, І. Рихтер в 1792-1800р.р. прийшов до висновку, що маси сполук, які взаємодіють між собою, відносяться як прості цілі числа.

Пізніше в роботах Дальтона і Волостона (1804-1808) були встановлені сполучені ваги або еквіваленти, пропорційно яким повинно брати маси реагуючих речовин.

Хімічний еквівалент – деяка умовна або реальна частина речовини, що реагує без залишку з 1 моль атомарного водню або заміщує таку саму кількість водню у хімічній реакції.

Наприклад, у реакції



одному атому водню відповідає $\frac{1}{2} Ca(OH)_2$. Отже, $\frac{1}{2} Ca(OH)_2$ й буде еквівалентом гідроксиду кальцію в даній реакції. Число $\frac{1}{2}$ називають фактором еквівалентності $f_{екв}(Ca(OH)_2) = 1/2$.

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

Молярна маса еквівалента речовини (г/моль) дорівнює добутку фактора еквівалентності на молярну масу цієї речовини

$$M_{екв}(B) = f_{екв} M(B)$$

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

$$V_{екв}(B) = f_{екв} * V_m(B)$$

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. В хімії, особливо в аналітичній та фізичній, часто використовують водні розчини солей, кислот та основ, концентрацію яких виражають числом еквівалентів речовини, розчиненої в 1л розчину та називають еквівалентною концентрацією $C_{екв}$.

Для розчинів, концентрація яких виражається

$$C_{екв} = \frac{n_{екв}}{V} \text{ або } C_{екв} = \frac{m}{M_{екв} * V}$$

Можна записати
$$C_1 V_1 = \frac{m_1}{M_{екв1}} = \frac{m_2}{M_{екв2}}$$

або

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Експериментально можна визначити молярну масу еквівалента речовини як гравіметрично, так і об'ємними методами, які використовують в практиці кількісного аналізу речовини.

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

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

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

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)

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

Наприклад,

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

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

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

Наприклад,

$$f_{екв}(Na_2O) = \frac{1}{1 * 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(MgO) = \frac{1}{1 * 2} = \frac{1}{2}; \quad f_{екв}(Al_2O_3) = \frac{1}{3 * 2} = \frac{1}{6};$$

Фактор еквівалентності солі дорівнює добутку числа атомів металу на валентність металу

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

Наприклад,

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

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

2.5 Закони ідеальних газів

Оскільки гази є найпростішим об'єктом для дослідження, то їхні властивості і реакції між газоподібними речовинами вивчені найповніше. Вивчення властивостей газів підтвердило реальність існування атомів і молекул, тобто дискретну будову матерії.

2.5.1 Закон об'ємних відношень

В 1808 році французький вчений Ж.Л.Гей-Люссак провів чисельні досліди над зміною об'ємів газів в хімічних реакціях, в результаті яких сформулював закон об'ємних відношень.

Об'єми газів, що вступають в реакцію при однакових умовах (температура і тиск), відносяться між собою і до об'ємів газоподібних продуктів реакції, як прості цілі числа.

Якщо відбувається реакція $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$, то витрачаються однакові об'єми водню та хлору і утворюються два об'єми хлористого водню.

Тобто об'єми газів відносяться як

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2$$

Прості об'ємні відношення були знайдені і для інших реагуючих газів.

Закон об'ємних відношень є наслідком закону кратних відношень і ще раз доводить дискретну будову речовини та реальне існування молекул. На цьому законі основані методи газового аналізу.

2.5.2 Закон Авогадро. Визначення молярних мас.

Вивчаючи властивості газів, закон об'ємних відношень для газів, Авогадро висунув гіпотезу, яка згодом була підтверджена експериментально і отримала назву *закону Авогадро* (1811 р.)

В рівних об'ємах будь-яких газів за однакових умов (температура і тиск) міститься однакова кількість молекул.

Із закону Авогадро випливають важливі наслідки:

1) Оскільки 1 моль будь-якого газу містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, то за однакових умов він завжди займає один і той самий об'єм.

2) За нормальних умов ($p=101325\text{Па}$, $T=273\text{К}$ або 0°C) 1 моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л.

Стала $V_m = 22,4$ л – молярний об'єм газу за н.у.

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

де V - об'єм газу за н.у.

3) Якщо об'єми двох газів дорівнюють один одному за сталих умов, то кожний з цих газів має і однакові кількості молекул і моль (n)

$$n_1 = n_2$$

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;

то $\frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2}$, 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 $D = \frac{M_1}{M_2}$; $D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}$.

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

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{M(\text{H}_2)}; M = 2D_{\text{H}_2}.$$

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

$$M = 29D_n.$$

Визначення молекулярних мас показало, що молекули простих газів складаються з двох атомів (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2), а молекули благородних газів – з одного атома (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn). Однак молекули деяких інших простих речовин складаються з трьох і більше атомів.

Наприклад, молекула озону – O_3 , фосфору – P_4 , P_8 , пари сірки при невисоких температурах – S_8 .

2.5.3 Рівняння стану ідеального газу (рівняння Менделєєва-Клапейрона)

Рівняння стану ідеального газу об'єднує всі закони ідеальних газів, використавши закони Бойля-Маріотта й Гей-Люссака. Три параметри – об'єм V , тиск P і температура T ($T=273 + t$) – визначають фізичний стан газу. Тиск $1.013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт.ст) і температура 273 К (0°C) називають нормальними умовами стану газу, що в літерних позначеннях цих величин вказується індексом: p_0 , T_0 . Об'єм газу при н.у. – V_0 .

Закон Бойля-Маріотта:

При сталій температурі об'єм даної кількості газу змінюється обернено пропорційно тиску

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1} \text{ або } p_1V_1 = p_2V_2 = p_3V_3 = \dots, \text{ тобто } pV = \text{const.}$$

Закон Гей-Люссака:

При сталому тиску об'єм газу змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

При сталому об'ємі :

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Об'єднаний закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака: дає рівняння стану газу:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

Якщо здійснюється перехід до нормальних умов, то $\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V p}{T}$.

На основі цих законів Клапейрон одержав рівняння: $\frac{p V}{T} = \text{const.}$

Д.І.Менделєєв застосував це рівняння для 1 моль газу.

Для будь-якого газу кількістю речовини 1 моль величина $\frac{V_0 p_0}{T_0}$ стала і

однакова, тому її називають універсальною газовою сталою R .

Якщо $\frac{V_0 p_0}{T_0} = R$, то $pV = RT$

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

Оскільки n рівно відношенню маси речовини до її молярної маси

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

то $pV = \frac{m}{M}RT$, якщо $V, \text{ м}^3$ та $pV = 1000 \frac{m}{M}RT$, коли $V, \text{ л}$.

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.

Величина R має дуже важливе значення і входить в рівняння фізики і хімії. R можна вимірювати в різних одиницях. Чисельні значення універсальної газової сталої залежать від того, в яких одиницях вимірюється об'єм та тиск газу. Оскільки в системі СІ одиниця об'єму – м^3 , а одиниця тиску – паскаль (Па), то підставляючи відповідні значення в

формулу
$$R = \frac{V_0 P_0}{T_0},$$

Одержимо

$$R = \frac{22,4 * 10^{-3} \text{ м}^3 * 1,0133 * 10^5 \text{ Па}}{\text{моль} * 273 \text{ К}} = 8,314 \frac{\text{м}^3 \text{ Па}}{\text{моль} * \text{К}} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} * \text{К}}$$

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.

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

Крім рівняння Менделєєва-Клапейрона для визначення молярних мас газоподібних та пароподібних речовин можна використати їх молярні об'єми та густину.

Визначення густини газу за молярною масою.

Густина речовини в будь-якому агрегатному стані дорівнює відношенню маси до відповідного об'єму ($\text{кг}/\text{м}^3$, $\text{г}/\text{л}$)

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Це поняття застосовують щодо сплавів, розчинів, газових сумішей

$$\rho_{(T)} = \frac{M}{Vm}$$

де M – молярна маса; Vm – молярний об'єм.

За нормальних умов

$$\rho_{(T)} = \frac{M}{0,224} (\text{кг}/\text{м}^3); \quad \rho_{(T)} = \frac{M}{22,4} (\text{г}/\text{л})$$

За умов, відмінних від нормальних:

оскільки $pV = RT$; звідси $V = \frac{RT}{p}$;

тоді маємо

$$\rho = \frac{Mp}{RT}.$$

2.5.4 Закон парціальних тисків (закон Дальтона)

Парціальним тиском називають ту частину загального тиску газової суміші, яка зумовлена цим газом. *Парціальний тиск газу у суміші* – такий тиск, який мав би цей газ, якби він один займав при такій самій температурі весь об'єм, що його займає суміш газів.

Закон Дальтона:

Загальний тиск суміші газів ($P_{заг}$), які хімічно не взаємодіють один з одним, дорівнює сумі парціальних тисків газів, що складають суміш

$$P_{заг} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

Парціальний тиск газу прямо пропорційний його об'ємній або молярній долі в суміші.

Повітря – суміш газів: 21% O_2 , 78% N_2 та 1% домішок. $P_n = 1 \text{ атм}$.

$$P_n = 0,21 * P(O_2) + 0,78 * P(N_2) + 0,01 P(\text{домішки})$$

$$P_n = 0,21 \text{ атм}(O_2) + 0,78 \text{ атм}(N_2) + 0,01 \text{ атм}(\text{дом.})$$

Коли газ збирається над водою, він завжди насичений водяними парами і в цьому випадку загальний тиск дорівнює сумі парціальних тисків цього газу й парів води

$$P_{заг} = P_{(г)} + P(H_2O),$$

звідси

$$P_{(г)} = P_{заг} - P(H_2O)$$

2.6. Визначення молярних мас еквівалентів

Для експериментального визначення молярних мас еквівалента хімічних елементів використовують:

- 1)прямий метод, заснований на даних по синтезу водневих або кисневих сполук елемента;
- 2)непрямий метод, в якому замість водню та кисню використовують інші елементи з відомим еквівалентом;
- 3)метод витиснення водню з кислоти металом;
- 4)аналітичний метод, заснований на визначенні масової долі елемента в одній із його сполук;
- 5)електрохімічний метод, який використовує дані електролізу.

Якщо для елемента відомі A_r і значення ступені окислення, то молярна маса еквівалента дорівнює відношенню $M_{екв} = \frac{A_r}{B}$,

де V називають *стехіометричною* валентністю.

Для складних сполук молярну масу і кількість речовини еквівалента можна знайти по фактору еквівалентності ($f_{екв}$), який характеризує їх в даній реакції.

Приклад 1. Чому дорівнює молярна маса еквівалента металу, якщо 2,28 г металу при взаємодії з киснем утворюють 3,78 г оксиду.

Розв'язок:

а) $m(O_2) = m(\text{оксиду}) - m_{Me}$

$$m(O_2) = 3,78\text{г} - 2,28\text{г} = 1,50\text{г}$$

б) згідно закону еквівалентів

$$\frac{m(Me)}{m(O_2)} = \frac{M_{екв}(Me)}{M_{екв}(O_2)}; \quad M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) * M_{екв}(O_2)}{m(O_2)}$$

Оскільки $M_{екв}(O_2) = f_{екв} * M = \frac{1}{4} * 32 = 8\text{г/моль}$

то $M_{екв}(Me) = \frac{2,28\text{г} * 8\text{г/моль}}{1,50\text{г}} = 12,16\text{г/моль}$.

Приклад 2. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 1,8 г металу при взаємодії з хлором утворюють 7,05 г хлориду

Розв'язок:

а) $m(Cl_2) = m(\text{хлориду}) - m_{Me}$

$$m(Cl_2) = 7,05 - 1,80 = 5,25\text{г}$$

б) $M_{екв}(Cl_2) = f_{екв} * M = \frac{1}{2} * 71 = 35,5\text{г/моль}$

в) $M_{екв}(Me) = \frac{m(Me) * M(Cl_2)}{m(Cl_2)} = \frac{1,8 * 35,5}{5,25} = 12,17\text{г/моль}$

Приклад 3. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,0547г металу витінає із кислоти 50,4 мл водню при н.у.

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

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

Приклад 4. Аналізом встановлено, що масова доля вуглецю в однієї із його бінарних сполук з воднем становить 75%. Яка молярна маса еквівалента вуглецю і його валентність (V)?

Розв'язок:

а) $m(H_2) = m_{сполуки} - m(C) = 100 - 75 = 25\text{г}$

$$\text{б) } M_{\text{екв}}(\text{H}_2) = f_{\text{екв}} * M_{\text{H}_2} = \frac{1}{2} * 2 = 1 (\text{г/моль})$$

$$\text{в) } M_{\text{екв}}(\text{C}) = \frac{m(\text{C}) * M_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{75 * 1}{25} = 3 (\text{г/моль})$$

$$\text{г) } V(\text{C}) = \frac{M}{M_{\text{екв}}} = \frac{12 \text{ г/моль}}{3 \text{ г/моль}} = 4$$

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

Розв'язок:

$$\text{а) } f_{\text{екв}}(\text{Fe}^{3+}) = 1/3$$

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

Еквівалент і його молярну масу можна знайти на основі закону еквівалентів, згідно якому реакція між речовинами відбувається як взаємодія між їх еквівалентами. Таким чином, можна розрахувати молярну масу еквівалента невідомої речовини.

Приклад 6. Визначити молярну масу еквівалента кислоти, якщо її маса 1,225 г повністю нейтралізована гідроксидом натрію масою 1,000 г.

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

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

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

2.7. Визначення відносних атомних мас

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.

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

Для більшості простих речовин в твердому стані ця величина приблизно однакова 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 і її краще застосовувати для визначення атомних мас, більших 35 а.о.м. Для одержання точних результатів експериментально визначається також молекулярна маса еквівалента металу.

Приклад. Для визначення відносної атомної маси металу експериментально знайдено: його питома теплоємність $C_p \approx 0,454 \text{ Дж}/(\text{Г}^{\circ}\text{К})$ і масова доля металу в його оксиді – 70,97%.

Розв'язок:

а) за правилом атомних теплоємностей знаходимо наближену величину M і A_r : $M = \frac{26}{C_p} = \frac{26 \text{ Дж}/(\text{моль}^{\circ}\text{К})}{0,454 \text{ Дж}/(\text{г}^{\circ}\text{К})} = 57,3 \text{ г/моль}$ або $A_r = 57,3 \text{ г/моль}$

б) обчислюємо молярну масу еквівалента металу

$$M_{\text{екв}} = \frac{m(\text{Me}) * M_{\text{екв}}(\text{O}_2)}{m(\text{O}_2)} = \frac{70,97 * 8}{29,03} = 19,5 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{O}_2) = m(\text{окси́ду}) - m(\text{Me}) = 100 - 70,97 = 29,03 (\%)$$

в) визначаємо стехіометричну валентність металу

$$B = \frac{M}{M_{\text{екв}}} = \frac{57,3}{19,5} = 2,9 \approx 3.$$

г) знаходимо точне значення A_r

$$A_r = M_{\text{екв}} * B = 19,5 * 3 = 58,5.$$

Метод Канніцаро засновано на визначенні відносних молекулярних мас й масового складу якомога більшого числа сполук даного елемента.

Згідно одержаних даних знаходять можливі значення A_r із пропорції:

$$\frac{M_r - 100\%}{A_r - \omega} = \frac{\omega\%}{100\%}$$

Найменші отримані значення приймають за істинне значення відносної атомної маси елемента.

2.8. Питання до самоконтролю

1. Сформулюйте закон збереження матерії. Чому цей закон часто називають законом збереження маси? Яка з цих назв більш строга?
2. Чому при хімічних реакціях маса речовин не змінюється?
3. Як атомно-молекулярне вчення пояснює закон сталості складу? Сформулюйте цей закон. Чи завжди виконується цей закон? Які в нього обмеження?
4. Які речовини називаються дальтонідами?
5. Як називають речовини змінного складу? Яка причина утворення речовин змінного складу?
6. Сформулюйте закон кратних відношень.
7. Сформулюйте закон еквівалентів. Що називається хімічним еквівалентом речовини?
8. Чи може одна й та сама речовина мати різні значення молярної маси еквівалента? Від чого це залежить?
9. Як визначити фактор еквівалентності, еквівалент, й молярну масу еквівалента в кислотно-основних реакціях, реакціях іонного обміну для кислот, основ солей та оксидів?
10. Що являється еквівалентом і як знаходиться його молярна маса для одноосновних кислот, одно кислотних основ і солей, які утворюються при їх взаємодії?
11. Які закони об'єднуються під назвою „закони ідеальних газів”? Які гази називають ідеальними?
12. Які параметри визначають фізичний стан газу й які умови стану газу називають нормальними?
13. Сформулюйте закони, які визначають фізичний стан газу при умові сталого третього параметра?
14. Як з рівняння стану газу отримати рівняння Менделєєва-Клапейрона? Яка величина називається універсальною газовою сталою і в яких одиницях її можна визначити?
15. Сформулюйте закон об'ємних відношень.
16. Що називається парціальним тиском газу? Дайте формулювання закону парціальних тисків Дальтона.
17. Як залежить парціальний тиск газів від їх об'ємної та молярної долі в даній суміші?
18. Що називають густиною та відносною густиною? Чи мають ці величини розмірність?
19. При яких умовах відношення мас газів дорівнює відношенню їх молярних або відносних молекулярних мас?
20. Сформулюйте закон Авогадро та наслідки з нього. В чому практична цінність цього закону?

21. За яких випадків рівняння стану ідеального газу застосовне для реальних газів?

22. Які методи існують для визначення молярних мас елементів?

23. Як на основі закону Авогадро визначають молярні маси газоподібних речовин?

24. Які методи існують для визначення молярних мас еквівалентів елементів?

25. Що називають питомою й атомною теплоємністю?

26. Якими методами можна визначити відносні атомні маси?

27. Чому для точного визначення відносних атомних мас металів по їх атомній теплоємності необхідно також і експериментальне визначення молярних мас їх еквівалентів?

28. Чому для визначення відносних атомних мас по методу Канніццаро бажано знайти молярні маси й масовий склад якомога більшого числа сполук даного елемента?

29. Що називають стехіометричною валентністю, відношення яких величин?

30. Що називають сталою Авогадро? Як використовують її для визначення мас атомів і молекул?

3. Розв'язання типових задач

Деякі кратні і часткові одиниці

$1\text{ м} = 10^{-3}\text{ км} = 10^2\text{ см} = 10^3\text{ мм} = 10^6\text{ мкм} = 10^9\text{ нм} = 10^{12}\text{ нм}$
Частки називають: 10^{-6} – мікро-; 10^{-9} – нано-; 10^{-12} – піко-;
 $1\text{ кг} = 10^{-3}\text{ т} = 10^3\text{ г} = 10^6\text{ мг} = 10^9\text{ мкг}$
 $1\text{ м}^3 = 10^3\text{ дм}^3 (10^3\text{ л}) = 10^6\text{ см}^3 (10^6\text{ мл})$.

3.1. Визначення хімічних формул за валентністю

Формули хімічних сполук елементів визначаємо з використанням правила взаємного насичення валентностей:

$$B(A) * i(A) = B(C) * i(C),$$

де B - валентність елементів A та C ; i – індекс.

За цим рівнянням визначаємо валентності хімічних елементів у бінарних сполуках, беручи до уваги, що валентність кисню дорівнює двом, а водню – одиниці.

Задача 1. Визначення формули хімічних сполук.

Приклад. Знайти емпіричну формулу оксидів алюмінію та свинцю, знаючи, що кисень двовалентний, алюміній – тривалентний, свинець – чотиривалентний.

Розв'язок. Записуємо символи хімічних елементів і позначаємо римськими цифрами валентності елементів:



Знаходимо найпростіше відношення між індексами елементів:

$$B(Al) \cdot i(Al) = B(O) \cdot i(O); \quad B(Pb) \cdot i(Pb) = B(O) \cdot i(O)$$

$$\text{Для } Al - 3 \cdot i(Al) = 2 \cdot i(O), \quad \frac{i(Al)}{i(O)} = \frac{2}{3}$$

$$\text{Для } Pb - 4 \cdot i(Pb) = 2 \cdot i(O) \quad \frac{i(Pb)}{i(O)} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$$

Відповідь:

Емпіричні формули: оксиду алюмінію – Al_2O_3 , оксиду свинцю – PbO_2 .

Задача 2. Визначення валентності хімічних елементів у сполуках.

Приклад. Знайти валентність марганцю в його оксиді Mn_2O_7 та кремнію в його гідридi – SiH_4

Розв'язок. Застосовуємо правило взаємного насичення валентностей.

$$\begin{array}{l} \text{Для } Mn_2O_7: \\ B(Mn) \cdot i(Mn) = B(O) \cdot i(O) \\ B(Mn) = \frac{B(O) \cdot i(O)}{i(Mn)} = \frac{2 \cdot 7}{2} = 7 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Для } SiH_4: \\ B(Si) \cdot i(Si) = B(H) \cdot i(H) \\ B(Si) = \frac{B(H) \cdot i(H)}{i(Si)} = \frac{1 \cdot 4}{1} = 4 \end{array}$$

Відповідь. Валентність марганцю в оксиді Mn_2O_7 дорівнює 7. Валентність кремнію в гідридi SiH_4 дорівнює 4.

3.2. Кількість речовини. Молярна маса

Моль – кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць, скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу вуглецю ^{12}C .

Стала Авогадро - $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$ (моль $^{-1}$) – показує число структурних одиниць у молі будь-якої речовини.

Молярна маса (M) – величина, що дорівнює відношенню маси речовини (m) до кількості речовини (n) M , кг/моль; г/моль

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

Задача 3. Визначення кількості речовини в певній масі простих і складних речовин.

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

Розв'язок. $M(\text{Zn}) = 64,4$ 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

$$M(\text{SO}_2) = 1A(\text{S}) + 2A(\text{O}); \quad M(\text{SO}_2) = 1 \cdot 32 + 2 \cdot 16 = 64\text{г/моль}$$

Знаходимо кількість речовини

$$n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)}; \quad n(\text{SO}_2) = \frac{12}{64} \text{ моль} = 0,188\text{моль}$$

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

Задача 4. Визначення маси сполуки за кількістю речовини.

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

Розв'язок. Молярна маса дорівнює

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

визначаємо масу NaI

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

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

Задача 5. Визначення числа структурних одиниць в певній масі речовини.

Число структурних одиниць можна розрахувати, використовуючи сталу Авогадро N_A

$$N = n * N_A,$$

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

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

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

3.3. Атомні і молекулярні маси.

Абсолютна маса атома (молекули) – дійсна маса одиничного атома (одиничної молекули), виражена в кілограмах або грамах.

Відносна атомна маса (A_r) – маса атома, виражена в атомних одиницях маси (а.о.м).

Відносна молекулярна маса (M_r) – маса молекули, виражена в атомних одиницях маси.

Абсолютні величини маси атомів і молекул обчислюють за формулою:

$$m_{\text{атома(молекули)}} = \frac{M}{N_A},$$

де m - маса атома, молекули, виражена в грамах;

N_A - число Авогадро, моль⁻¹

M - молярна маса, г/моль.

Задача 6. Визначення молекулярної маси хімічних сполук.

Якщо $B_i C_j D_k$ - хімічна сполука,

де B, C, D – хімічні елементи; i, j, k – їх індекси,

тоді $M(B_i C_j D_k) = i * A(B) + j * A(C) + k * A(D)$,

де A – атомна маса.

Приклад. Визначити молекулярні маси карбонату натрію – Na_2CO_3 та фосфорної кислоти – H_3PO_4

Розв'язок. $M_r(Na_2CO_3) = 2A(Na) + 1A(C) + 3A(O) =$
 $= 2 * 23 + 1 * 12 + 3 * 16 = 106 (a.o.m.)$

$$M_r(H_3PO_4) = 3A(H) + 1A(P) + 4A(O) =$$
$$= 3 * 1 + 1 * 31 + 4 * 16 = 98 (a.o.m.)$$

Відповідь $M_r(Na_2CO_3) = 106 (a.o.m.)$
 $M_r(H_3PO_4) = 98 (a.o.m.)$

Задача 7. Визначення абсолютної маси атомів і молекул.

Приклад. Визначити масу атома Mg та масу молекули HCl .

Розв'язок. За формулою $m_{атома} = \frac{M}{N_A}$

$$m(Mg) = \frac{24,3г / моль}{6,02 \cdot 10^{23} моль^{-1}} = 4,037 * 10^{-23} г$$

$$m(HCl) = \frac{36,45г / моль}{6,02 * 10^{23} моль^{-1}} = 6,055 * 10^{-23} г$$

Відповідь: $m(Mg) = 4,037 * 10^{-23} г$; $m(HCl) = 6,055 * 10^{-23} г$

3.4. Розрахунки за хімічними формулами.

Масова доля речовини – це відношення маси даної речовини в системі до маси всієї системи $\omega(x) = \frac{m(x)}{m}$,

де $\omega(x)$ - масова доля речовини x ; $m(x)$ – маса речовини x ; m - маса всієї системи.

Масова доля – безрозмірна величина, яка визначається в долях від одиниці, або в процентах.

Треба пам'ятати, що для сполуки $B_iC_jD_k$

$$\omega_B + \omega_C + \omega_D = 1$$

або $\%B + \%C + \%D = 100\%$

Задача 8. Визначення масової долі хімічного елемента у сполуці.

Приклад. Розрахуйте масову долю марганцю в оксиді марганцю (IV) й оксиді марганцю (VII).

Розв'язок. Визначаємо молярні маси речовин

$$M(Mn) = 55г/моль; M(MnO_2) = 87г/моль; M(Mn_2O_7) = 222г/моль$$

Для розрахунків беремо зразок оксидів кількістю речовини 1 моль.

$$m(MnO_2) = n * M(MnO_2) = 87г.$$

$$m(Mn_2O_7) = n * M(Mn_2O_7) = 222г.$$

Оскільки кількість речовини марганцю у MnO_2 - 1 моль, а в оксиді Mn_2O_7 - 2 моль, то маса марганцю в першому оксиді

$$m(Mn) = n * M(Mn); m(Mn) = 55г;$$

у другому оксиді

$$m(Mn) = n * M(Mn); m(Mn) = 2 * 55 = 110г;$$

Рахуємо масову долю марганцю в оксидах:

$$\omega(Mn) = \frac{m(Mn)}{m(MnO_2)}; \omega(Mn) = \frac{55}{87} = 0,632, \text{ або } 63,2\%$$

$$\omega(Mn) = \frac{m(Mn)}{m(Mn_2O_7)}; \omega(Mn) = \frac{110}{222} = 0,495, \text{ або } 49,5\%$$

Задача 9. Визначення маси хімічної сполуки, яка містить певну масу хімічного елемента.

Для сполук із формулою $B_iC_iD_i$

$i * M(B)$ г/моль міститься в $M (B_iC_iD_i)$ г/моль

$m(B)$ г міститься $m (B_iC_iD_i)$ г.

звідси
$$m (B_iC_iD_i) = \frac{m(B) * M (B_iC_iD_i)}{i * M (B)}$$

Приклад. Визначити масу оксиду алюмінію, який містить 5,4 г алюмінію.

Розв'язок. Визначаємо молярні маси

$$M(Al) = 27 \text{ г/моль}; M(Al_2O_3) = 102 \text{ г/моль}$$

Визначаємо масу оксиду Al_2O_3

$$m(Al_2O_3) = \frac{m(Al) * M(Al_2O_3)}{i * M(Al)}$$

$$m(Al_2O_3) = \frac{5,4 * 102}{2 * 27} = 10,2г$$

Задача 10. Визначення маси хімічного елемента, який міститься у певній масі хімічної сполуки з домішкою.

Приклад. Мінерал германію містить 80% діоксиду германію GeO_2 . Знайти масу германію, що міститься у 250г цього мінералу.

Розв'язок.

$$m \text{ чистої речовини} = m \text{ речовини з домішкою} * \omega \text{ чистої речовини}$$

$$m(GeO_2) = m_{\text{мінералу}} * \omega(GeO_2); m(GeO_2) = 250 * 0,8 = 200г$$

Далі визначаємо масу хімічного елемента

$$m(Ge) = \frac{m(GeO_2) * iM(Ge)}{M(GeO_2)}; m(Ge) = \frac{200 * 1 * 72,5}{104,5} = 135г.$$

3.5. Знаходження формул речовин.

Задача 11. Виведення хімічної формули на основі масової долі елементів у сполуці та її молярної маси.

Приклад 1. Згідно з результатами кількісного аналізу невідома сполука містить (%) $H-11,1$; $C - 88,9$. Її молярна маса дорівнює 54 г/моль. Визначити молекулярну формулу сполуки.

Розв'язок. Для розрахунків беремо масу сполуки, що дорівнює 100 г. Тоді маси вуглецю та водню будуть:

$$m(C) = m(\text{сполуки}) * \omega(C); \quad m(C) = 100 * 0,889 = 88,9 \text{ г};$$
$$m(H) = m(\text{сполуки}) * \omega(H); \quad m(H) = 100 * 0,111 = 11,1 \text{ г}.$$

Визначаємо кількість атомарних вуглецю та водню:

$$n(C) = \frac{m(C) * M(\text{cn})}{M(C) * m(\text{cn})}; \quad n(C) = \frac{88,9 * 54}{12 * 100} = 4$$

$$n(H) = \frac{m(H) * M(\text{cn})}{M(H) * m(\text{cn})}; \quad n(H) = \frac{11,1 * 54}{1 * 100} = 6$$

Молекулярна формула C_4H_6 .

Приклад 2. До складу хімічної сполуки входять натрій, фосфор та кисень. Масові долі елементів складають (%): $Na - 34,6$; $P - 23,3$; $O - 42,1$. Визначити простішу формулу сполуки.

Розв'язок. Для розрахунків беремо масу сполуки рівну 100 г, тобто $m(\text{cn}) = 100$ г. Маси натрію, фосфору та кисню становлять:

$$m(Na) = m(\text{cn}) * \omega(Na); \quad m(Na) = 100 * 0,346 = 34,6 \text{ г},$$
$$m(P) = m(\text{cn}) * \omega(P); \quad m(P) = 100 * 0,233 = 23,3 \text{ г},$$
$$m(O) = m(\text{cn}) * \omega(O); \quad m(O) = 100 * 0,421 = 42,1 \text{ г}.$$

Розраховуємо кількість речовини атомарних натрію, фосфору, кисню:

$$n(Na) = \frac{m(Na)}{M(Na)}; \quad n(Na) = \frac{34,6}{23} \text{ моль} = 1,50 \text{ моль};$$

$$n(P) = \frac{m(P)}{M(P)}; \quad n(P) = \frac{23,3}{31} \text{ моль} = 0,75 \text{ моль};$$

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)}; \quad n(O) = \frac{42,1}{16} \text{ моль} = 2,63 \text{ моль}.$$

Знаходимо відношення кількості речовин:

$$n(Na):n(P):n(O) = 1,50:0,75:2,63$$

Поділимо праву частину рівняння на найменше число (0,75).
Отримаємо:

$$n(\text{Na}):n(\text{P}):n(\text{O})=2:1:3,5$$

Оскільки в формулах сполук звичайно цілі індекси, то праву частину збільшуємо в два рази

$$n(\text{Na}):n(\text{P}):n(\text{O})=4:2:7$$

Звідси, простіша формула сполуки – $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$

3.6. Газові закони. Молярний об'єм газу. Об'ємна доля.

Для розрахунків за газовими законами за нормальних умов (н.у. $P=101325 \text{ Па} = 1 \cdot 10^5 \text{ Па}$; $T= 273\text{K}$), використовують такі формули:

$$M=\rho \cdot V_m=D_{\text{нов}} \cdot 29=D_{\text{H}_2} \cdot 2;$$

$$n=\frac{m}{M}=\frac{V_m}{V}=\frac{n_{\text{молекул}}}{N_A},$$

Де M – молярна маса, $г/моль$; ρ - густина газу, $г/л$; $D_{\text{нов}}$, D_{H_2} - відносні густини за повітрям і за воднем; n - кількість речовини газу (число моль); V - об'єм газу, л; V_m - молярний об'єм, $V_m= 22,4 \text{ л/моль}$; $n_{\text{молекул}}$ – число молекул газу; N_A - число Авогадро; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Використовуючи ці дві формули, можна обчислити: число молекул; кількість речовини в об'ємі газу; густину і відносну густину газу за молярною масою газу; молярну масу невідомого газу на основі густини, або відносної густини.

Склад газової суміші визначають за допомогою *об'ємної доли* – відношення об'єму даного компонента до загального об'єму системи, тобто

$$\varphi(x)=\frac{V(x)}{V},$$

де $\varphi(x)$ – об'ємна доля компонента x ;

$V(x)$, V - об'єми компонента x та системи.

Об'ємна доля - φ – безрозмірна величина, яка визначається в долях одиниці, або в процентах.

Приклад 1. Знайти число молекул O_2 , що міститься в 5,6 л кисню.

Розв'язок. Оскільки:

$$\frac{V}{V_m}=\frac{n_{\text{молекул}}}{N_A},$$

То

$$n_{\text{молекул}}=\frac{V \cdot N_A}{V_m}=\frac{5,6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4}=1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Приклад 2. Визначити кількість речовини CO_2 , що міститься в 16,8 л вуглекислого газу.

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

Приклад 3. Знайти об'єм, що займає 60г етану C_2H_6 .

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

Приклад 4. Знайти масу 1 л метану CH_4 (н.у.).

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

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

Тобто маса 1л CH_4 - 0,715 г.

Приклад 5. Знайти відносну густину кисню за повітрям.

Розв'язок.

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

Приклад 6. 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 7. Масові долі газів в суміші газів становлять (%): водню – 35; азоту – 65. Визначити об'ємні долі газів.

Розв'язок. Приймаємо масу суміші газів за 100 г

$$m = 100\text{г}$$

$$m(H_2) = m * \omega(H_2); \quad m(H_2) = 35\text{г,}$$

$$m(N_2) = m * \omega(N_2); \quad m(N_2) = 65\text{г.}$$

Визначаємо кількість речовини водню та азоту

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)}; \quad n(H_2) = \frac{35}{2} = 17,5\text{моль}$$

$$n(N_2) = \frac{m(N_2)}{M(N_2)}; \quad n(N_2) = \frac{65}{28} = 2,32\text{моль.}$$

Молярний об'єм суміші газів – V_m

Об'єми газів:

$$V(H_2) = n(H_2) * V_m; \quad V(H_2) = 17,5V_m$$

$$V(N_2) = n(N_2) * V_m; \quad V(N_2) = 2,32V_m$$

Якщо гази не вступають в взаємодію, то загальний об'єм суміші газів становить:

$$V = V(H_2) + V(N_2); \quad V + 17,5V_m + 2,32V_m = 19,82V_m(\text{л})$$

Визначаємо об'ємні долі газів:

$$\varphi(H_2) = \frac{V(H_2)}{V}; \quad \varphi(H_2) = \frac{17,5 \cdot V_m}{19,82 \cdot V_m} = 0,883 \quad \text{або } 88,3\%$$

$$\varphi(N_2) = \frac{V(N_2)}{V}; \quad \varphi(N_2) = \frac{2,32 \cdot V_m}{19,82 \cdot V_m} = 0,117 \quad \text{або } 11,7\%$$

3.7. Рівняння стану ідеальних газів Менделєєва-Клапейрона.

В усіх розрахунках використовується рівняння Менделєєва-Клапейрона: $pV = 1000nRT$, або $pV = 1000 \frac{m}{M} RT$,

якщо об'єм вимірюється в літрах, тиск - в паскалях, маса – в грамах, молярна маса – в г/моль, температура – в кельвінах і $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$.

Приклад 1. Який об'єм займає сірководень (H_2S) масою 102 г при температурі 20°C і тиску 125 кПа.

Розв'язок. Визначаємо кількість речовини сірководню

$$n(H_2S) = \frac{m(H_2S)}{M(H_2S)}; \quad n(H_2S) = \frac{102}{34} \text{ моль} = 3 \text{ моль}$$

Визначаємо об'єм сірководню за н.у.

$$V(H_2S) = n(H_2S) \cdot V_m; \quad V(H_2S) = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л}$$

Визначаємо об'єм сірководню за даними умовами, користуючись формулою об'єднаного газового закону Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{V_0 p_0}{T_0} = \frac{V_1 p_1}{T_1}$$

де p_0 - 101,3 кПа; T_0 - 273 К; V_0 – тиск, температура, об'єм за н.у.;

p_1 - 125 кПа, T_1 - $(273 + 20) = 293 \text{ К}$, V_1 - тиск, температура, об'єм за даних умов.

$$V_1 = \frac{p_0 V_0 T_1}{p_1 T_0}; \quad V_1(H_2S) = \frac{101,3 \cdot 293 \cdot 67,2}{125 \cdot 273} = 58,45 \text{ л}$$

Приклад 2. Маса 454 мл газу, взятого за температури 37°C і при тиску 97325 Па, дорівнює 0,626 г. Визначити молярну масу цього газу.

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

$$M = \frac{1000 m R T}{p V}$$

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

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

Приклад 3. В закритому металевому посуді міститься газ за температурою 20°C . До якої температури треба нагріти цей газ, щоб збільшити його тиск в 3 рази?

Розв'язок. За рівнянням Бойля-Маріотта і Гей-Люссака

$$\frac{V p}{T} = \frac{V_1 p_1}{T_1},$$

де $p_1 = 3p$, $V = V_1$, $T = (273+20) = 293\text{К}$

знаходимо
$$\frac{V p}{T} = \frac{3V p}{T_1}; \quad \frac{1}{T} = \frac{3}{T_1}$$

звідси $T_1 = 3T$; $T_1 = 3 \cdot 293 = 879\text{К}$ або $t = 606^{\circ}\text{C}$.

3.8. Закон еквівалентів.

Молярні маси еквівалентів речовин.

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

$$n_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}}} (\text{моль})$$

За законом еквівалентів: маси (об'єми) реагуючих речовин пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам)

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

Ці рівняння можна записати так:

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

де $m(V)$ - маси (об'єми) речовин;

$M_{\text{екв}}(V_{\text{екв}})$ - їх молярні маси (об'єми) еквівалентів.

Для розчинів справедливий такий вираз:

$$C_{\text{екв}}(A) \cdot V(A) = C_{\text{екв}}(B) \cdot V(B),$$

де $C_{\text{екв}}$ - еквівалентна концентрація речовини, а V – їх об'єми, л .

$$C_{\text{екв}} = \frac{m}{M_{\text{екв}} \cdot V}, \text{ моль/л}$$

За цими рівняннями здійснюються всі розрахунки.

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: $V(Cr)=3$

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

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

Задача 2. Визначити молярні маси еквівалентів сполук.

Приклад. Визначити молярну масу еквіваленту H_2SO_4 .

*Розв'язок. За формулою $M_{екв} = f_{екв} * M$ можна розрахувати $M_{екв}(H_2SO_4)$.*

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

$$f_{екв}(H_2SO_4) = \frac{1}{n(H^+)}; \quad f_{екв}(H_2SO_4) = 1/2,$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = f_{екв}(H_2SO_4) * M(H_2SO_4)$$

$$M_{екв}(H_2SO_4) = 1/2 * 98 = 49 \text{г/моль}.$$

Задача 3. 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 $m_{Me} = m_{СП} - m_{Cl}; \quad m_{Me} = 100 - 65,57 = 34,43 \text{г}$

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.

$$m(O) = m_{(оксиду)} - m(Al)$$

$$m(O) = 9,44 - 5 = 4,44 \text{г}$$

$$M_{екв}(O) = \frac{M(O)}{V}; \quad M_{екв}(O) = \frac{16}{2} = 8 \text{г / моль};$$

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

Розв'язок. Знаходимо молярну масу еквівалента заліза

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

оскільки $M_{екв}(HCl) = M(HCl)$

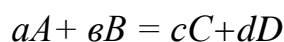
Обчислюємо валентність заліза

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

Формула утворюваного хлориду – $FeCl_2$.

3.9. Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій

Схема хімічної реакції



де A, B – вихідні речовини; C, D - продукти реакції, a, b, c, d - коефіцієнти.

Тоді можна записати рівняння:

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c} = \frac{n(D)}{d},$$

де n - число *моль* кожної речовини, що бере участь в реакції.

Припустимо, що кількість даних речовин виражена так:

а) для A – в молях;

б) для B – в об'ємі (B – газоподібна речовина)

в) для C – в грамах

г) для B - кількістю молекул

Відомо, що

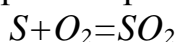
$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{m}{M} = \frac{N_{\text{молекул}}}{N_A},$$

звідси достаємо формулу для розрахунків за рівнянням хімічної реакції:

$$\frac{n(A)}{a} = \frac{V(B)}{b \cdot V_m} = \frac{m(C)}{c \cdot M(C)} = \frac{N(D)}{d \cdot N_A}$$

Приклад 1. Визначити кількість речовини, отриманої в результаті згорання 96г сірки.

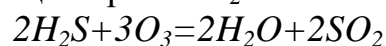
Розв'язок. Рівняння реакції горіння сірки:



$$n(SO_2) = n(S), \quad n(SO_2) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{96}{32} = 3(\text{моль})$$

Приклад 2. Визначити об'єм кисню, потрібного для згорання 68г сірководню (H_2S).

Розв'язок. Рівняння реакції горіння H_2S

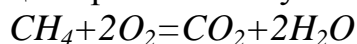


$$\frac{m(H_2S)}{2M(H_2S)} = \frac{V(O_2)}{3 \cdot V_m}; \quad V(O_2) = \frac{m(H_2S) \cdot 3V_m}{2 \cdot M(H_2S)}$$

$$V(O_2) = \frac{68 \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 34} = 67,2(\text{л})$$

Приклад 3. Визначити число молекул води, що утворюється при згоранні 20л метану (н.у.).

Розв'язок. Рівняння реакції горіння метану



$$\frac{V(CH_4)}{1 \cdot V_m} = \frac{N_{\text{молекул}}(H_2O)}{2 \cdot N_A}$$

$$N_{\text{молекул}}(H_2O) = \frac{V(CH_4) \cdot 2N_A}{1 \cdot V_m}; \quad N_{\text{молекул}}(H_2O) = \frac{20 \cdot 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 1,08 \cdot 10^{24}(\text{молекул})$$

3.10. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції з реактивом із змістом домішки

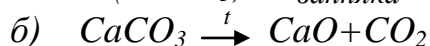
Перед розрахунком за рівнянням хімічної реакції визначається кількість чистого реагенту.

Приклад. Яку масу оксиду кальцію та який об'єм вуглекислого газу (н.у.) можна отримати при термічному розкладі 40г вапняку, що містить 80% карбонату кальцію?

Розв'язок.

а) $m_{\text{чистої речовини}} = m_{\text{р-ни з домішкою}} \cdot \omega_{\text{чистої р-ни}}$

$$m(\text{CaCO}_3) = m_{\text{вапняка}} \cdot \omega(\text{CaCO}_3) = 40 \cdot 0,8 = 32 \text{ г}$$



$$\frac{m(\text{CaCO}_3)}{1 \cdot M(\text{CaCO}_3)} = \frac{m(\text{CaO})}{1 \cdot M(\text{CaO})} = \frac{V(\text{CO}_2)}{1 \cdot V_m}$$

Звідси

$$m(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot 1 \cdot M(\text{CaO})}{1 \cdot M(\text{CaCO}_3)} = \frac{32 \cdot 56}{100} = 17,92 \text{ (г)}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot 1 \cdot V_m}{1 \cdot M(\text{CaCO}_3)} = \frac{32 \cdot 22,4}{100} = 7,16 \text{ (л)}$$

4. Задачі до самостійного розв'язання.

1. Визначити число моль і число молекул магнію в 0,486 г його.
2. Чи однакове число молекул в 1 г водню і в 1 г кисню?
3. Виразити у молях і у грамах $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул ацетилену C_2H_2 .
4. Визначити масу марганцю в 1 т піролюзиту, що містить 60% MnO_2 .
5. Скільки хлороводню можна добути із 20 кг водню, якщо втрати виробництва становлять 12%?
6. В якій із сполук більший процентний вміст свинцю – у PbO , або у PbO_2 .
7. Знайти найпростішу і справжню формулу газу, який має такий склад: 82,76% С; 17,24% Н. Густина за повітрям дорівнює 2,01.
8. Під час прожарювання 2,94г кристалогідрату хлориду кальцію виділилось 1,45г води. Визначити формулу даного кристалогідрату.
9. При спалюванні 6,2г кремневодню добуто 12г діоксиду SiO_2 . Густина кремневодню за повітрям дорівнює 2,14. Вивести молекулярну формулу кремневодню.
10. Визначити молярну масу газу, якщо 0,29 л його при температурі 29°C і тиску $1,064 \cdot 10^5$ Па (800 мм рт.ст.) мають масу 0,32 г.
11. Скільки треба взяти карбонату кальцію, щоб добути при його

розкладі діоксидом вуглецю наповнити балон ємністю 40л при температурі 15⁰С і тиску 1,013*10⁶ Па?

12. Який об'єм кисню, взятого при 300⁰С і тиску 5,06*10⁵ Па, витратився на згорянні 10кг кам'яного вугілля до утворення CO₂, якщо у вугіллі вміщувалось 94%С?
13. В електричній печі з 20кг оксиду кальцію отримано 16кг карбіду кальцію. Реакція протікає за рівнянням $CaO + 3C = CaC_2 + CO$. Визначити вихід карбіду кальцію й об'єм оксиду вуглецю при температурі 546⁰С і тиску 1,013*10⁵ Па.
14. При пропусканні над каталізатором суміші, що складається із 10 моль SO₂ і 15 моль O₂, утворилося 8 моль SO₃. Скільки моль SO₂ і O₂ не вступило у реакцію?
15. Обчислити еквівалентну масу олова, якщо при нагріванні 0,92г його у струмі кисню утворюється 1,17г оксиду олова.
16. 1г калію сполучається із 0,9г хлору, а також із 2,0г бромю. Знайти молярні маси еквівалентів калію й бромю, якщо молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,5 г/моль.
17. Визначити молярні маси еквівалентів кислот і основ у таких реакціях:
 $HNO_3 + Bi(OH)_3 = Bi(OH)_2NO_3 + H_2O$; $H_2S + NaOH = NaHS + H_2O$;
 $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$;
 $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$.
18. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо наважка 0,0350г цього технічного металу із вмістом 20% домішок (що не взаємодіють із кислотою) виділила з кислоти 11,9 мл водню, зібраного над водою при температурі 17⁰С дорівнює 0,0193*10⁵ Па.
19. Визначте еквівалент та молярну масу еквівалента фосфору, кисню та бромю у сполуках PH₃, H₂O, HBr
20. 0,0547 г металу виділяє із кислоти 50,4 мл водню при стандартних умовах. Визначте молярну масу еквівалента металу.
21. При спалюванні 0,5г металу пішло 231 мл кисню при стандартних умовах. Визначте молярну масу еквівалента металу.
22. Оксид металу містить 39,69% кисню. Визначте молярну масу еквівалента металу.
23. 0,477г металу утворює 0,597г оксиду. Визначте молярну масу еквівалента металу.
24. При взаємодії 1,525г металу з кислотою виділилося 1,4г водню при стандартних умовах. Визначте молярну масу еквівалента металу.
25. 5г металу утворюють 9,44г оксиду. Визначте молярну масу еквівалента металу.
26. 5,6г заліза при взаємодії з сіркою утворюють 7,05г сульфїду. Визначте молярну масу еквівалента заліза, якщо молярна маса сірки 16 г/моль.

27. 1,8г металу при взаємодії з хлором утворюють 7,05г хлориду.
Визначте молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса хлору 35,5 г/моль.
28. 2,28 г металу при взаємодії з киснем утворюють 3,78 г оксиду.
Визначте молярну масу еквівалента металу.
29. Визначити простішу формулу органічної речовини, в якій масова доля вуглецю 39,98%, водню – 6,6%, кисню – 53,42%. Назвати цю речовину. (Відповідь: CH_2O – формальдегід).
30. Визначити склад вуглеводню, якщо відносна густина його за воднем (н.у.) дорівнює 13, масова доля вуглецю – 92,3%. (Відповідь: C_2H_2).
31. При горінні металу масою 3 г утворюється його оксид масою 5,67г.
Ступень окислення металу в оксиді - +3. Визначити молярну масу еквівалента металу, молярну масу його, назвати цей метал.
(Відповідь: Al).
32. При згоранні невідомої речовини масою 2,3г утворилося 4,4г оксиду вуглецю (IV) та 2,7г води. Відносна густина парів речовини за повітрям 1,59. Визначити формулу речовини. (Відповідь: C_2H_6O).
33. В скільки разів (приблизно) у земній корі атомів кисню більше, ніж атомів кремнію, якщо масові долі кисню і кремнію відповідно дорівнюють 0,47 і 0,295? (Відповідь: в 28 разів).
34. Яких атомів - заліза чи магнію - більше в земній корі і в скільки разів, якщо масові долі заліза і магнію в земній корі відповідно дорівнюють 0,0465 і 0,018? (Відповідь: в 1,07 разів).
35. Яка відносна густина за повітрям газів:
а) оксиду азоту (IV); б) оксиду вуглецю (IV). (Відповідь: 1,59; 1,52).
36. Визначити відносну молекулярну масу парів йоду, якщо їх відносна густина за воднем 127? Яка молекулярна формула цієї речовини, що знаходиться у вигляді парів? (Відповідь: I_2 ; $M_r(I_2)=254$).
37. При $t=27^{\circ}C$ і $P=1\text{атм}$ об'єм газу дорівнює 20л. Який тиск він утворить в сосуді об'ємом 10л при $t=100^{\circ}C$? (Відповідь: 2,5 атм).
38. В 1л води розчинили 500л хлороводню (н.у.). Розрахувати масову долю розчиненої речовини в розчині. (Відповідь: 44,9%).
39. Який об'єм при н.у. займуть: а) 60г оксиду сірки (IV), б) 8г кисню? (Відповідь: 5,6л; 11,2л).
40. Визначити масу суміші (н.у.), яка складається з 6,72л азоту і 5,6л вуглекислого газу. (Відповідь: 19,4г).
41. Визначити масу (г): а) 0,5 моль магнію; б) 0,1 моль кобальту; в) 0,01 моль цинку; г) 0,001 моль молібдену.
42. Яка кількість моль і атомів в: а) 80,17г кальцію; б) 5,09г ванадію; в) 93,1г ренію; г) 2,0г ртуті?
43. Визначити кількість моль і молекул в: а) 48,16г CdS ; б) 10,19г Al_2O_3 ; в) 980,8г (100%) H_2SO_4 ; г) 42,16г $MgCO_3$.

44. Визначити в моль і грамах: а) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул CO ; б) $1,2 \cdot 10^{24}$ молекул CO_2 ; в) $1,81 \cdot 10^{24}$ молекул NiSO_4 ; г) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул PbS .
45. Чи однакова кількість атомів: а) в 1г заліза і в 1г платини? б) в 1 моль заліза і в 1 моль платини?
46. Знайти молекулярні формули двох вуглеводнів, які мають однакову масову долю: 92,3% C та 7,7% H , але різні молекулярні маси: $M_1=26$, $M_2=78$.
47. При згоранні 2,53г речовини, яка складається з вуглецю і сірки, одержано 1,47г діоксиду вуглецю і 4,27г діоксиду сірки. Визначити молекулярну формулу речовини, молекулярна маса якої 76.
48. Яка молекулярна формула спирту, якщо кількісний склад його $m(\text{C}):m(\text{H}):m(\text{O}) = 3:1:4$ та молекулярна маса 32.
49. Визначити молекулярні формули двох сполук, які складаються з азоту та водню, виходячи з слідуєчих даних: а) 87,5% N , 12,5% H , молекулярна маса 32; б) 82,4% N , 17,6% H , молекулярна маса 17.
50. Кремніводні згорають з утворенням діоксиду кремнію та парів H_2O . Визначити молекулярні формули кремніводнів, виходячи з слідуєчих даних: а) при горінні 32г кремніводню ($M=32$) одержано 6г SiO_2 ; б) при горінні 6,2г кремніводню ($M=62$) одержано 12г SiO_2 .
51. Який об'єм при н.у. займає $0,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу, який знаходиться при 50°C та тиску $0,954 \cdot 10^5 \text{ Па}$? (Відповідь: $0,32 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$).
52. Визначити густину етану C_2H_6 за воднем і за повітрям.
53. Маса $0,327 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу при 13°C та тиску $1,040 \cdot 10^5 \text{ Па}$ дорівнює $0,828 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Визначити молярну масу газу. (Відповідь: $M_r = 57,8$).
54. Маса 1л азоту при н.у. дорівнює 1,254г. Визначити густину азоту за воднем і за повітрям.
55. При н.у. маса $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу дорівнює $1,806 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Визначити відносну густину газу за діоксидом вуглецю CO_2 та за метаном CH_4 і молекулярну масу газу.
56. Густина газу за повітрям дорівнює 2,562. Визначити масу 10^{-3} м^3 газу за н.у.
57. При 17°C та тиску $1,040 \cdot 10^5 \text{ Па}$ маса $0,624 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газу дорівнює $1,56 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Визначити молекулярну масу газу.
58. За н.у. газ займає об'єм 1 м^3 . При якій температурі об'єм газу зросте в 3 рази, якщо тиск його не зміниться?
59. При якому тиску маса 3л хлору має 2,5г, якщо $t = 23^\circ\text{C}$?
60. Визначити тиск кисню, якщо 100г його знаходиться в посуді об'ємом 20л при 20°C .
61. Визначити молярну масу еквівалента та атомну масу двозарядного металу, якщо 1,215г його витісняє з сірчаної кислоти 1,12л водню (н.у.).
62. На нейтралізацію 0,728г луги витрачено 0,535г HNO_3 . Визначити молярну масу еквіваленту луги.

63. Визначити молярну масу еквівалента металу в слідуючих сполуках:
 Mn_2O_7 , $Mg_2P_2O_7$, Cr_2O_3 , $Ba(OH)_2$, $Ga(OH)_3$, $Sn(OH)_4$, $Ag_2(SO_4)_3$,
 $Ca_3(PO_4)_2$, $CrPO_4$, $CaSO_4$
64. Визначити молярну масу еквівалента H_3PO_4 при реакціях обміну, в результаті яких утворюються кислоти та нормальні солі.
65. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо при сполученні 7,2г металу з хлором одержано 28,2г солі.
66. При нагріванні 20,06г металу одержано 21,66г оксиду. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента кисню дорівнює 8г/моль.
67. Миш'як утворює два оксиди, які містять 5,2 та 75,7% As. Визначити молярну масу еквівалента миш'яку в цих оксидах.
68. Визначити молярну масу еквівалента цинку, якщо 1,16г його витинає з кислоти 438 мл водню при температурі $17^{\circ}C$ та тиску 98642Па.
69. При відновленні 5,1г оксиду металу (III) утворилось 2,7г води. Визначити молярну масу еквівалента і атомну масу металу.
70. На нейтралізацію 0,471г витрачено 0,644г KOH . Визначити молярну масу еквівалента кислоти.
71. На осадження хлору, який міститься в 0,666г солі, витрачено 1,088г $AgNO_3$. Визначити молярну масу еквівалента солі.
72. Розрахуйте молярну масу еквівалента елемента, якщо сполука цього елемента з сіркою містить 13,8% сірки, молярна маса еквіваленту якої дорівнює 16.
73. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,34г його витинає 59,94мл водню за $0^{\circ}C$ та тиску 94643 Па.
74. Визначити молярну масу еквівалента алюмінію, якщо 5г його витинає з кислоти 0,056г водню.
75. При горінні 1,625г цинку у струмі кисню одержано 2,035г оксиду цинку. Визначити молярну масу еквівалента цинку.
76. Хлориди титану мають слідуючий склад:
а) 31,0%. 69,0% ; б) 25,2% , 74,8% . Визначити молярну масу еквівалента титану у кожній сполуці, якщо молярна маса еквівалента хлору дорівнює 35,5 г/моль.
77. Визначити молярну масу еквівалента металу, знаючи масу металу та масу витисненого їм водню (н.у.): $m(Fe) = 1,40г$, $m(H_2) = 0,05г$.
78. Визначити молярну масу еквіваленту , знаючи масу металу та масу витисненого їм водню (н.у.): $m(Zn) = 1,63г$, $m(H_2) = 0,05г$.
79. Визначити молярну масу еквівалента , знаючи масу металу та масу витисненого їм водню (н.у.): $m(Mg) = 1,20г$, $m(H_2) = 0,1г$.
80. Визначити молярну масу еквівалента металу, знаючи масу металу та масу витисненого їм водню (н.у.): $m(Cd) = 1,12г$, $m(H_2) = 0,02г$.

81. Визначити молярну масу еквівалента металу, знаючи масу металу та масу витисненого їм водню (н.у.): $m(Al)=0,90\text{г}$, $m(H_2)=0,10\text{г}$.
82. Визначити молярну масу еквівалента металу, знаючи масу металу та масу витисненого їм водню (н.у.): $m(Ti)=1,20\text{г}$, $m(H_2)=0,075\text{г}$.
83. Оксид металу відновлюється воднем. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо відома наважка оксиду та маса одержаної при відновленні води: $m_{\text{оксиду}} Sn=1,51\text{г}$, $m_{H_2O}=0,36\text{г}$.
84. Оксид металу відновлюється воднем. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо відома наважка оксиду та маса одержаної при відновленні води: $m_{\text{оксиду}} V=0,91\text{г}$, $m_{H_2O}=0,45\text{г}$.
85. Оксид металу відновлюється воднем. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо відома наважка оксиду та маса одержаної при відновленні води: $m_{\text{оксиду}} Cr=1,52\text{г}$, $m_{H_2O}=0,54\text{г}$.
86. Оксид металу відновлюється воднем. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо відома наважка оксиду та маса одержаної при відновленні води: $m_{\text{оксиду}} W=2,24\text{г}$, $m_{H_2O}=0,45\text{г}$.
87. Оксид металу відновлюється воднем. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо відома наважка оксиду та маса одержаної при відновленні води: $m_{\text{оксиду}} Mn=0,87\text{г}$, $m_{H_2O}=0,36\text{г}$.
88. Визначити молярну масу еквівалента олова по масовій долі його в оксидах: а) 88,12% Sn ; б) 78,90% Sn .
89. Визначити молярну масу еквівалента вольфраму в його оксидах, які мають слідуючі формули: а) W_2O_5 ; б) WO_3 .
90. Із сульфїду міді одержано 0,64г SO_2 . Яка молярна маса еквівалента міді, якщо $M_{\text{екв}}(S)=16$ г/моль.
91. Визначити молярну масу еквівалента титану в його хлоридах:
а) $TiCl_3$, б) $TiCl_4$, якщо $M_{\text{екв}}(Cl)=35,5$ г/моль.
92. Визначити молярну масу еквівалента азоту в сполуках:
а) NH_3 , б) NO_2 , в) NO , г) N_2O .
93. Яку кількість оксиду одержимо при окисленні:
а) 0,5г металу, молярна маса еквівалента якого 20,0;
б) 1г металу, молярна маса еквівалента якого 23.
94. Поширений засіб одержання металів з оксидів – їх алюмотермічне відновлення. Визначити молярну масу еквівалента марганцю в оксиді, якщо при відновленні 4,34г оксиду марганцю (III) алюмінієм одержано 3,4г оксиду алюмінію.
95. Поширений засіб одержання металів з оксидів – їх алюмотермічне відновлення. Визначити молярну масу еквівалента марганцю в оксиді, якщо на відновлення 6,66г оксиду марганцю (III) потрібно 3,78г алюмінію.
96. Поширений засіб одержання металів з оксидів – їх алюмотермічне відновлення. Визначити молярну масу еквівалента марганцю в оксиді, якщо з 2,13г оксиду марганцю (III) одержано 1,65г марганцю.

97. При магнійтермічному відновленні хлоридів металів одержують метал та хлорид магнію $MgCl_2$. Визначити молярну масу еквівалента цирконію, знаючи, що молярна маса еквівалента магнію дорівнює 12г/моль, якщо при відновленні 2,33 г хлориду цирконію теоретична втрата магнію складає 0,48г.
98. При магнійтермічному відновленні хлоридів металів одержують метал та хлорид магнію $MgCl_2$. Визначити молярну масу еквівалента цирконію, знаючи, що молярна маса еквівалента магнію дорівнює 12г/моль, якщо на відновлення 1,875г хлориду цирконію потрібно 0,34 магнію.
99. При магнійтермічному відновленні хлоридів металів одержують метал та хлорид магнію $MgCl_2$. Визначити молярну масу еквівалента цирконію, знаючи, що молярна маса еквівалента магнію дорівнює 12г/моль, якщо при витраті 1,2г магнію одержано 456г цирконію.
100. При натрійтермічному відновленні двох хлоридів ніобію на одержання тієї ж самої кількості 0,93г ніобію, витрати натрію становлять відповідно 1,15г та 0,69г. Визначити молярну масу еквівалента ніобію в цих хлоридах, якщо молярна маса еквівалента натрію дорівнює 23 г/моль.
101. Скільки моль еквівалентів містять слідуєчі сполуки:
а) 1,19г $CoCO_3$; б) 56,52г Sb_2S_3 ; в) 170г $AgNO_3$; г) 158,40г $CrCl_3$.
102. Скільки моль еквівалентів містять слідуєчі сполуки:
а) 684,32г $Al_2(SO_4)_3$; б) 520,0г $Bi(OH)_3$; в) 243,0г H_2MoO_4 .
103. Скільки молярних мас еквівалентів міститься в 1 моль кислоти:
а) H_3BO_3 ; б) $H_2B_4O_7$; в) H_3PO_4 ; г) HPO_3 ; д) H_2TiO_3 .
104. Скільки молярних мас еквівалентів міститься в 1 моль кислоти:
а) H_2MoO_4 ; б) HVO_3 ; в) H_4TiO_4 ; г) H_3AsO_4 ; д) H_3VO_4 .
105. Визначити молярну масу еквівалента сполук:
а) Na_2O ; б) $(CuOH)_2CO_3$; в) V_2S_5 ; г) $H_2Cr_2O_7$; д) $TiCl_4$.
106. Визначити молярну масу еквівалента сполук:
а) PbO_2 ; б) $BiCl_3$; в) $Bi(OH)_2NO_3$; г) MoS_3 ; д) $HReO_4$.
107. Визначити молярну масу еквівалента металу в слідуєчих сполуках по атомній масі металу й визначити ступень окислення його в сполуках: а) заліза в Fe_2S_3 ; б) цинку в ZnO ; в) вольфраму в WBr_6 .
108. Визначити молярну масу еквівалента металу в слідуєчих сполуках по атомній масі металу й визначити ступень окислення його в сполуках: а) титану в $TiCl_3$; б) олова в SnS_2 ; в) урану в UF_6 .
109. Визначити молярну масу металу й назвати його, якщо відомі молярна маса його еквівалента та ступень окислення:
а) $M_{екв}=29,7$ г/моль, ст..окисл.=+4;
б) $M_{екв}=30,64$ г/моль; ст..окисл.=+6.
110. Визначити молярну масу металу й назвати його, якщо відомі молярна маса його еквівалента та ступень окислення:

- а) $M_{\text{екв}}=18,61$ г/моль, ст..окисл.=+3;
 б) $M_{\text{екв}}=29,35$ г/моль; ст..окисл.=+2.
111. Скласти формулу фосфіду кальцію, якщо в сполуці $M_{\text{екв}}(\text{Ca})=20$ г/моль, $M_{\text{екв}}(\text{P})=10,32$ г/моль, а атомні маси відповідно дорівнюють 40 й 30,97.
112. Скласти формулу сульфїду сурми, якщо $A_r(\text{Sb})=121,75$, $M_{\text{екв}}(\text{Sb})=24,35$ г/моль, $A_r(\text{S})=32$, $M_{\text{екв}}(\text{S})=16$.
113. Визначити формулу сполуки, яка складається з марганцю та кремнію, якщо $M_{\text{екв}}(\text{Mn})=27,47$ г/моль, $M_{\text{екв}}(\text{Si})=7,02$ г/моль.
114. Скласти формули карбїдів алюмінію та цирконію, якщо $M_{\text{екв}}(\text{C})=3,0$ г/моль, а молярні маси еквівалентів алюмінію й цирконію відповідно становлять 9,0г/моль й 22,8 г/моль.
115. Скільки молекул вказаних нижче кислот еквівалентні одній молекулі $\text{Fe}(\text{OH})_3$: а) HCl ; б) H_2SO_4 ; в) H_3PO_4 ?
116. Скільки молекул H_2SO_4 необхідно для одержання середньої солі з 1 моль оксиду: а) HgO ; б) TiO_3 ; в) CrO_3 ; г) K_2O .
117. При розчиненні в кислоті 3,06г металу виділилося 2,8л водню (н.у.). Визначити молярну масу еквіваленту металу.
118. Визначити, який це метал, якщо 1,6г кальцію й 2,615г двозарядного металу витинають з кислоти однаковий об'єм водню при тих самих умовах.
119. При нагріванні 20,06г металу було одержано 21,66г оксиду. Визначити молярну масу еквіваленту металу.
120. Хлорид металу містить 69% хлору. Відносна атомна маса металу дорівнює 47,9. Визначити ступень окислення металу в цій сполуці.
121. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо при згоранні 7,2г металу у хлору отримано 28,2г солі. Молярна маса еквівалента хлору становить 35,45г/моль.
122. Визначити молярні маси еквівалентів елементів:
 а) магнію, якщо відомо, що при нагріванні в струмі кисню маса його збільшилась на 66,7%;
 б) олова, якщо при нагріванні 0,92г його в струмі кисню утворюється 1,17г оксиду олова.
123. 1г колїю з'єднується з 0,9г хлору, а також з 2,0г бромю. Визначити молярні маси еквівалентів калїю та бромю, якщо молярна маса еквіваленту хлору дорівнює 35,5г/моль. (Відповідь: 39г/моль; 78г/моль).
124. Яка маса хлориду та бромїду металу утвориться при взаємодїї цього металу з хлором і бромом, якщо молярні маси еквівалентів дорівнюють: металу – 23г/моль, хлору – 35,5г/моль, бромю – 80г/моль. (Відповідь: хлориду-2,9г, бромїду 5,15г).
125. При відновленні 1,17г оксиду олова воднем утворилося 0,28г води. Визначити молярну масу еквівалента олова. (Відповідь: 29,7г/моль).

126. При відновленні 2,17г оксиду марганцю алюмінієм утворилось 1,7г оксиду алюмінію. Визначити молярну масу еквівалента марганцю.
127. Якщо пропустити хлороводень над оксидом ртуті утворюється хлорид ртуті та вода. Скільки утворилось хлориду ртуті, якщо було взято 1,06г оксиду ртуті, а молярні маси еквівалентів дорівнюють: $Hg-100\text{г/моль}$, $Cl-35,5\text{г/моль}$, $O-8\text{г/моль}$?
128. Визначити молярні маси еквівалентів елементів, якщо відомо, що:
- A_r дорівнює 14, ступень окислення – 5;
 - $A_r - 118,7$, ступень окислення – 4;
 - $A_r - 55$, ступень окислення – 6.
129. Визначити молярні маси еквівалентів кислот та основ в слідуючих реакціях:
- $HPO_3 + Bi(OH)_3 = Bi(OH)_2PO_3 + H_2O$;
 - $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2$;
 - $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2$.
130. Визначити молярні маси еквівалентів кислот та основ в слідуючих реакціях:
- $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 = CaHPO_4 + 2H_2O$;
 - $2HCl + Bi(OH)_3 = BiOHCl_2 + 2H_2O$;
 - $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$.
131. Визначити молярні маси еквівалентів кислот та основ в слідуючих реакціях:
- $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$;
 - $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$;
 - $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$;
 - $Cu(OH)_2 + HCl = CuOHCl + H_2O$.
132. Визначити абсолютні маси атомів та їх молярні маси еквівалентів, якщо відомі відносні атомні маси азоту, натрію та аргону. (Відповідь: $N-2,32 \cdot 10^{-23}\text{г}$; $Na-3,82 \cdot 10^{-23}\text{г}$; $Ar-6,63 \cdot 10^{-23}\text{г}$).
133. Визначити масу (в г): 0,1 моль алюмінію; 1 моль фосфору; 0,1 моль озону; 2 моль хлору; 0,01 моль сульфату хрому; 0,5 моль фосфату заліза.
134. Визначити число моль: а) магнію в 0,243 г магнію; б) сульфату алюмінію в 34,2г його; в) води в 1л при 0°C та тиску 760мм Hg. (Відповідь: а) 0,02; б) 0,1; в) 55,6.
135. Визначити в моль та грамах: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул C_2H_2 ; б) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул фосгену $COCl_2$ (Відповідь: а) 0,01 моль; 0,26г; б) 1/3 моль; 33г.).
136. Чи однакове число молекул: а) в 8г водню та 8г кисню; б) в 1 моль водню та 1 моль кисню.
137. Який об'єм займають при н.у. молярна маса еквівалента кисню, діоксида вуглецю та хлору?
138. Який об'єм при н.у. займуть $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул азоту; $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул оксиду азоту; $1,50 \cdot 10^{23}$ молекул амоніаку? (Відповідь: $V(N_2)=22,4\text{л}$; $V(NO)=11,2\text{л}$; $V(NH_3)=5,6\text{л}$).

139. Який об'єм займуть при н.у. 1 моль еквівалента кисню та 1 моль еквівалента водню? (Відповідь: $V(O_2)=5,6\text{л}$; $V(H_2)=11,2\text{л}$).
140. Розрахувати масу 1м^3 повітря при $P=760\text{мм рт.ст.}$ та $t=0^\circ\text{C}$, якщо склад повітря (в % об.) : 78% N_2 ; 21% O_2 ; 1% Ar (Відповідь: 1,29кг).
141. Визначити молекулярні маси газів, якщо:
 а) маса 0,29л газу дорівнює 0,32г при $t=27^\circ\text{C}$ та $P=800\text{ мм рт.ст.}$;
 б) маса 1,56л газу дорівнює 2,86г при $t=27^\circ\text{C}$ та $P=780\text{ мм рт.ст.}$
142. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо 0,046г його витинає з кислоти 62,35мл водню, зібраного над водою при температурі 17°C та тиску 764,52 мм рт.ст. Тиск водяної пари при 17°C дорівнює 14,53 мм рт.ст. (Відповідь: 88,9г/моль).
143. Визначити молярну масу еквівалента металу, якщо наважка 0,035г цього металу, який має 20% домішок, витинає з кислоти 11,9мл водню, зібраного над водою при температурі 17°C та тиску 774,53 мм рт.ст. Тиск водяної пари при 17°C дорівнює 14,53 мм.рт.ст.
144. Густина газів за повітрям дорівнює: а) 0,9; б) 2,45. Визначити масу 1л кожного газу.
145. Скільки грамів їдкою натру потрібно для реакції з 71г P_2O_5 , щоб одержати Na_2HPO_4 і скільки моль цієї солі утвориться?
146. 2 кг P_2O_5 прореагувало з оксидом заліза (II) $P_2O_5 + 4FeO = Fe_4P_2O_9$. Визначити кількість утвореного фосфату заліза в грамах та кількість моль солі. (Відповідь: 6049г; 14,08 моль).
147. При горінні амоніаку в атмосфері хлору утворюється азот та хлороводень. В яких об'ємних відношеннях знаходяться реагуючі речовини та продукти реакції? (Відповідь: $V(NH_3):V(Cl_2)=2:3$; $V(N_2):V(HCl)=1:6$).
148. Визначити який об'єм займає при н.у. кисень, потрібний для горіння 1л: а) бутану C_4H_{10} ; б) пропілену C_3H_6 . Який об'єм при тих самих умовах займає одержаний діоксид вуглецю в кожному випадку? (Відповідь: а) $V(O_2)=6,5\text{л}$; $V(CO_2)=4\text{л}$; б) $V(O_2)=4,5\text{л}$; $V(CO_2)=3\text{л}$).
149. Визначити який об'єм при н.у. займає амоніак, якщо для його одержання витрачено 15л азоту, який взято при температурі 27°C та тиску 780 мм рт.ст.
150. Амоніак в атмосфері хлору згорає

$$2NH_3 + 3Cl_2 = N_2 + 6HCl$$
 Визначити кількість витраченого хлору та одержаних продуктів реакції в моль та в літрах, якщо NH_3 взято 15л за н.у. (Відповідь: Cl_2 -1,005 моль; 22,5л; N_2 - 0,335 моль; 7,5л; HCl - 2,01 моль; 45л).
151. Визначити об'єм оксиду сірки (IV) при $t=37^\circ\text{C}$ і $P=900\text{ мм рт.ст.}$ одержаного при обжигу 10кг цинкової руди, яка містить 60% сульфїду цинку.
152. Що таке відносна молекулярна маса речовини? Як її визначити?
153. Визначити в моль і грамах а) $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул ацетилену C_2H_2 ;

- б) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул фосгену $COCl_2$.
154. Чи однакове число молекул містить: а) 1г водню та 1г кисню;
б) 1 моль водню та 1 моль кисню?
155. Розрахуйте абсолютну масу молекули ортофосфорної кислоти, якщо її відносна молекулярна маса $M=98$.
156. Знайти простішу та істинну формулу газу, який має слідуєчий склад: 82,7%С, 17,24%Н. Густина за повітрям дорівнює 2,01.
157. Визначити відносну молекулярну масу кожного газу, якщо відносна густина газів за воднем дорівнює: а)16; б)13; в)8,5.
158. 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.
159. Відносні густини газів за повітрям дорівнюють: а)0,9; б)3,17.
Визначити масу 1л кожного газу.
160. Обчислити відносну густину газів за повітрям: а) O_2 ; б) CO ; в) CO_2 ; г) NH_3 ; д) F_2 .
161. Який об'єм при $P=1,013 \cdot 10^5$ Па і $t=0^\circ C$ займає 1 кг суміші газів, що мають слідуєчий 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.
162. 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.
163. 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.
164. 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.
165. Визначити масу (в г): а) 2 моль Cl_2 ; б) 0,01 моль $Cr_2(SO_4)_3$;
в) 4 моль $K_2Cr_2O_7$; г) 0,1 моль $FeCl_3$.
166. 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.
167. 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.
168. За н.у. газ займає об'єм $1 м^3$. При якій температурі об'єм газу зросте в 3 рази, якщо тиск його не зміниться?

Рекомендації для студентів заочної форми навчання

Кожен студент виконує самостійну роботу за варіантом, який визначається двома останніми цифрами номера залікової книжки. Самостійна робота виконується за такими вимогами:

- умови задач або запитання записуються повністю;
- відповідь на запитання, рішення задач, рівняння хімічних реакцій і усі математичні виклади записуються після умов;
- на кінці завдання дається остаточна відповідь.

5. Варіанти контрольного завдання.

Номер Варі- анта	Номери завдань					Номер варі- анта	Номери завдань				
01	3	46	15	105	53	31	104	147	76	118	168
02	2	50	16	106	54	32	103	148	77	19	159
03	1	47	17	115	55	33	102	149	78	120	155
04	14	48	18	129	56	34	101	7	79	137	167
05	42	49	19	130	57	35	45	8	80	128	166
06	43	32	20	131	152	36	44	9	81	127	165
07	44	30	21	142	153	37	43	10	82	126	164
08	45	29	22	143	154	38	42	11	83	125	163
09	101	11	23	145	155	39	14	12	84	124	162
10	102	12	24	147	156	40	3	18	85	123	161
11	103	10	25	118	157	41	2	39	86	122	160
12	104	9	26	119	158	42	1	37	87	121	159
13	116	8	27	120	159	43	150	51	88	120	158
14	132	7	28	121	160	44	139	58	89	119	157
15	133	111	31	122	161	45	138	59	90	118	156
16	134	112	61	123	162	46	136	60	91	117	155
17	135	113	62	124	163	47	101	140	92	105	154
18	136	114	63	125	164	48	102	149	93	106	153
19	138	35	64	126	165	49	103	147	94	115	152
20	139	36	65	127	166	50	104	48	95	129	53
21	150	152	66	128	167	51	116	4	96	130	54
22	132	144	67	137	168	52	135	5	97	131	55
23	133	18	68	147	145	53	134	6	98	142	156
24	134	37	69	146	129	54	133	33	99	143	57
25	135	51	70	145	57	55	132	34	100	145	160
26	136	58	71	143	56	56	45	38	107	146	161
27	138	59	72	142	55	57	44	151	108	147	162
28	139	60	73	131	54	58	43	35	109	110	163
29	116	39	74	130	53	59	42	36	110	130	164
30	150	140	75	129	167	60	14	52	117	107	165

Література

1. Степин Б.Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии. – М.:Высш.шк.,1990.-96с.
2. Бутенко А.М., Булавин В.Ш., Ярошок Т.П. та ін. Загальна хімія.- Київ: ІЗМН,1997.-392с.
3. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вузы-М.:Высш.шк.,1985.-367с.
4. Авдеенко А.П. Хімія і неорганічна хімія.- Київ:ІСДО,1993.-236с.
5. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Задачи по химии для поступающих в вузы.- М.:Высш.шк.,1987.-238с.
6. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.- М.: Высш.шк.,1990.-351с.
7. Зайцев О.С. Задачи и вопросы по химии.-М.:Химия,1985.-304с.
8. Гольбрайх Э.Е. Сборник задач и упражнений по химии,-М.: Высш.шк.,1987.-162с.
9. Михалев Л.А., Пасет Н.Ф., Федотова М.Н. Задачи и упражнения по неорганической химии.- Л.: Химия, 1985.-232с.

„Основні поняття і закони хімії”. Методичні вказівки до самостійних та практичних робіт з дисциплін „Загальна і колоїдна хімія”, „Хімія”, „Концепції сучасного природознавства” для студентів денної форми навчання за всіма спеціальностями.

/Укладачі: Герасименко Г.І., доц. канд. хім. наук, Шепеліна С.І., ас.
Одеса, ОДЕКУ, 2002р. 60 с.; укр. мова.

Одеській державний екологічний університет,
65016, м. Одеса, вул. Львівська, 15

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.