

Тема 1 ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

- 1 Основні положення атомно-молекулярної теорії
- 2 Найважливіші поняття атомно-молекулярного вчення
 - 2.1 Атом
 - 2.2 Молекула
 - 2.3 Хімічний елемент
 - 2.4 Прості та складні сполуки
- 3 Фундаментальні закони
- 4 Стехіометричні закони
 - 4.1 Закон сталості складу
 - 4.2 Закон об'ємних співвідношень Гей-Люссака
 - 4.3 Закон Авогадро
 - 4.4 Основні газові закони
 - 4.5 Закон еквівалентів
- 5 Приклади розв'язання типових задач
- 6 Висновки
- 7 Запитання для самоперевірки

ВСТУП

Хімія як наука бере початок з другої половини XVII ст., коли були застосовані кількісні методи дослідження хімічних реакцій. За допомогою кількісних методів протягом XVIII-XIX ст. були встановлені основні поняття і закони хімії, що зумовило подальший розвиток хімії як точної природничої науки.

Створення атомно-молекулярного вчення відбувалося через три фундаментальні етапи:

1. Виникнення ідеї про існування атомів та зародження атомістичної теорії (Левкіпп, Демокрит).
2. Перше експериментальне підтвердження атомістичної теорії у дослідах із стиснутим повітрям (Бойль, Маріотт).
3. Відкриття можливості сполучення атомів у молекули (закон кратних співвідношень Дальтона) та встановлення формул газоподібних речовин (закони Гей-Люссака і Авогадро).

1.1 ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЇ ТЕОРІЇ

Формулювання основних положень атомно-молекулярної теорії в різних літературних джерелах дещо відрізняються, але сучасним уявленням найбільшою мірою відповідають наступні тези.

1. Речовини мають дискретну природу. Вони складаються з частинок, що об'єднують назвою **структурні елементи речовини**. Це – молекули, атоми, іони.
2. Частинки речовин безперервно рухаються.
3. Між частинками речовини діють сили взаємного притягання і відштовхування.
4. Між складовими частинками речовини є відстані, розмір яких залежить від агрегатного стану.
5. Молекули складаються із атомів.
6. Молекули зберігаються при фізичних явищах і руйнуються під час хімічних реакцій.
7. Атоми під час хімічних процесів залишаються неподільними, але перегруповуються, внаслідок чого утворюються нові сполуки.

8. Різноманітність речовин у природі зумовлена різними сполученнями атомів, завдяки чому можуть виникати речовини з молекулярною або немоллекулярною будовою.

1.2 НАЙВАЖЛИВІШІ ПОНЯТТЯ АТОМНО-МОЛЕКУРНОГО ВЧЕННЯ

Згідно з атомно-молекулярним вченням, головними об'єктами хімії є атоми, молекули, хімічні елементи, прості та складні речовини.

1.2.1 АТОМ

Атоми – хімічно неподільні частинки, що зберігаються під час хімічних реакцій. Атоми не виникають і не руйнуються, проте внаслідок хімічної взаємодії можуть частково змінювати будову електронної оболонки, при цьому вони перетворюються в іони або набувають іншого ступеня окиснення. Одночасно руйнуються одні комбінації атомів і утворюються інші, тобто має місце перегрупування атомів у нові речовини. Руйнування атомів може відбуватися у процесі ядерних реакцій.

Відомо багато формулювань поняття «атом», найперше з них належить Канніццаро (1860 р.).

Атом – це найменша частинка елемента в хімічних сполуках.

Досить відомим і поширеним є й інше визначення:

Атом – найменша частинка речовини, яка ніколи не руйнується під час хімічних реакцій.

Сучасне визначення урахує будову атома:

Атом – це найменша, хімічно неподільна, електронейтральна частинка елемента, яка складається з позитивно зарядженого ядра і негативно зарядженої електронної оболонки.

Атом – реально існуючий матеріальний об'єкт, який характеризується певною масою, розміром, складом, зарядом ядра, будовою електронної оболонки та іншими властивостями. Атом являє собою складну систему, що складається з ядра і електронної оболонки (рис. 1.1).

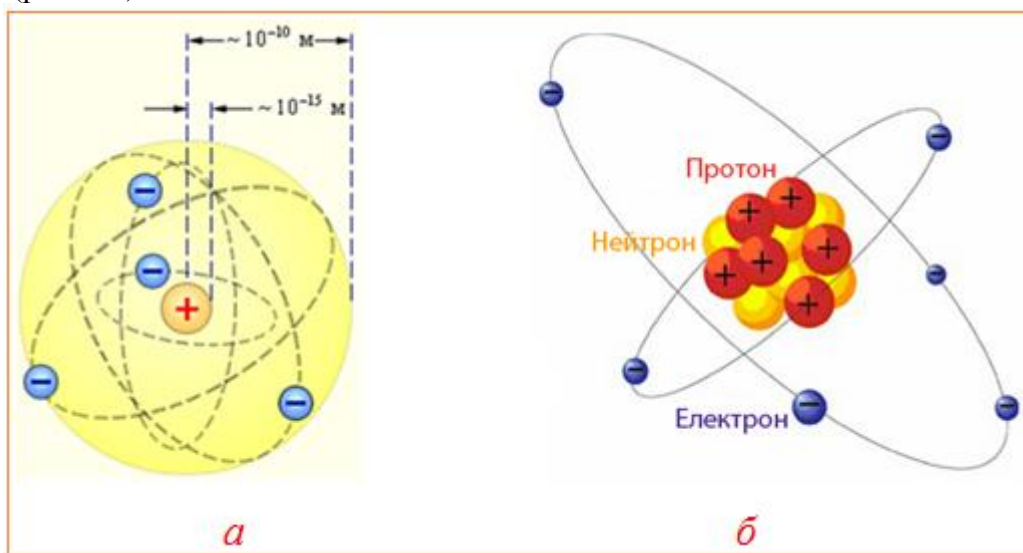


Рисунок 1.1 – Спрощена модель будови атома: а) розміри; б) склад атома і атомного ядра

До складу атомного ядра, радіус якого у 10000 разів менший (10^{-14} – 10^{-15} м) за радіус всього атома ($\sim 10^{-10}$ м), входять **позитивно заряджені частинки – протони** й **електронейтральні частинки – нейтрони**. **Електронна оболонка**, розмір якої визначає радіус усього атома, – це сукупність негативно заряджених електронів. Позитивний

заряд ядра визначається кількістю протонів і дорівнює за абсолютною величиною негативному заряду електронної оболонки, який відповідає кількості електронів. Завдяки рівності за абсолютною величиною зарядів протонів і електронів атом є електронейтральним. Протони, нейтрони і електрони об'єднуються спільною назвою – **субатомні частинки** (табл. 1.1).

Таблиця 1.1 – Субатомні частинки

Частинка	Заряд	Маса:	
		кг	а.о.м.
Протон	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Нейтрон	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00867
Електрон	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,000549

Маси протону і нейтрону практично однакові, а маса електрона у 1836 разів менше, тому *вся маса атома фактично зосереджена в його ядрі*. З цієї причини густина речовини в ядрі фантастично велика – порядку 10^{13} – 10^{14} г/см³. (Для порівняння: сірниковий коробок, наповнений речовиною з такою густиною, важив би приблизно 2,5 мільярди тонн!) Маси атомів коливаються від $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг (атом водню) до $4,42 \cdot 10^{-25}$ кг (атом мейтнерію – елемента № 109).

Кількісними характеристиками атома є заряд ядра і відносна атомна маса A_r . Ці величини зазначаються у періодичній системі елементів.

Заряд ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента (закон Мозлі).

Абсолютна атомна маса – це істинна маса атома елемента, виміряна в звичайних одиниця маси: г, кг.

Абсолютна атомна маса позначається $m_{ат}(X)$, де X – символ елемента. Величини $m_{ат}(X)$ для атомів деяких елементів наведені в табл. 1.2.

Таблиця 1.2 – Абсолютні атомні маси $m_{ат}(X)$

Хімічний елемент	Один атом	$m_{ат}, г$
Гідроген (H)	Водень (H)	$1,674 \cdot 10^{-24}$
Оксиген (O)	Кисень (O)	$26,67 \cdot 10^{-24}$
Вуглець (C)	Вуглець (C)	$19,93 \cdot 10^{-24}$
Нітроген (N)	Азот (N)	$23,2 \cdot 10^{-24}$
Сульфур (S)	Сірка (S)	$53,1 \cdot 10^{-24}$
Купрум (Cu)	Мідь (Cu)	$105,5 \cdot 10^{-24}$

Оскільки маси атомів дуже малі і оперувати їх абсолютними величинами при розрахунках незручно, в хімії впроваджена *позасистемна одиниця* вимірювання, яка називається **атомна одиниця маси** (а.о.м.) і дорівнює одній дванадцятій масі атома ізоотопу карбону-12 (рис. 1.2). Середня маса атома ізоотопу карбону-12 достатньо точно встановлена за допомогою сучасних методів дослідження речовини, вона дорівнює $19,92 \cdot 10^{-27}$ кг.

$$1 \text{ а.о.м.} = 1/12 m(\text{атома } ^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} 19,92 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.} \quad (1.1)$$



Рисунок 1.2 – Атомна одиниця маси дорівнює 1/12 маси атома ізоотопу карбону–12

Відносна атомна маса A_r – це фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома елемента до однієї дванадцятої маси атома ізоотопу карбону-12:

$$A_r = \frac{m(\text{атома ел-та})}{1/12 m(\text{ат. } ^{12}\text{C})} = \frac{m(\text{ат. ел.})}{1 \text{ а.о.м.}} = \frac{m(\text{ат. ел.})}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}. \quad (1.2)$$

У системі вимірювань СІ відносна атомна маса A_r – безрозмірна величина. Позасистемна одиниця вимірювання відносної атомної маси – а.о.м.

Абсолютна маса атома $m_{\text{ат}}(X)$ пов'язана з відносною атомною масою елемента A_r величиною атомної одиниці маси (яка дорівнює 1/12 маси атома ізоотопу карбону –12) залежністю:

$$m_{\text{ат}}(X) = A_r(X) \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}. \quad (1.3)$$

Відносна атомна маса A_r показує, у скільки разів маса атома більше, ніж 1/12 частка маси атома ізоотопу карбону–12. Наприклад, абсолютні маси $m_{\text{ат}}$ атомів водню і сірки складають:

$$m_{\text{ат}}(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}, \quad m_{\text{ат}}(\text{S}) = 53,12 \cdot 10^{-24} \text{ г},$$

а відносні атомні маси A_r елементів гідрогену і сульфуру згідно з рівнянням (1.2) дорівнюють відношенню мас атомів H і S до 1/12 маси атома ізоотопу карбону–12. Отже, маса атома S у 32 рази більша маси атома H (рис. 1.3):

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_{\text{ат}}(\text{H})}{1/12 m_{\text{ат}}(^{12}\text{C})} = \frac{1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} \approx 1 \text{ а.е.м.}$$

$$A_r(\text{S}) = \frac{m_{\text{ат}}(\text{S})}{1/12 m_{\text{ат}}(^{12}\text{C})} = \frac{53,12 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} \approx 32 \text{ а.е.м.}$$



Рисунок 1.3 – Порівняння відносних атомних мас елементів сульфуру і гідрогену

Відносні атомні маси A_r елементів наведені в періодичній системі хімічних елементів Д.І.Менделєєва (табл. 1.3).

Таблиця 1.3 – Періодична система Д.І.Менделєєва

Періоди	Ряди	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ																	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			A
		A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B			A
1	1	H Гідроген 1,008																	He Гелій 4,003
2	2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,0122	B Бор 10,811	C Карбон 12,011	N Нітроген 14,007	O Оксиген 15,999	F Флуор 18,998											Ne Неон 20,179
3	3	Na Натрій 22,99	Mg Магній 24,312	Al Алюміній 26,982	Si Силіцій 28,086	P Фосфор 30,974	S Сульфур 32,064	Cl Хлор 35,453											Ar Аргон 39,948
4	4	K Калій 39,102	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,88	V Ванадій 50,941	Cr Хром 51,996	Mn Манган 54,938	Fe Ферум 55,845	Co Кобальт 58,933	Ni Нікол 58,7								
	5	Cu Купрум 63,546	Zn Цинк 65,37	Ga Галій 69,72	Ge Германій 72,59	As Астат 74,922	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904											Kr Криптон 83,8
5	6	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрий 88,906	Zr Цирконій 91,224	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій (99)	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,906	Pd Паладій 106,4								
	7	Ag Аргентум 107,868	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Станум 118,71	Sb Сурма 121,75	Te Телур 127,6	I Йод 126,905											Xe Ксенон 131,3
6	8	Cs Цезій 132,905	Ba Барій 137,34	57-71 Лантаноїди		Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,207	Os Осмій 190,2	Ir Іридій 192,22	Pt Платина 195,09							
	9	Au Аурум 196,967	Hg Галій 200,59	Tl Талій 204,37	Pb Плюмбум 207,19	Bi Бісмут 208,98	Po Полоній (210)	At Астат (210)											Rn Радон (222)
7	10	Fr Францій (223)	Ra Радій (226)	89-103 Актиноїди		Rf Резерфордій (261)	Db Дубній (262)	Sg Сиборгій (263)	Bh Борій (262)	Hn Ханій (265)	Mt Мейтнерій (267)	Uun Унуніліум (269)							
Вищі оксиди		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄			
Леткі гідроген-вмісні сполуки						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR							
57 La		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Лантан		Церій	Прометій	Неодим	Прометій	Самарій	Європій	Гадоліній	Тербій	Диспрозій	Гольмій	Ербій	Ербій	Тулій	Іттербій	Лютецій			
89 Ac		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			
Актиній		Торій	Протактиній	Уран	Нептуній	Плутоній	Америцій	Кюріум	Берклій	Каліфорній	Ейнштейній	Фермій	Фермій	Менделєєв	Нобелій	Лоуренцій			

УМОВНІ ПОЗНАЧЕННЯ: s-елементи p-елементи d-елементи f-елементи

Атоми з однаковим зарядом ядра належать до одного хімічного елемента і виявляють однакові властивості. Отже, атом є *носієм хімічних властивостей елемента*. Разом з цим, у атомів одного елемента можуть бути різні маси внаслідок явища *ізотопії*, при якому атоми одного елемента містять однакову кількість протонів у ядрі, але різну кількість нейтронів, що позначається на їх масі. Саме тому в періодичній системі вказується середня відносна атомна маса.

Атоми входять до складу молекул, іонів, а також речовин атомної будови (алмаз, графіт, благородні гази).

Атоми позначаються хімічними символами. Але поряд із поняттям «атом» у сучасній хімії використовується узагальнене поняття:

атомна частинка, під якою розуміють не лише ізольовані атоми, а й похідні частинки – атомні радикали, іони, іон-радикали, що утворюються при збудженні чи іонізації атома.

1.2.2 МОЛЕКУЛА

Молекули – це реально існуючі природні об'єкти, що підтверджується багатьма експериментально доведеними фактами, наприклад, розчиненням речовин, зміненням їх агрегатного стану, розповсюдження запахів, зміненням розмірів тіла при зміні температури, явища дифузії та броунівського руху тощо.

Молекула – це найменша частинка речовини, яка здатна самостійно існувати і має всі хімічні властивості речовини.

Як матеріальні частинки молекули мають розміри і маси. Розміри молекул коливаються у межах 10^{-10} – 10^{-7} м. Маса окремої молекули надзвичайно мала. Так, маса молекули води складає $2,895 \cdot 10^{-26}$ кг.

Молекула зберігає хімічні властивості речовини. Відомо, що речовина характеризується певними фізичними і хімічними властивостями. Фізичні властивості – це агрегатний стан, густина, температури кипіння і плавлення, електропровідність, діелектрична проникність, колір, запах, смак тощо. Зрозуміло, що перелічені властивості речовин можуть бути притаманні не одній молекулі, а досить великій їх сукупності. Однак молекула має й власні фізичні властивості: дипольний та магнітний моменти, здатність до поляризації тощо. А хімічні властивості речовини (здатність вступати у хімічну взаємодію з іншими речовинами) повною мірою належать і кожній окремій молекулі.

Молекули складаються з атомів, які сполучені між собою хімічними зв'язками у певній послідовності і певним чином орієнтовані у просторі (рис. 1.4). Кількість атомів у молекулі коливається від двох (H_2 , O_2 , HCl) до декількох тисяч (вітаміни, гормони, білки). Атоми благородних газів (He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn) іноді називають одноатомними молекулами. Склад молекули – найважливіша характеристика молекули і речовини – описується хімічними формулами.

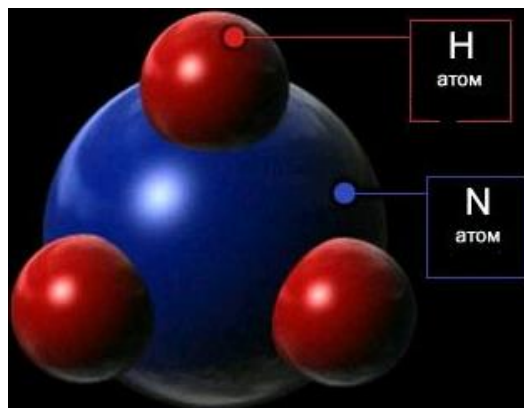


Рисунок 1.4 – Схематична модель молекули NH_3

Усі молекули однієї речовини мають однакові склад, масу, розміри, властивості. Молекули різних речовин відрізняються одна від одної за усіма переліченими параметрами.

Між молекулами є відстані, які зумовлені агрегатним станом речовини: у газах вони складають 10^{-8} – 10^{-7} м, у твердих тілах – приблизно 10^{-10} м.

Молекули безперервно рухаються. У твердому стані вони коливаються навколо положення рівноваги; у рідинах здійснюються коливний рух і прямолінійне переміщення в нові положення рівноваги; у газах – хаотичний обертальний та прямолінійний рух.

При фізичних явищах молекули зберігаються, а при хімічних перетвореннях – руйнуються, тобто розпадаються на атоми або групи атомів, які сполучаються в нові комбінації, утворюючи нові речовини.

Кількісною характеристикою молекули є відносна молекулярна маса M_r .

Відносна молекулярна маса M_r – це відношення середньої маси молекули речовини до $1/12$ маси атома ізотопу карбону-12.

$$M_r(B_xD_y) = \frac{m_{\text{молекули}}(B_xD_y)}{1/12 m_{\text{ат}}(^{12}\text{C})} = \frac{m_{\text{мол-ли}}(B_xD_y)}{1 \text{ а.е.м.}} \quad (1.4)$$

В рівнянні (1.4) символом B_xD_y позначена формула речовини.

У системі СІ відносна молекулярна маса M_r – безрозмірна величина, а позасистемною одиницею її вимірювання є а.о.м.

Відносна молекулярна маса M_r визначається сумою відносних атомних мас A_r елементів, що входять до складу молекули, з урахуванням кількості атомів кожного елемента:

$$M_r(B_xD_y) = xA_r(B) + yA_r(D).$$

Наприклад, відносна молекулярна маса сульфур (IV) оксиду:

$$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2A_r(\text{O}) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ а.о.м.}$$

Абсолютна маса молекули визначається як добуток M_r на атомну одиницю маси:

$$m(\text{молекули SO}_2) = M_r(\text{SO}_2) \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} = 64 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} = 1,06 \cdot 10^{-25} \text{ кг.}$$

Молекулярну будову мають органічні сполуки і частина неорганічних речовин: прості (N_2 , O_2 , Cl_2) та складні речовини (галогеніди, сульфіді, гідриди металів та деякі неорганічні кислоти). Більшість неорганічних речовин складається з іонів, в яких носіями хімічних властивостей є умовні частинки, що відображають стехіометричний вміст речовини – асоціати іонів. Наприклад, K_2SO_4 , NaCl , NaOH , які не мають молекулярної структури. Тому до речовин іонної будови неможливо застосовувати поняття «молекула» так само як і до металів та їх сплавів, кристалічна решітка яких має свої специфічні особливості (рис. 1.5).

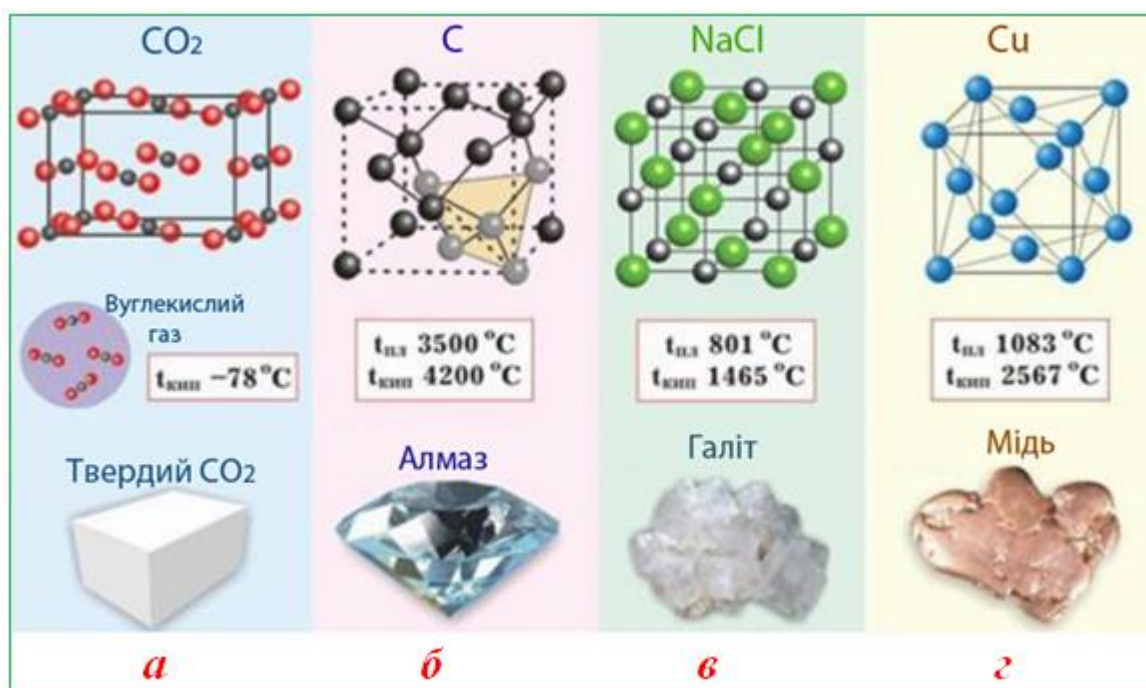


Рисунок 1.5 – Кристалічні решітки: а) молекулярна; б) атомна; в) іонна; г) металічна

Таким чином:

молекула – це найменша електронейтральна замкнута сукупність атомів, що утворює певну структуру за допомогою хімічних зв'язків.

Визначення «замкнута» у даному випадку означає, що атоми у молекулі взаємодіють один із одним і не взаємодіють з атомами інших молекул.

Система сполучених хімічними зв'язками атомів, яка має заряд, називається **молекулярний іон**.

Індивідуальні молекули існують лише у газовій фазі. Наприклад, водяна пара складається із окремих молекул, які віддалені одна від одної на значну відстань і хімічно не взаємодіють. У рідкій воді або у льоді між молекулами H₂O утворюються водневі зв'язки, що з'єднують окремі молекули в агрегати, тому H₂O в рідкому і твердому станах вже не є замкнутою системою і не може вважатися молекулою.

У газовій фазі існує велика кількість різноманітних молекул, оскільки принципово будь-який атом при певному збудженні може реагувати з будь-яким іншим атомом або молекулою. Наприклад, одержані й детально досліджені такі цікаві молекули та іони, як NaK, He₂⁺, HeAr, H₃⁺, Na₄, CH₅⁺ тощо.

1.2.3 ХІМІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

На теперішній час відомо 118 хімічних елементів: з них 89 виявлені у природі, а інші отримані штучно під час ядерних реакцій.

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Кожний елемент має свою назву і символ. Ідея хімічної символіки належить Берцеліусу (1818 р.), який запропонував позначати елемент першою буквою його латинської назви. Якщо ця буква вже зайнята іншим елементом, тоді додається друга і так далі. Наприклад, C, Ca, Cl, Cr, Cd, Cs, Co, Cu, Cf, Cm, Ce.

Назви елементів з порядковими номерами 104-109 затверджені радою IUPAC (Міжнародний союз теоретичної та прикладної хімії) з неорганічної номенклатури (1997 р.) Пізніше були названі інші елементи. Тепер елемент №104 має таку назву і символ: Резерфордій Rf, №105 – Дубній Db, №106 – Сиборгій Sg, №107 – Борій Bh, елемент №108 – Хассій Hs, №109 – Мейтнерій Mt, №110 – Дармштадтій Ds. Хімічні елементи №№111-118 ще не одержали офіційних назв, тому їх поки що називають за

порядковими номерами, наприклад: №111 – Унунуній Uuu (один, один, один); №112 – Унунбій Uub (один, один, два) і т.д.

Хімічний символ позначає, по-перше, назву елемента, по-друге, – один атом цього елемента при записах формул хімічних реакцій.

Останнім часом відповідно до Державного стандарту України (ДСТУ 2439-94) українські назви хімічних елементів вживаються як похідні від латинських назв (табл. 1.4). Вони записуються з великої літери на відміну від назв простих речовин і атомів, наприклад: Гідроген H, Карбон C, Оксиген O, Нітроген N – елементи; водень H₂, вуглець C, кисень O₂, азот N₂ – прості речовини чи атоми.

Таблиця 1.4 – Назви деяких хімічних елементів

Хімічний символ	Вимова хімічного символу	Українська назва	
		хімічного елемента	прості речовини чи окремого атома
<i>Ag</i>	Аргентум	Аргентум	срібло
<i>As</i>	Арсенікум	Арсен	арсен, миш'як
<i>Au</i>	Аурум	Аурум	золото
<i>Bi</i>	Бісмут	Бісмут	бісмут
<i>C</i>	Це	Карбон	вуглець
<i>Cl</i>	Хлорум	Хлор	хлор
<i>Cu</i>	Купрум	Купрум	мідь
<i>F</i>	Флуорум	Флуор	фтор
<i>Fe</i>	Ферум	Ферум	залізо
<i>H</i>	Аш	Гідроген	водень
<i>Hg</i>	Гідраргірум	Меркурій	ртуть
<i>Mn</i>	Манган	Манган	марганець
<i>N</i>	Ен	Нітроген	азот
<i>Ni</i>	Нікель	Нікель	нікель, нікол
<i>O</i>	О	Оксиген	кисень
<i>P</i>	Пе	Фосфор	фосфор
<i>Pb</i>	Плюмбум	Плюмбум	свинець
<i>S</i>	Ес	Сульфур	сірка
<i>Sb</i>	Стибіум	Стибій	антимон, сурма
<i>Si</i>	Силіціум	Силіцій	кремній
<i>Sn</i>	Станум	Станум	оливо, цина

Носієм властивостей хімічних елементів є атом. Входячи до складу різних речовин, атоми кожного елемента надають їм певних властивостей. Так, речовини NaCl, Na₂S, Na₂O мають деякі спільні властивості завдяки наявності іонів Na⁺, але також і відмінності за рахунок іонів Cl⁻, S²⁻, O²⁻.

Основною кількісною характеристикою елемента є заряд ядра його атомів Z, що збігається з порядковим номером елемента. У природі відсутні різні хімічні елементи, які мали б однаковий заряд ядра, тому можна однозначно визначити елемент за зарядом ядра його атома.

Відносна атомна маса A_r теж деякою мірою може правити кількісною характеристикою елемента, але не вичерпною, оскільки за величиною A_r неможливо визначити елемент. Це зумовлюється існуванням ізобарів та ізотопів.

Ізотопи – це атоми одного елемента, в ядрах яких міститься однакова кількість протонів, але різна кількість нейтронів, що зумовлює різні атомні маси у ізотопів одного елемента

На прикладі ізоотопів елемента карбону показано (рис. 1.6), як записують формули ізоотопів. Звичайно для цього використовують символ відповідного хімічного елемента, зазначивши знизу ліворуч заряд ядра і зверху праворуч – **масове число** (тобто відносну атомну масу ізоотопу), а інколи обмежуються тільки записом масового числа.

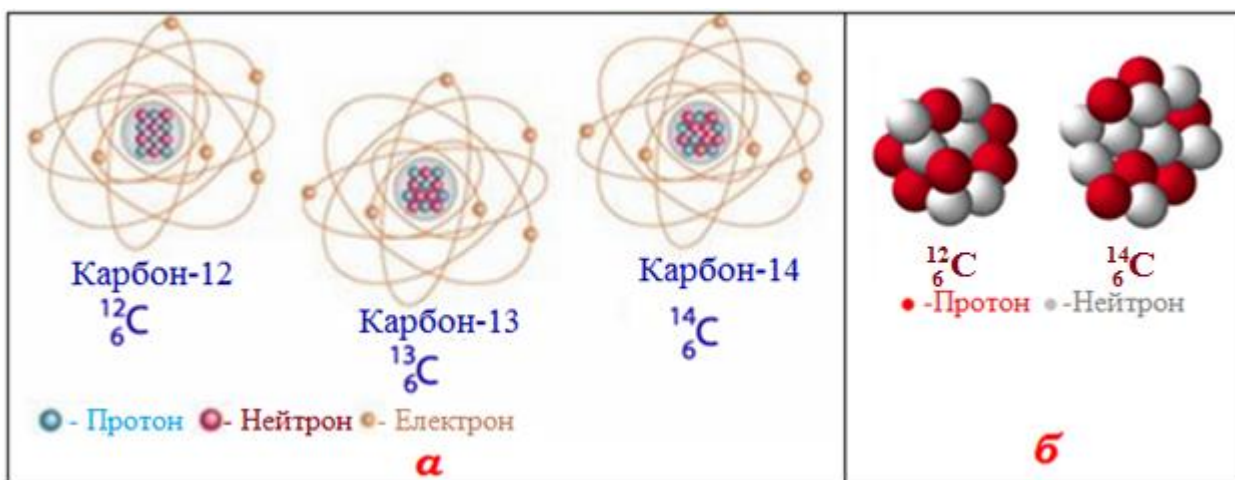


Рисунок 1.6 – Ізоотопи елемента карбону: а) атомні моделі; б) атомні ядра C-12 і C-14

Ізобари – це атоми різних елементів, які мають різні заряди атомних ядер (і різні порядкові номери), але однакові атомні маси A_r .

Отже, символи ${}^{40}_{19}\text{K}$ і ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ позначають ізобари – атоми двох різних елементів з однаковою масою, а ${}^{40}_{19}\text{K}$ і ${}^{39}_{19}\text{K}$ – ізоотопи одного елемента з різними A_r .

Винятком є ізоотопи елемента гідрогену, для яких поряд з традиційною символікою допускаються й індивідуальні позначення: ${}^1_1\text{H}$ – протій, ${}^2_1\text{H}$ (або ${}_1\text{D}$) – дейтерій, ${}^3_1\text{H}$ (або ${}_1\text{T}$) – тритій (рис. 1.7).

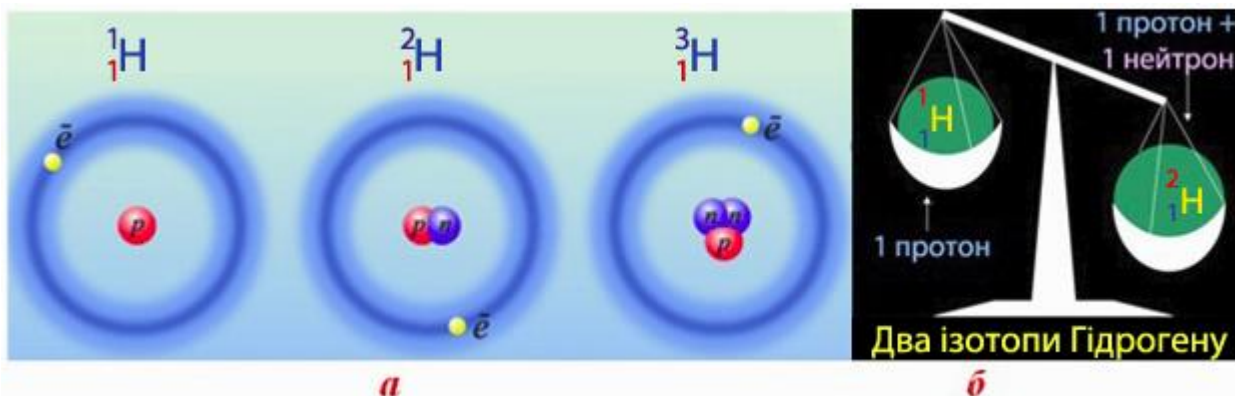


Рисунок 1.7 – Ізоотопи елемента гідрогену: а) моделі протію ${}^1_1\text{H}$ (в ядрі міститься тільки один протон p), дейтерію ${}^2_1\text{H}$ (у ядрі по одному протону p і нейтрону n), тритію ${}^3_1\text{H}$ (ядро складається з одного протону p і двох нейтронів n); б) співвідношення атомних мас протію і дейтерію

Кожний елемент має декілька ізоотопів (природних чи штучних), тому в періодичній системі наводиться середня A_r з урахуванням розповсюдженості ізоотопів у природі. Так, хлор має два ізоотопи ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ і ${}^{37}_{17}\text{Cl}$, тому відносна атомна маса елемента хлору з урахуванням процентного вмісту ізоотопів дорівнює

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{75,5\% \cdot 35 + 24,5\% \cdot 37}{100\%} = 35,453.$$

Всі елементи мають широкий спектр властивостей, тому **класифікація хімічних елементів** залежно від ознаки, що береться до уваги, може бути різною.

I. За електронною конфігурацією атомів елементи поділяються на **електронні родини** залежно від заповнення електронами валентних енергетичних підрівнів:

- *s*-елементи (H, He, Li, Be, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr тощо);
- *p*-елементи (O, N, P, C, Si, Cl, As, Pb, Br, S тощо);
- *d*-елементи (Zn, Ag, Cu, Fe, Cr, Mn, Ag, Au, Pt, Os тощо);
- *f*-елементи (U, Sm, Np, Cf тощо).

II. За хімічними особливостями простих речовин, утворених елементами, вони умовно поділяються на:

- *неметали*, до яких належать 23 елементи: He, Ne, Ar, Kr, Xr, Rn, F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, B і H;
- *напівметали*, для яких характерне утворення ковалентної кристалічної решітки та наявність металічної провідності. До напівметалів належать: Bi, Sn, Po, As, Te, Ge, Sb і алотропна модифікація карбону – графіт;
- *метали* – решта елементів.

III. За походженням виділяють такі групи елементів:

- *природні*, які входять до складу природних сполук. Це елементи від гідрогену (^1H) до плутонію (^{94}Pu);
- *штучні*, що утворюються внаслідок ядерних реакцій. Окрему групу складають радіоактивні елементи, яких відомо 27 % – це технецій ^{43}Tc , прометій ^{61}Pm , полоній ^{84}Po та всі елементи, що розміщуються в періодичній системі за полонієм.

IV. За розповсюдженням у природі всі хімічні елементи можна поділити на три умовні групи:

- *поширені* – це, по-перше, вісім елементів (O, Si, Al, Fe, Ca, Na, K, Mg), що становлять 98,53% земної кори, а також H, C, Zn, Cu, Mn, Cl, N, P, S, Ba, Sr та Cr. На всі інші елементи припадає лише 0,85 % (рис. 1.8);
- *рідкісні елементи* – це малопоширені у природі або маловивчені елементи (Li, Rb, La, U, Re);
- *розсіяні* – це елементи, вміст яких у земній корі незначний і які не утворюють власних родовищ, а перебувають у якості домішок до мінералів інших елементів (In, Gf, Te, Tl, Ga, Cs).

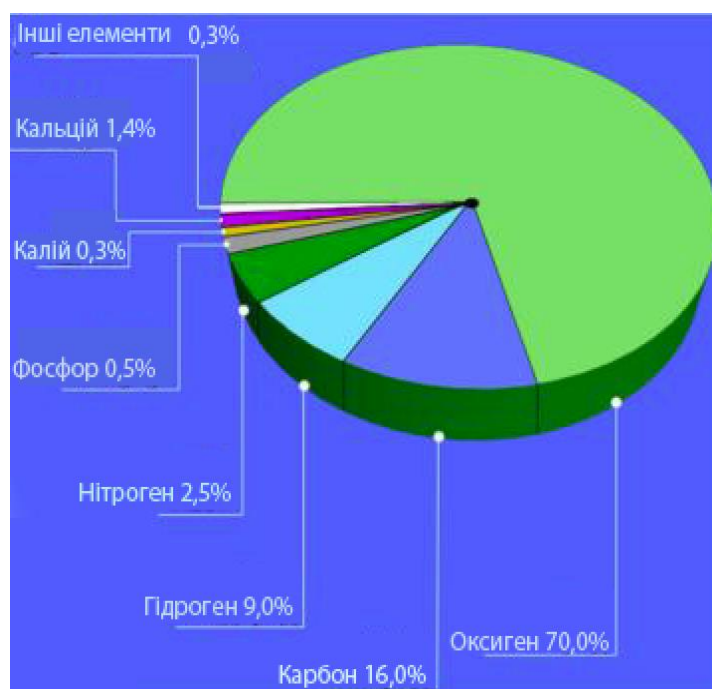


Рисунок 1.8 – Розповсюдження хімічних елементів у природі

Підстава віднесення елемента до тієї чи іншої групи визначається не вмістом в земній корі, а здатністю утворювати власні родовища і легкістю добування. Так, купрум ($4,7 \cdot 10^{-30} \%$) вважається поширеним елементом, оскільки він концентрується у великих родовищах, а рубідій ($1,5 \cdot 10^{-2} \%$) є типовим рідкісним елементом, тому що він знаходиться у природі як домішка до мінералів калію.

Деякі групи елементів об'єднують *спільними груповими* назвами:

- *галогени* – F, Cl, Br, I, At – елементи VIIA-підгрупи;
- *халькогени* – O, S, Se, Te, Po – елементи VIA-підгрупи;
- *лужні метали* – Li, Na, K, Rb, Cs – елементи IA-підгрупи;
- *лужноземельні метали* – Ca, Sr, Ba, Ra – елементи IIA-підгрупи;
- *благородні газі* – He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn – елементи VIIIA-підгрупи;
- *елементи родини заліза* – Fe, Co, Ni;
- *елементи родини платини* – Ru, Os, Pd, Rh, Ir, Pt;
- *лантанойди* – від $_{58}\text{Ce}$ до $_{71}\text{Li}$;
- *актиноїди* – від $_{90}\text{Th}$ до $_{103}\text{Lr}$.

1.2.4 ПРОСТІ ТА СКЛАДНІ РЕЧОВИНИ

Оскільки речовина – це будь яка сукупність атомів чи молекул, то за складом усі сполуки можна поділити на прості та складні.

Прості речовини – це сполуки, які складаються з атомів одного елемента, тобто прості речовини – це форма існування хімічного елемента у вільному стані.

Налічується понад 500 простих речовин, а елементів відомо усього 118. Той факт, що кількість простих речовин переважає кількість хімічних елементів, пояснюється явищем алотропії.

Алотропія – це здатність елемента утворювати декілька простих, відмінних за властивостями речовин, які називаються **алотропні модифікації**, або **алотропи**.

Наприклад, елемент кисень утворює два алотропи: кисень O_2 і озон O_3 ; елементи фосфор P, сульфур S – по декілька алотропних модифікацій (рис. 1.9).

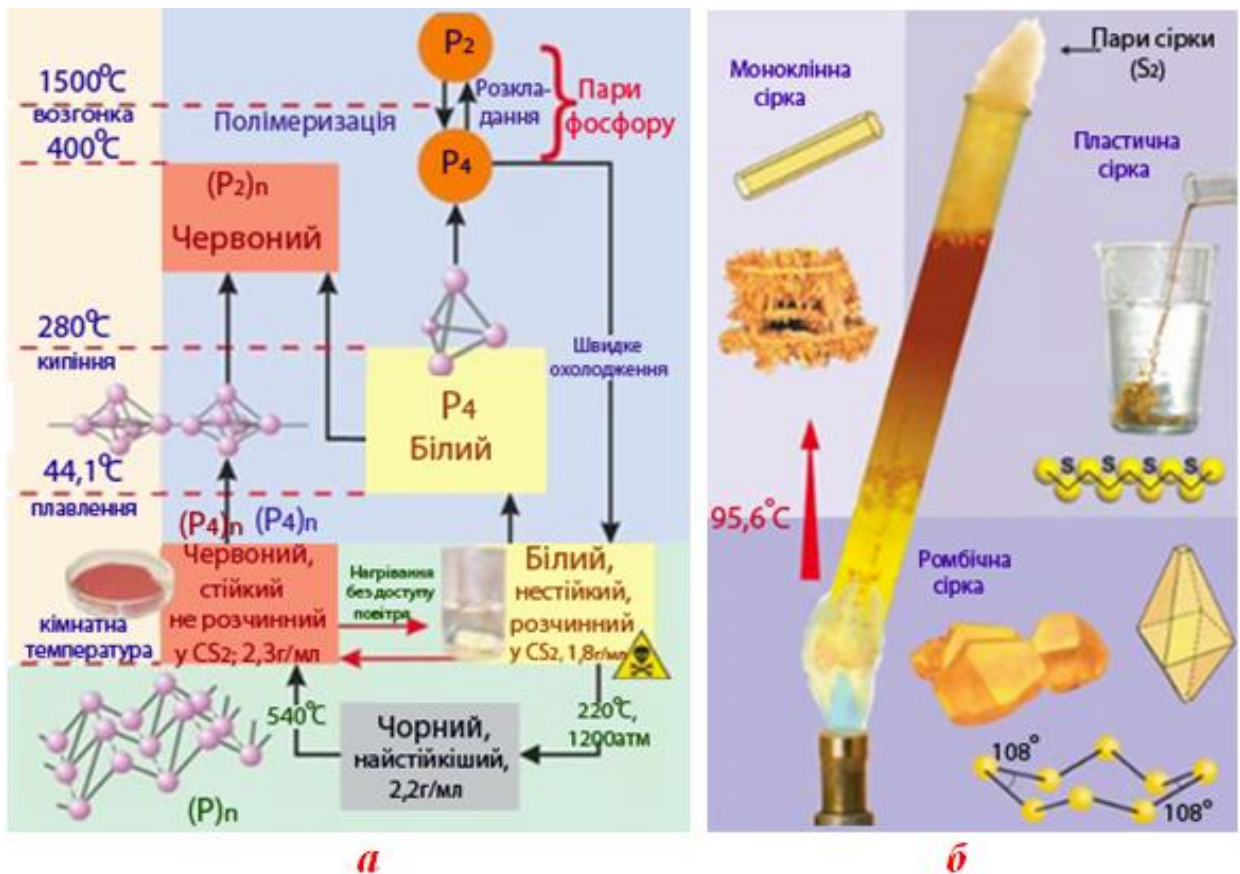


Рисунок 1.9 – Алотропні модифікації елементів: а) фосфору; б) сульфуру

Елемент карбон С утворює такі алотропні модифікації: алмаз, графіт, карбін (ланцюжки типу $\dots-C\equiv C-C\equiv C-\dots$ чи $\dots=C=C=C=C=\dots$) і фулерен C_{60} , молекула якого схожа на футбольний м'яч, тому ця модифікація іноді називається букиболом (рис. 1.10).

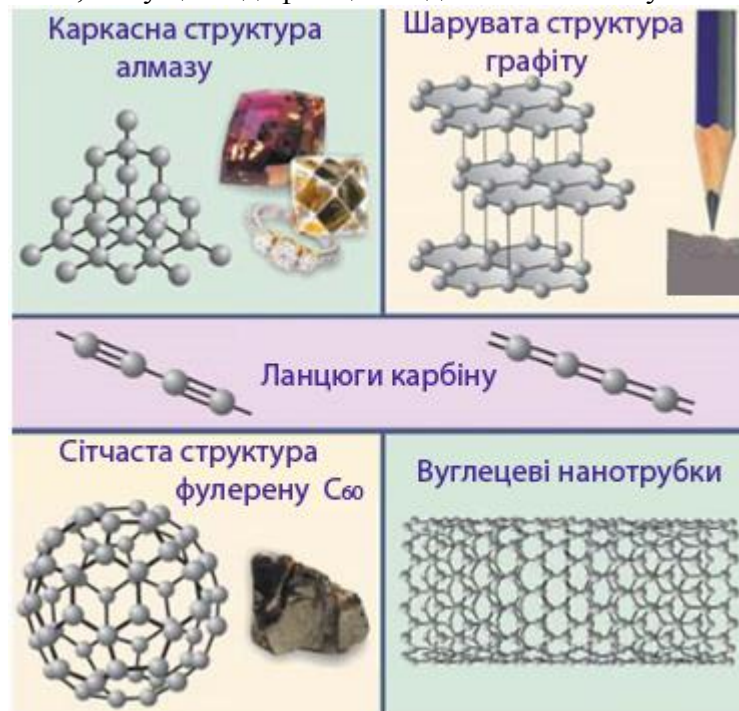


Рисунок 1.10 – Алотропні модифікації карбону

Прості речовини можуть мати молекулярну і немоллекулярну будову – атомну чи металічну (рис. 1.5 і 1.11). Молекулярна будова притаманна кисню, галогенам; атомна – благородним газам, алмазу, графіту; металічна – металам у різному стані.

Складні речовини – це сполуки, що містять атоми різних елементів, тобто це форма існування елементів у зв'язаному стані.

Складні речовини можуть мати як молекулярну будову (H_2S , CH_4 , HCl , H_2O), так і немоллекулярну: іонну (NaCl , Na_2O , NaOH) чи металічну (Fe_3C – ферум карбід).

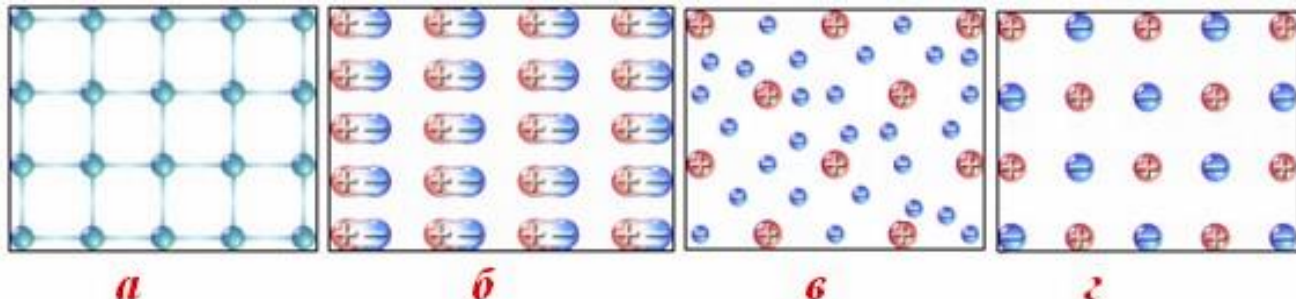


Рисунок 1.11 – Кристалічні решітки: а) атомна, у вузлах якої містяться атоми одного чи двох елементів, близьких за властивостями і фізичними параметрами; б) молекулярна, у вузлах якої знаходяться молекули з ковалентним зв'язком; в) металічна – у вузлах решітки розміщуються іони металу, між якими вільно рухаються електрони; г) іонна, у вузлах якої розташовуються позитивно і негативно заряджені іони

1.3 ФУНДАМЕНТАЛЬНІ ЗАКОНИ

Все різноманіття об'єктів макро- і мікросвіту об'єднується поняттям «матерія». Матерія може проявлятися у вигляді речовини чи поля. Речовина складається з частинок, що мають масу (так звану *масу спокою*) – атомів, іонів. Поле – це вид матерії, через який відбувається взаємодія між частинками і який характеризується енергією.

Матерія знаходиться у безперервному русі, отже, рух є невід'ємним атрибутом матерії. Форми руху матерії різноманітні, вони пов'язані між собою можливістю взаємоперетворень. Наприклад, енергія хімічної реакції (хімічна форма руху) може перетворюватися у теплоту (теплова форма руху), світлення (фотохімічна форма руху), електрику (електрична форма руху) тощо.

Мірою руху матерії є енергія, а мірою інерції – маса, тому енергія та маса – дві найважливіші взаємозв'язані властивості матерії, які підлягають фундаментальним законам.

Фундаментальні закони – це найбільш загальні, універсальні закони природи, що розкривають причинно-наслідкові зв'язки між усіма формами руху матерії.

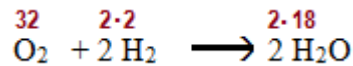
Фундаментальними законами вважаються: принцип незнищенності матерії та руху, закони збереження маси та енергії, кількості руху і електричного заряду, періодичності розвитку.

Один з фундаментальних і загальних законів природи – *закон збереження маси* – спочатку висловив як гіпотезу, а пізніше й експериментально підтвердив М.В.Ломоносов (1748 р.). Незалежно від М.В.Ломоносова аналогічного висновку дійшов і французький науковець Л.Лавуазьє (1789 р.). Відкритий Ломоносовим і Лавуазьє **закон збереження маси** можна сформулювати так:

Загальна маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.

Із закону збереження маси речовин випливає важливий **наслідок**: *кількість атомів кожного елемента до і після реакції залишається постійною.*

Наприклад, внаслідок взаємодії кисню з воднем утворюється вода згідно з рівнянням, в якому над формулами сполук наведені відносні молекулярні маси M_r речовин:



Як видно з рівняння реакції, кількість атомів кожного елемента, які містяться у вихідних речовинах, дорівнює кількості атомів цього елемента в продукті реакції (рис. 1.12). А порівняння відносних молекулярних мас M_r вихідних речовин (O_2 і H_2) і продукту реакції (H_2O) доводить, що маса води дорівнює сумі мас кисню O_2 і водню H_2 .

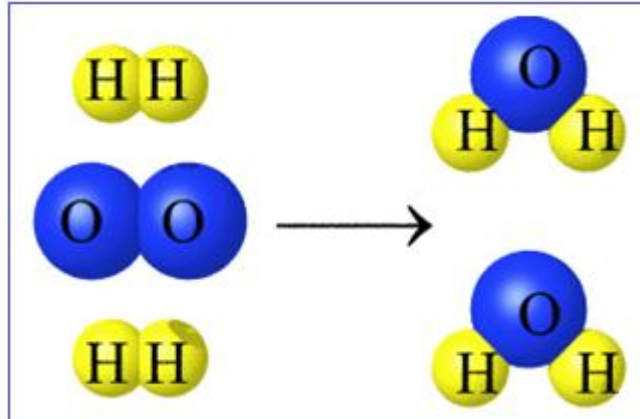


Рисунок 1.12 – Реакція між H_2 і O_2 з утворенням H_2O – підтвердження наслідку закону збереження маси

Сам Ломоносов вважав, що закон збереження маси речовин є частиною більш загального закону природи і може бути поширений на інші форми руху матерії. Він стверджував, що тіло, яке своїм поштовхом збуджує інше тіло до руху, втрачає від свого руху стільки ж, скільки віддає іншому. Згідно з гіпотезою Ломоносова зміни в природі відбуваються так, що коли до чогось дещо додалось, то це відніметься у чогось іншого.

Ця гіпотеза була розвинена лише після відкриття другої частини універсального закону природи – **закон збереження енергії** (Майєр, 1842 р.):

Енергія не виникає і не зникає безслідно, а лише перетворюється з однієї форми в іншу в еквівалентних кількостях.

Закони збереження маси і енергії відображають **принцип незнищуваності матерії** та руху, сутність якого у сучасному вигляді формулюється так:

В ізольованій системі сума мас і енергій є постійною, тобто сумарні маса і енергії речовин, що вступають у реакцію, дорівнює сумарним масам і енергіям продуктів реакції.

Закон збереження енергії як філософський принцип не виводиться із більш загальних постулатів. З фізичної точки зору він є наслідком однорідності часу, тобто того факту, що закони природи протягом часу не змінюються.

Енергія – це міра руху і взаємодії різних видів матерії. При будь-яких процесах у ізольованій системі енергія не виникає і не знищується, вона може тільки переходити із однієї форми в іншу. Наприклад, енергія хімічної взаємодії може перетворюватися в теплову енергію випромінювання.

Однією з форм енергії є так звана енергія спокою E , яка пов'язана з масою m рівнянням Ейнштейна (1905 р.):

$$E = m c^2,$$

де c – швидкість світла у вакуумі; $c = 3 \cdot 10^8$ м/с.

Інколи з рівняння Ейнштейна роблять невірний висновок о можливості перетворення енергії в масу. Насправді з нього випливає: будь-який матеріальний об'єкт, що змінює свою енергію (ΔE), одночасно в еквівалентній кількості змінює й свою масу (Δm):

$$\Delta m = \Delta E / c^2.$$

Це співвідношення показує, що маса може перетворюватися в енергію – це явище спостерігається в ядерних реакціях і приводить до порушення закону збереження маси. У хімічних реакціях змінення маси, викликане виділенням або поглинанням енергії, дуже мале. Припустимо, тепловий ефект хімічної реакції дорівнює 100 кДж/моль (типова величина теплового ефекту), тоді змінення маси складає

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{100 \text{ кДж}}{(3 \cdot 10^8 \text{ м/с})^2} = 10^{-12} \text{ кг/моль} = 10^{-9} \text{ г/моль}.$$

Зрозуміло, що таке мізерне змінення маси неможливо зареєструвати за допомогою сучасних терезів, точність яких не перевищує $1 \cdot 10^{-7}$ г, тому закон збереження маси у хімічних реакціях виконується з високою точністю.

1.4 СТЕХІОМЕТРИЧНІ ЗАКОНИ

Стехіометричні закони – це закони, які визначають кількісні співвідношення між елементами у сполуках чи між речовинами при їх взаємодії.

До стехіометричних належать закони сталості складу, еквівалентів, кратних відношень, а також газові закони, що описують поведінку речовин у газуватому стані. Це закони об'ємних співвідношень, Авогадро, Дальтона (про парціальний тиск), ідеальних і реальних газів тощо.

1.4.1 ЗАКОН СТАЛОСТІ СКЛАДУ

Закон сталості складу (Пруст, 1801 р.) полягає в тому, що кожна хімічна сполука незалежно від способу й умов її добування має певний масовий склад. Початково **закон сталості складу** формулювався так:

Співвідношення між масами елементів, що входять до складу певної сполуки, є сталими і не залежать від способу одержання цієї сполуки.

Цей закон не має абсолютного узагальненого характеру, що було встановлено у ХХ ст., коли довели, що в природі є два типи сполук – зі сталим та зі змінним складом. *Сполуки, які мають сталий склад і цілочисельне атомне співвідношення компонентів, називаються **дальтоніди**.*

Для дальтонідів характерний ковалентний зв'язок між атомами і молекулярна структура в тому чи іншому агрегатному стані (рис. 1.13). До них належать речовини, які за звичайних умов перебувають у газоподібному (CO_2 , NH_3 , NO , HCl) чи рідкому (H_2O , C_6H_6) стані або можуть бути легко переведені в них, а також кристалічні речовини з молекулярною структурою (I_2 , лід).



Рисунок 1.13– Кристалічні решітки: а) атомна, у вузлах якої містяться атоми одного чи двох елементів, близьких за властивостями і розмірами;
 б) молекулярна, у вузлах якої містяться молекули з ковалентним зв'язком;
 в) металічна, у вузлах якої розміщуються іони металу, між якими вільно пересуваються електрони;
 г) іонна, у вузлах якої розміщуються позитивно і негативно заряджені іони

Сполуки змінного складу, в яких стехіометричні співвідношення компонентів не відповідають цілим числам, називаються **бертоліди**.

Уперше речовини із змінним складом були відкриті при дослідженні сплавів деяких металів. Так, сплав вісмуту з телуром має змінний склад $\text{TiBi}_{1,24-1,82}$. Пізніше були знайдені й неметалічні сполуки змінного складу, наприклад, модифікації оксидів титану – рутилу $\text{TiO}_{1,9-2,0}$ і анатазу $\text{Ti}_2\text{O}_{2,92-3,12}$.

Бертоліди не мають молекулярної структури. До них належить переважна більшість кристалічних сполук перехідних d- і f-елементів: оксиди, гідриди, нітриди, сульфідні, карбідні та інші бінарні сполуки. Слід зауважити, що на сталість складу впливає й ізотопний склад, наприклад, у звичайній воді H_2O і у важкій воді D_2O масові частки кисню різняться:

$$\omega(\text{O в H}_2\text{O}) = \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{16}{18} = 0,89,$$

$$\omega(\text{O в D}_2\text{O}) = \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{D}_2\text{O})} = \frac{16}{20} = 0,80.$$

Отже, склад хімічних сполук залежить від типу хімічного зв'язку, агрегатного стану речовин, ізотопного складу та умов їх добування і може бути як сталим, так і змінним. Тому в **сучасне формулювання закону сталості складу** внесені деякі уточнення:
Якщо хімічна сполука має молекулярну структуру, то незалежно від умов добування склад її залишається сталим. Склад хімічної сполуки, що не має молекулярної структури, може змінюватися в певних межах залежно від умов добування.

1.4.2 ЗАКОН ОБ'ЄМНИХ СПІВВІДНОШЕНЬ ГЕЙ-ЛЮССАКА

У хімічних реакціях за участю газів дуже часто спостерігається змінення об'єму реакційної системи. На відміну від сталості маси речовин, що беруть участь у реакції та утворюються внаслідок неї, під час взаємодії газів об'єм реакційної системи може збільшуватися, зменшуватися чи залишатися незмінним. Співвідношення між об'ємами газів встановлює **закон об'ємних співвідношень** Гей-Люссака (1808 р.):

Співвідношення об'ємів газів, що вступають у реакцію та утворюються внаслідок неї, є співвідношенням простих цілих чисел, які кратні стехіометричним коефіцієнтам, що стоять у рівнянні реакції перед формулами відповідних газів.

Цей закон справедливий тільки у тому випадку, коли об'єми газів виміряні за однакових умов.

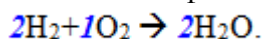
Із закону Гей-Люссака випливає:

стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції є кратними до об'ємів газів, що взаємодіють між собою і утворюються після реакції та виміряні за однакових умов.

Так, під час синтезу амоніаку ($N_2 + 2H_3 \leftrightarrow 2NH_3$) співвідношення об'ємів газів становить

$$V(N_2) : V(H_2) : V(NH_3) = 1 : 3 : 2.$$

За допомогою закону об'ємних співвідношень можна розрахувати об'єми газів або встановити склад вихідного газу. Наприклад, необхідно визначити об'єми кисню і водню, що прореагували між собою, якщо в результаті утворилося 40 л водяної пари (рис. 1.14). Відношення об'ємів газів дорівнює відношенню коефіцієнтів у рівнянні реакції:



$$V(H_2) : V(O_2) : V(H_2O) = x : y : 40 = 2 : 1 : 2,$$

звідки:

$$V(H_2) = 40 \text{ л}, \quad V(O_2) = 20 \text{ л}.$$

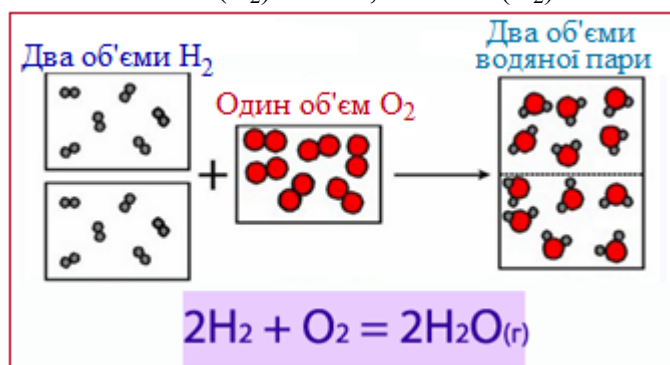


Рисунок 1.14 – Ілюстрація до закону об'ємних співвідношень газів

1.4.3 ЗАКОН АВОГАДРО

Одним з найважливіших газових законів є **закон Авогадро** (рис. 1.15):

У рівних об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул.

Математичний вираз закону Авогадро записують так:

$$N = \text{const}, \quad \text{якщо } P, V, T = \text{const},$$

де N – кількість молекул, P – тиск, V – об'єм, T – температура.

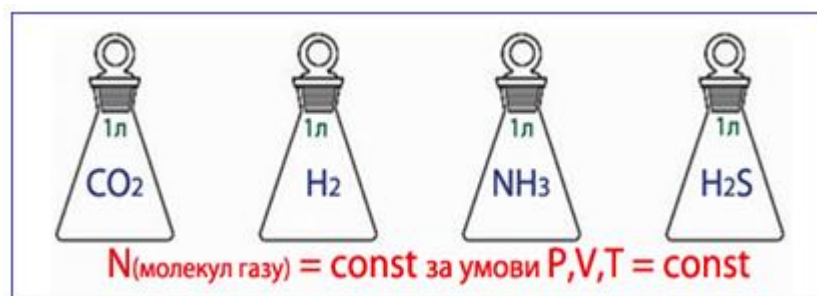


Рисунок 1.15 – Закон Авогадро

Але оскільки число молекул у реальних зразках речовини дуже велике, то було введено універсальну кількісну характеристику – кількість речовини, що описує чисельний стан речовин.

Кількість речовини ν (або n) – це фізична величина, що визначається числом частинок – структурних елементів речовини: молекул, атомів, іонів, іонних асоціатів тощо.

Одиницею її вимірювання є [моль] – одна з основних одиниць системи СІ.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки ж структурних елементів речовини (атомів, молекул, іонів тощо), скільки атомів міститься в ізотопі карбону-12 масою $12 \cdot 10^{-3}$ кг.

Експериментально встановлено, що маса одного атома ізотопу карбону-12 складає $19,92 \cdot 10^{-27}$ кг. Тоді число атомів N_A в $12 \cdot 10^{-3}$ кг дорівнює

$$N_A = \frac{12 \cdot 10^{-3} \text{ кг}}{19,92 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23}.$$

Число, що дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ називається **стала Авогадро**, позначається N_A і вказує на число частинок – структурних елементів речовини, кількість якої становить 1 моль і тому має розмірність [моль⁻¹].

Отже, моль будь-яких структурних елементів – це така кількість речовини, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок. Для прикладу розглянемо співвідношення між кількістю речовини, що дорівнює 1 моль, і числом елементарних структурних елементів – атомів для води H_2O і сульфат-іонів SO_4^{2-} (табл. 1.5).

Таблиця 1.5 – Співвідношення між кількістю речовини і числом структурних елементів

Формула сполуки	Кількість речовини	Число структурних частинок
Молекули H_2O	$\nu_{\text{молекул}} (H_2O) = 1$ моль, у тому числі: $\nu_{\text{атомів}} (H) = 2$ моль, $\nu_{\text{атомів}} (O) = 1$ моль	$N_{\text{молекул}} (H_2O) = 6,02 \cdot 10^{23}$, у тому числі: $N_{\text{атомів}} (H) = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$, $N_{\text{атомів}} (O) = 6,02 \cdot 10^{23}$
Іони SO_4^{2-}	$\nu_{\text{іонів}} (SO_4^{2-}) = 1$ моль, у тому числі: $\nu_{\text{атомів}} (S) = 1$ моль, $\nu_{\text{атомів}} (O) = 4$ моль,	$N_{\text{іонів}} (SO_4^{2-}) = 6,02 \cdot 10^{23}$, у тому числі: $N_{\text{атомів}} (S) = 6,02 \cdot 10^{23}$, $N_{\text{атомів}} (O) = 4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$

Кількість речовини пов'язана з довільним числом частинок N і сталою Авогадро N_A залежністю:

$$\nu = N / N_A. \quad (1.5)$$

Маса одного моля речовини називається молярною масою цієї речовини (рис. 1.16), вона позначається через M .

Молярна маса – це фізична величина, що визначається відношенням маси m речовини до кількості речовини ν , яка відповідає цій масі:

$$M = m/\nu. \quad (1.6)$$

Одиницею вимірювання молярної маси в системі СІ є [кг/моль], але в хімії частіше користуються позасистемною величиною [г/моль], або [г·моль⁻¹].



Рисунок 1.16 – Молярна маса речовини: а) M (атомів) – це маса одного моль ($6,02 \cdot 10^{23}$) атомів; б) M (молекул) – це маса одного моль ($6,02 \cdot 10^{23}$) молекул

Молярна маса M пов'язана з відносною молекулярною масою M_r і сталою Авогадро N_A залежністю

$$M = M_r \cdot N_A \cdot 1 \text{ а.о.м.}$$

Наприклад, відносна молекулярна маса M_r карбон (IV) оксиду дорівнює

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ а.о.м.},$$

а атомна одиниця маси складає $1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$, тоді молярна маса буде такою:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} = 44 \text{ г/моль.}$$

Тобто молярна маса тільки *чисельно* співпадає з відносною молекулярною масою (але не дорівнює їй: $M_r \neq M$), оскільки має зовсім інший *фізичний зміст*: M_r характеризує масу однієї молекули, а M – масу одного моля, тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Перший наслідок закону Авогадро:

Один моль будь-якого газу за нормальних умов (н.у.) займає об'єм приблизно 22,4 л (або $0,0224 \text{ м}^3$).

Ця величина називається **молярний об'єм**, позначається V_M і вимірюється у [л/моль] або [$\text{м}^3/\text{моль}$] (рис. 1.7).

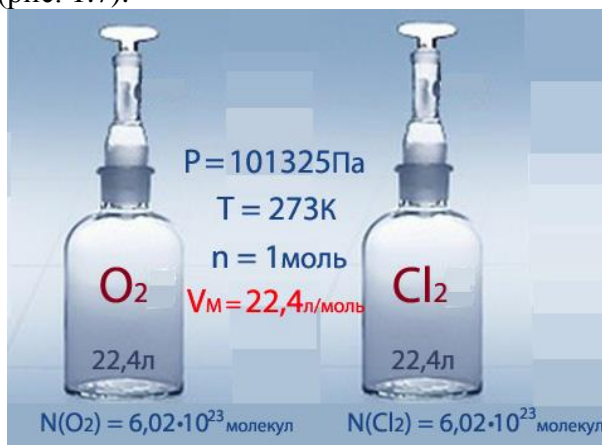


Рисунок 1.17 – Молярний об'єм газів: $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$ (н.у.)

Нормальні умови вважаються такими:

Тиск: $P = 101325 \text{ Па} (\sim 10^5 \text{ Па}) = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт. ст.},$

Температура: $T = 273,15 \text{ К}, \text{ або } t = 0^\circ\text{C}.$

Молярний об'єм – це емпірично встановлена величина (табл. 1.6, рис. 1.18) на основі співвідношень:

$$V_M = \frac{M}{\rho} \quad (1.7)$$

де ρ – густина газу, [г/л], або [кг/м³].

Таблиця 1.6 – Обчислення молярного об'єму газів

Молярна маса M газу, [г/моль]	Кількість речовини ν газу, [моль]	Густина газу ρ за н.у., [г/л]	Молярний об'єм V_M (н.у.) газу, [л/моль] Розрахунок за формулою: $V_M = M / \rho$
$M(N_2) = 28$	1 моль	1,25	$28 / 1,25 = 22,40$
$M(H_2) = 2$	1 моль	0,09	$2 / 0,09 = 22,47$
$M(O_2) = 32$	1 моль	1,43	$32 / 1,43 = 22,38$
$M_{\text{повітря}} = 29$	1 моль	1,29	$29 / 1,29 = 22,48$

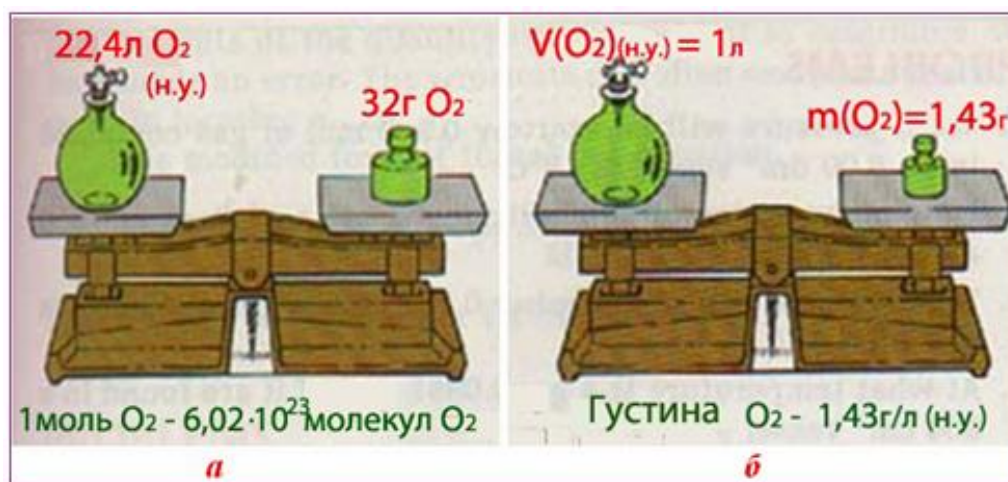


Рисунок 1.18 – Співвідношення між величинами M , V_M і ρ за н.у.:

- а) один моль газу кисню O_2 займає об'єм, що дорівнює молярному об'єму $V_M(O_2) = 22,4$ л/моль, і має масу, що дорівнює його молярній масі $M(O_2) = 32$ г/моль;
 б) якщо об'єм газу кисню $V_M(O_2) = 1$ л, то його маса $m(O_2) = 1,43$ г відповідає його густині $\rho(O_2) = 1,43$ г/л

Отже, з розрахунків (табл. 1.6) молярних об'ємів різних газів для кількості речовини $\nu = 1$ моль за формулою (1.7: $V_M = M / \rho$) випливає, що середня величина молярного об'єму будь-якого газу за н.у. складає:

$$V_M \sim 22,4 \text{ л/моль.}$$

Молярний об'єм на відміну від молярної маси не є постійною величиною, а залежить від умов (P , T), тому V_M як поняття вживають найчастіше для газів саме за н.у.

Молярний об'єм пов'язаний з іншими величинами (об'ємом V , кількістю речовини ν , молярною масою M , густиною ρ , числом Авогадро N_A і кількістю частинок N) співвідношеннями:

$$V_M = \frac{V}{\nu}, \quad V_M = \frac{M}{\rho}, \quad V_M = \frac{V \cdot N_A}{N}. \quad (1.8)$$

Другий наслідок закону Авогадро:

Відношення густини одного газу ρ_1 до густини іншого газу ρ_2 за однакових умов дорівнює відношенню їх молярних мас M або відносних молекулярних мас M_r .

Ця величина називається **відносна густина** одного газу за іншим і позначається буквою **d** або **D**:

$$d_2(1) = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_{r1}}{M_{r2}} \quad (1.9)$$

Звідки легко можна знайти густину ρ_1 , молярну масу M_1 (а, отже, і відносну молекулярну масу M_{r1}) деякого газу, якщо відома відносна густина цього газу за іншим $d_2(1)$, а також відповідні величини (ρ_1 , M_1 , M_{r1}) іншого газу:

$$\rho_1 = \rho_2 \cdot d_2; \quad \rho_2 = \rho_1 / d_2, \quad (1.10)$$

$$M_1 = d_2(1) \cdot M_2; \quad M_2 = M_1 / d_2(1). \quad (1.11)$$

Відносна густина d – це величина безрозмірна, вона показує, наскільки один газ важче за інший (рис. 1.19).

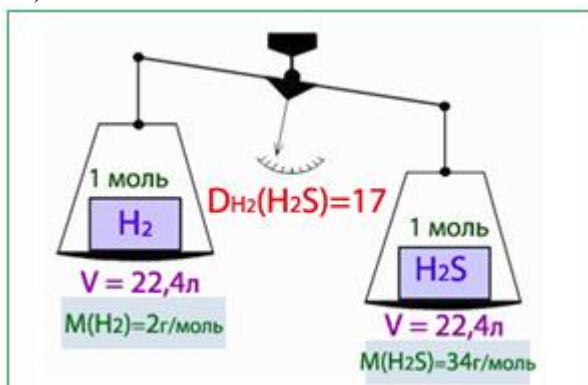


Рисунок 1.19 – Відносна густина $d_{H_2(H_2S)}$ показує, що газ сірководень H_2S важчий, ніж газ водень H_2 , у 17 разів

Закон Авогадро затвердив у атомно-молекулярному вченні уявлення про молекули як про найменші частинки речовини і про атоми як про найменші частинки елемента, підкреслюючи, що молекули простих речовин не тотожні їх атомам, навпаки, вони звичайно складаються з декількох атомів даного елемента.

Закон Авогадро має велике значення не лише для розвитку атомно-молекулярного вчення, а також для різних практичних розрахунків у газовій фазі. Закону підлягають усі гази незалежно від розмірів їх молекул. Не підлягають йому гази за умов низьких температур та високого тиску, а також речовини в рідкому або твердому стані.

З точки зору атомно-молекулярного вчення це пояснюється так. Як відомо, об'єм, що займає певна кількість речовини, обумовлюється трьома параметрами: числом складових частинок, відстанями між ними та їх розмірами. У газах за умов високих температур і низького тиску відстані між молекулами в тисячі разів більші за їх розміри, тому розмірами молекул можна знехтувати. Внаслідок цього об'єм газу буде обумовлюватися уже тільки двома параметрами: числом молекул і відстанями між ними. Але за однакових умов (тиск і температура) відстані між молекулами в різних газах однакові, тому в цьому випадку рівні об'єми різних газів містять одне й те саме число молекул.

За низьких температур та під високим тиском відстані між молекулами в газах зменшуються і стають сумірними з розмірами самих молекул, тому об'єм газу залежить також від розмірів молекул, а гази перестають підлягати закону Авогадро.

1.4.4 ОСНОВНІ ГАЗОВІ ЗАКОНИ

Стан газу характеризується його об'ємом V , тиском P і температурою T . Між цими величинами експериментально були встановлені такі закони:

1. **Закон Бойля-Маріотта** – ізотермічний (рис. 1.20а):

За умови постійної температури і маси газу добуток його тиску на об'єм є постійним.

Математичний вираз закону Бойля-Маріотта записується так:
при $T = \text{const}$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2, \quad \text{або } P \cdot V = \text{const}; \quad (1.12)$$

2. **Закон Гей-Люссака** – ізобаричний (рис. 1.20б):

При постійному тиску об'єм постійної маси газу пропорційний абсолютній температурі T .

Математично закон Гей-Люссака виражається так:

при $P = \text{const}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \quad \text{або } \frac{V}{T} = \text{const}, \quad \text{або } V_1 T_2 = V_2 T_1. \quad (1.13)$$

3. **Закон Шарля** – ізохоричний (рис. 1.20в):

Тиск фіксованої маси і фіксованого об'єму газу прямо пропорційний абсолютній температурі газу.

Математичний вираз закону Шарля записується так:

при $V = \text{const}$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \quad \text{або } P_1 T_2 = P_2 T_1, \quad \text{або } P/T = \text{const}. \quad (1.14)$$

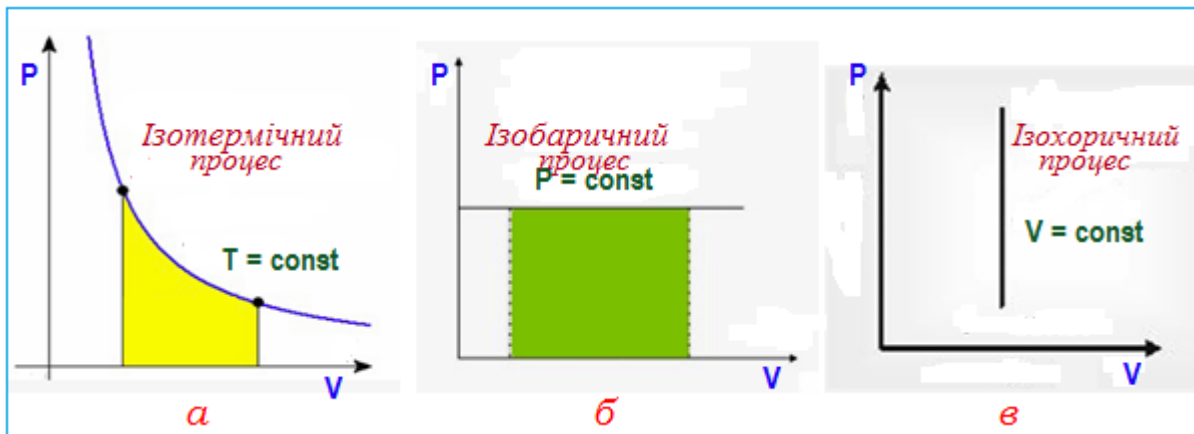


Рисунок 1.20 – Газові закони. Для різних газів:

- а) при постійній температурі ($T = \text{const}$) добуток тиску на об'єм газу є постійною величиною ($PV = \text{const}$);
- б) при сталому тиску ($P = \text{const}$) відношення об'єму газу до температури – постійна величина ($V/T = \text{const}$);
- в) при $V = \text{const}$ відношення тиску до температури – постійна величина ($P/T = \text{const}$)

Важливо уточнити, що в наведених законах газ розглядається як ідеальний.

Ідеальний газ – це гіпотетична математична модель, що виходить з таких припущень:

1) потенційною енергією взаємодії між молекулами газу можна знехтувати порівняно з кінетичною енергією їх руху; 2) сумарним об'ємом молекул газу можна знехтувати порівняно з об'ємом всього газу; 3) між молекулами не діють сили притягання або відштовхування; 4) зіткнення молекул між собою і зі стінками посудини є абсолютно пружними, а час взаємодії між молекулами дуже малий в порівнянні з середнім часом між зіткненнями.

Насправді, реальні гази тією чи іншою мірою відрізняються від ідеального, причому, чим більшою є молярна маса газу, тим помітніша ця відмінність.

Із сполучення трьох законів стану ідеального газу

$$P = \text{const} \Rightarrow \frac{V}{T} = \text{const} - \text{закон Гей-Люссака}$$

$$V = \text{const} \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{const} - \text{закон Шарля}$$

$$T = \text{const} \Rightarrow P \cdot V = \text{const} - \text{закон Бойля-Маріотта}$$

впливає **об'єднаний газовий закон** – його описує **рівняння Клапейрона**:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \quad \text{або} \quad \frac{PV}{T} = \text{const.} \quad (1.15)$$

Залежність для *одного моля газу* була виведена Менделєєвим, тому має назву **рівняння Менделєєва-Клапейрона**. В ньому міститься постійна величина – **універсальна газова стала** R (табл. 1.7):

$$\frac{PV}{T} = R \quad \text{або} \quad PV = RT. \quad (1.16)$$

Для довільної кількості газу **рівняння Менделєєва-Клапейрона** має вигляд:

$$PV = \nu RT, \quad \text{або} \quad PV = \frac{m}{M} RT. \quad (1.17)$$

Таблиця 1.7 – Розрахунки значень універсальної газової сталої R

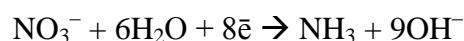
Тиск P (н.у.)	Температура T, К (н.у.)	Молярний об'єм V_M(н.у.)	Універсальна газова стала R = PV / T
101325 Па	273,15	22,4·10 ⁻³ м ³ /моль	$\frac{101325 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273,15} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$
1 атм	273,15	22,4 л/моль	$\frac{1 \cdot 22,4}{273,15} = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$
760 мм рт.ст.	273,15	22400 мл/моль	$\frac{760 \cdot 22400}{273} = 62360 \frac{\text{мм рт.ст.} \cdot \text{мл}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

1.4.5 ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Із закону сталості складу випливає, що елементи сполучаються один із одним у певних кількісних співвідношеннях, для характеристики яких було введено поняття еквівалента і еквівалентної маси (слово *еквівалентний* у перекладі означає *рівноцінний*).

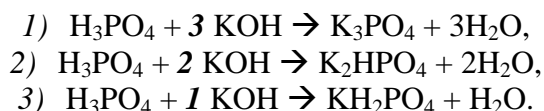
Еквівалент – це умовна чи реальна частинка речовини, яка може приєднувати, заміщати, віддавати або іншим чином взаємодіяти з одним іоном водню H⁺ чи гідроксилу OH⁻ у кислотно-основних (або іонообмінних) реакціях чи з одним електроном в окисно-відновних реакціях.

Наприклад, еквівалентом нітратної (азотної) кислоти в іонообмінних реакціях є реальна частинка – молекула HNO₃, що містить один іон H⁺. У той же час у відновному процесі



за еквівалент нітратної кислоти виступає вже умовна частинка, яка складає $1/8$ іона NO_3^- , тому що відбувається приєднання восьми електронів і на один електрон припадає усього восьма частка молекули HNO_3 .

Як приклад змінення еквівалента складної речовини залежно від особливостей реакції розглянемо нейтралізацію ортофосфатної (фосфорної) кислоти лугом, що може проходити відповідно до однієї з схем:



В реакції (1) H_3PO_4 поводить себе як триосновна кислота (заміщуються металом всі три атоми Н). Отже, еквівалент ортофосфатної кислоти в цьому випадку – це умовна частинка, яка відповідає $1/3$ молекули H_3PO_4 (на долю одного іона H^+ припадає саме третя частина молекули H_3PO_4). В реакції (2) H_3PO_4 реагує як двоосновна кислота, тому її еквівалент – умовна частинка, що відповідає $1/2$ молекули H_3PO_4 , а в реакції (3) еквівалентом є реальна частинка – молекула H_3PO_4 , оскільки заміщується тільки один атом Н.

Еквіваленти елементів також можуть бути різними – залежно від валентності елемента в сполуці. Так, еквівалент елемента S у сірководні – умовна частинка, що відповідає $1/2$ молекули H_2S , а еквівалентом S у гідроген персульфіді є реальна частинка – молекула H_2S_2 .

Таким чином, еквівалент – це фактично одна частка молекули, що відповідає одному атому Н чи одному іону H^+ (рис. 1.21).

Число, що показує, яка частка молекули чи іншої частинки речовини відповідає еквіваленту, називається **фактор еквівалентності** f_E .

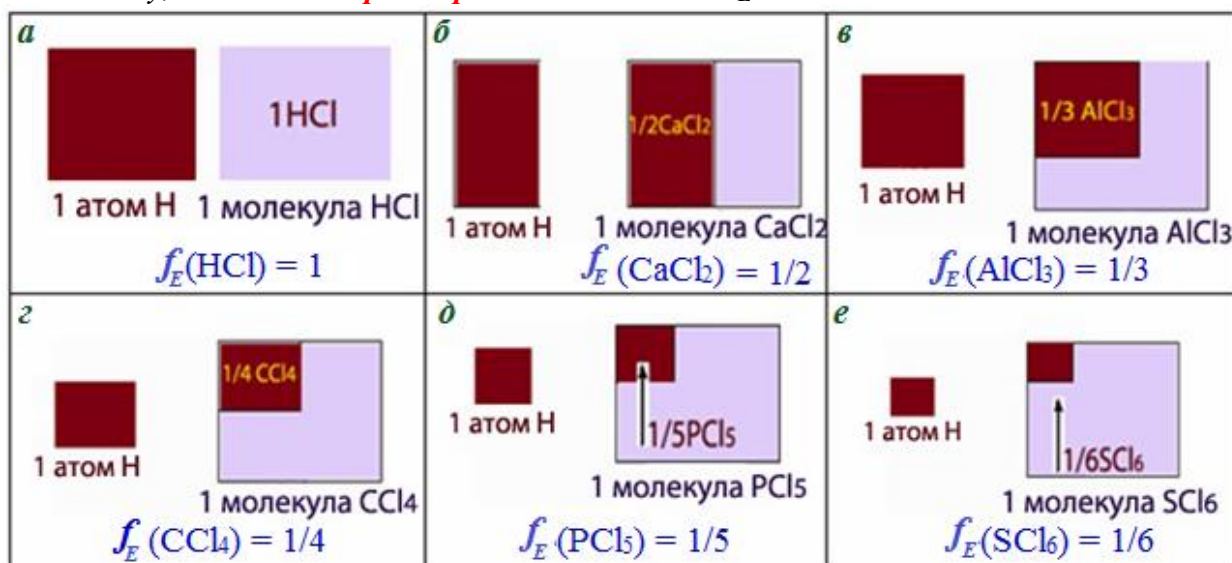


Рисунок 1.21 – Еквівалент і фактор еквівалентності речовин:
а) HCl ; б) CaCl_2 ; в) AlCl_3 ; г) Cl_4 ; д) PCl_5 ; е) SCl_6

Оскільки еквіваленти елемента і еквіваленти складної сполуки можуть бути різними, то як наслідок, і фактор еквівалентності теж буде мати різні значення, для обчислення якого існують прості формули (табл. 1.8).

Таблиця 1.8 – Розрахунки фактора еквівалентності

Частинка	Фактор еквівалентності	Приклади
Елемент	$f_E = 1 / B$, де B – валентність елемента	$f_E(\text{P в } \text{P}_2\text{O}_5) = 1/5$; $f_E(\text{C в } \text{CH}_4) = 1/4$
Проста сполука	$f_E = 1 / \nu \cdot B$, де B – валентність елемента,	$f_E(\text{H}_2) = 1 / (2 \cdot 1) = 1/2$; $f_E(\text{O}_2) = 1 / (2 \cdot 2) = 1/4$;

	ν – число атомів елемента, яке визначається індексом у хімічній формулі	$f_E(\text{Cl}_2) = 1 / (2 \cdot 1) = 1/2$; $f_E(\text{O}_3) = 1 / (3 \cdot 2) = 1/6$
Оксид	$f_E = 1 / \nu \cdot B$, де B – валентність елемента, ν – число атомів елемента (індекс у хімічній формулі)	$f_E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$; $f_E(\text{CrO}) = 1 / (1 \cdot 2) = 1/2$; $f_E(\text{H}_2\text{O}) = 1 / (2 \cdot 1) = 1/2$; $f_E(\text{P}_2\text{O}_5) = 1 / (2 \cdot 5) = 1/10$
Кислота	$f_E = 1 / \nu(\text{H}^+)$, де $\nu(\text{H}^+)$ – число атомів H, заміщених у ході реакції (основність кислоти)	Якщо основність H_2SO_4 у реакції дорівнює 1, то $f_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$; або: якщо основність H_2SO_4 дорівнює 2, то: $f_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$,
Основа	$f_E = 1 / \nu(\text{OH}^-)$, де $\nu(\text{OH}^-)$ – число гідроксильних груп OH^- , заміщених у ході реакції (кислотність основи)	Якщо кислотність $\text{Cu}(\text{OH})_2$ у реакції дорівнює 1, то: $f_E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$; або: якщо кислотність $\text{Cu}(\text{OH})_2$ у реакції дорівнює 2, то $f_E(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$,
Сіль	або: $f_E = 1 / \nu(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})$, або: $f_E = 1 / \nu(\text{An}) \cdot B(\text{An})$, або: $f_E = 1 / \nu(\text{An}) \cdot z (\text{An})$, де Me – метал, An – аніон (кислотний залишок), $\nu(\text{Me})$ – число атомів металу, заміщених у ході реакції, $B(\text{Me})$ – валентність металу, $\nu(\text{An})$ – число заміщених аніонів, $B(\text{An})$ – валентність кислотного залишку, $ z (\text{An})$ – заряд аніона за абсолютною величиною	Розрахунок по металу: $f_E(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$ або розрахунок по кислотному залишку: $f_E(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$
Іон	$f_E = 1 / z $, де $ z $ – заряд іона за абсолютною величиною	$f_E(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$; $f_E(\text{TiO}_2^{2+}) = 1/2$
Частинка в окисно-відновній реакції	$f_E = 1 / \nu(\bar{e})$, де $\nu(\bar{e})$ – число електронів, що беруть участь у процесі відновлення чи окиснення частинки	Окиснення: $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, $f_E(\text{Fe}^{2+}) = 1/2$; Відновлення: $\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow$ $\quad \quad \quad \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$, $f_E(\text{CrO}_4^{2-}) = 1/3$

Для характеристики еквівалента користуються величинами:

- еквівалентна маса $m_{\text{екв}}$ (точніше: $m_{\text{екв}}$ – молярна маса еквівалента);
- кількість еквівалентів $n_{\text{екв}}$.

Еквівалентна маса елемента (чи **молярна маса еквівалента**) – це маса одного моль еквівалентів (тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ еквівалентів), яка дорівнює відношенню молярної маси елемента до його валентності в сполуці (або добутку фактора еквівалентності на молярну масу елемента):

$$m_{\text{екв. елемента}} = \frac{M_{\text{елемента}}}{\text{Валентність}}. \quad (1.18)$$

або: $m_{\text{екв. елемента}} = f_E \cdot M_{\text{елемента}}. \quad (1.19)$

Якщо хоч одна речовина перебуває у газуватому стані, то зручніше використовувати поняття **молярний об'єм еквівалента** (чи просто – **еквівалентний об'єм**), який за розраховують за формулою

$$V_{\text{екв. газу}} = \frac{V_M}{\nu \cdot B}, \quad (1.20)$$

де V_M – молярний об'єм газу ($V_M = 22,4$ л/моль (н.у.)), ν – кількість атомів елемента, B – валентність. Наприклад:

$$V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{V_M}{2 \cdot 1} = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{екв}}(\text{O}_2) = \frac{V_M}{2 \cdot 2} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{екв}}(\text{NH}_3) = \frac{V_M}{1 \cdot 3} = \frac{22,4}{3} = 7,5 \text{ л/моль},$$

$$V_{\text{екв}}(\text{CO}_2) = \frac{V_M}{1 \cdot 4} = \frac{22,4}{4} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Кількість еквівалентів $n_{\text{екв}}$ – це число еквівалентів, що визначається відношенням маси речовини $m_{\text{реч}}$ до молярної маси еквівалента $m_{\text{екв}}$ або відношенням об'єму газу $V_{\text{газу}}$ до його еквівалентного об'єму $V_{\text{екв.газу}}$:

$$n_{\text{екв}} = m_{\text{речовини}} / m_{\text{екв}}, \quad (1.21)$$

$$n_{\text{екв}} = V_{\text{газу}} / V_{\text{екв.газу}}. \quad (1.22)$$

Молярна маса еквівалента $m_{\text{екв}}$ (еквівалентна маса) має розмірність [г/моль], молярний об'єм еквівалента $V_{\text{екв.газу}}$ – [л/моль], а кількість еквівалентів $n_{\text{екв}}$ – [моль], (інколи [моль-екв]).

Моль еквівалентів – це така кількість сполуки, яка взаємодіє без залишку з 1 моль еквівалентів атомів водню або в загальному випадку – з 1 моль еквівалентів будь якої речовини.

Поняття кількості еквівалентів і еквівалентних мас поширюється і на складні речовини. Для визначення еквівалентної маси складної сполуки використовують найпростіші правила, в яких для порівняння нагадаються і фактори еквівалентності відповідних сполук:

1. **Еквівалентна маса оксиду** дорівнює відношенню його молярної маси M до добутку валентності елемента B на число атомів елемента ν :

$$f_E = \frac{1}{\nu \cdot B}, \quad m_{\text{екв. оксиду}} = \frac{M_{\text{оксиду}}}{\nu \cdot B}. \quad (1.23)$$

Наприклад:

$$f_E(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{1}{2 \cdot 5} = \frac{1}{10}, \quad m_{\text{екв}}(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{142}{10} = 14,2 \text{ г/моль}.$$

2. **Еквівалентна маса кислоти** дорівнює відношенню її молярної маси M до основності – кількості атомів Н, здатних заміщуватися атомами металу:

$$f_{E \text{ кислоти}} = \frac{1}{\text{ОСНОВНІСТЬ}}, \quad m_{\text{екв. кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{ОСНОВНІСТЬ}}. \quad (1.24)$$

Наприклад:

$$f_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}, \quad m_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль}.$$

3. **Еквівалентна маса основи** дорівнює відношенню її молярної маси M до кислотності – кількості гідроксильних груп ОН, що заміщуються на кислотний залишок:

$$f_{E \text{ основи}} = \frac{1}{\text{Кислотність}}, \quad m_{\text{екв. основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{Кислотність}}. \quad (1.25)$$

Наприклад:

$$f_E(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1/3, \quad m_{\text{екв}}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = \frac{107}{3} = 35,7 \text{ г/моль}.$$

4. **Еквівалентна маса солі** дорівнює відношенню її молярної маси M до добутку валентності B металу на кількість його атомів ν :

$$f_{E \text{ солі}} = \frac{1}{\nu \cdot B}, \quad m_{\text{екв. солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{\nu \cdot B}. \quad (1.26)$$

Наприклад:

$$f_E(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6}, \quad m_{\text{екв}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{392}{6} = 65,3 \text{ г/моль}.$$

5. **Еквівалентна маса іона** дорівнює відношенню його молярної маси M до абсолютної величини заряду $|z|$:

$$f_{E \text{ іона}} = \frac{1}{|z|}, \quad m_{\text{екв}} = \frac{M_{\text{іона}}}{|z|}. \quad (1.27)$$

Наприклад, фактори еквівалентності та еквівалентні маси іонів VO^{3+} і SO_4^{2-} дорівнюють:

$$f_E(\text{VO}^{3+}) = \frac{1}{3}, \quad m_{\text{екв}}(\text{VO}^{3+}) = \frac{67}{3} = 22,3 \text{ г/моль},$$

$$f_E(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{1}{|-2|} = 1/2, \quad m_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{96}{|-2|} = 48 \text{ г/моль}.$$

6. **Еквівалентна маса бінарної сполуки** будь-якого елемента з водородом дорівнює відношенню молярної маси цієї сполуки до валентності елемента, наприклад:

$$f_E(\text{SiH}_4) = \frac{1}{4}, \quad m_{\text{екв}}(\text{SiH}_4) = \frac{32}{4} = 8 \text{ г/моль}.$$

7. **Еквівалентна маса складної сполуки** дорівнює сумі еквівалентних мас її складових частин. Наприклад,

- еквівалентна маса оксиду:

$$m_{\text{екв. оксиду}} = m_{\text{екв. елемента}} + m_{\text{екв. оксигену}},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{Na}_2\text{O}) = m_{\text{екв}}(\text{Na}) + m_{\text{екв}}(\text{O}) = 23 + 16/2 = 31 \text{ г/моль.}$$

- *еквівалентна маса основи:*

$$m_{\text{екв. основи}} = m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв}}(\text{OH}^-),$$

$$m_{\text{екв}}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = m_{\text{екв}}(\text{Ba}^{2+}) + m_{\text{екв}}(\text{OH}^-) = 137/2 + 17 = 85,5 \text{ г/моль.}$$

- *еквівалентна маса кислоти:*

$$M_{\text{екв. кислоти}} = m_{\text{екв}}(\text{H}^+) + m_{\text{екв. аніона}},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{екв}}(\text{H}^+) + m_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1 + 96/2 = 49 \text{ г/моль.}$$

- *еквівалентна маса солі:*

$$M_{\text{екв. солі}} = m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв. аніона}},$$

$$m_{\text{екв}}(\text{K}_2\text{CO}_3) = m_{\text{екв}}(\text{K}^+) + m_{\text{екв}}(\text{CO}_3^{2-}) = 39 + 60/2 = 69 \text{ г/моль.}$$

Закон еквівалентів був експериментально встановлений Ріхтером (1797 р.) і остаточно сформульований Дальтоном (1803 р.):

Хімічні сполуки реагують між собою в еквівалентних співвідношеннях:

З цього випливає, що для двох будь-яких речовин однієї хімічної реакції (вихідних реагентів чи продуктів) **закон еквівалентів** математично виражається рівністю кількостей еквівалентів цих речовин:

$$n_{\text{екв1}} = n_{\text{екв2}}. \quad (1.28)$$

Підставивши у математичний вираз закону еквівалентів (1.28) рівняння (1.21): $n_{\text{екв}} = m_{\text{речовини}} / m_{\text{екв}}$ і (1.22): $n_{\text{екв}} = V_{\text{газу}} / V_{\text{екв.газу}}$, одержимо ще два математичних вирази **закон еквівалентів**:

$$\frac{m_1}{m_{\text{екв1}}} = \frac{m_2}{m_{\text{екв1}}} \quad (1.29)$$

$$\frac{V_{\text{газу1}}}{V_{\text{екв.газу 1}}} = \frac{V_{\text{газу2}}}{V_{\text{екв.газу 2}}} \quad (1.30)$$

Якщо тільки одна сполука перебуває у газоподібному стані, звертаються до іншого виразу **закон еквівалентів**:

$$\frac{m_1}{m_{\text{екв1}}} = \frac{V_{\text{газу2}}}{V_{\text{екв.газу 2}}} \quad (1.31)$$

При практичних розрахунках іноді зручніше користуватися таким формулюванням **закон еквівалентів**: маси речовин (об'єми газів), що взаємодіють між собою, пропорційні їх еквівалентним масам (об'ємам газів):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{екв 1}}}{m_{\text{екв 2}}}, \text{ або } \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{екв 1}}}{V_{\text{екв 2}}} \quad (1.32)$$

1.5 ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ

Приклад 1.1. Розрахувати відносну молекулярну масу і молярну масу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Розв'язок. Відносна молекулярна маса M_r обчислюється як сума відносних атомних мас елементів A_r з урахуванням кількості атомів кожного елемента:

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342 \text{ а.о.м.}$$

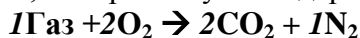
Однак чисельне значення молярної маси речовини M , виміряне в г/моль, чисельно співпадає із значенням M_r , тому $M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}$.

Приклад 1.2. Для спалювання 5 л невідомого газу витрачено 10 л кисню. Внаслідок цього утворюється 9 л вуглекислого газу і 5 л азоту. Встановити формулу газу, вважаючи, що всі об'єми виміряні за однакових умов.

Розв'язок. Співвідношення об'ємів газів дає стехіометричні коефіцієнти:



Запишемо умовне рівняння, використовуючи одержані коефіцієнти:



Аналізуючи співвідношення коефіцієнтів та склад усіх газів, можна дійти висновку, що невідомий газ містить по два атоми вуглецю і азоту, звідки:



Приклад 1.3. Розрахувати кількість речовини сульфатної (сірчаної) кислоти і число молекул H_2SO_4 у зразку масою 49 г.

Розв'язок. Відносна молекулярна маса сульфатної кислоти дорівнює:

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

а молярна маса має таке ж чисельне значення, хоча характеризує вже не масу однієї молекули, а масу одного моля речовини (тобто $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул):

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

Перетворивши рівняння (3.2: $M = m / \nu$) і (3.1: $\nu = N / N_A$), розраховуємо кількість речовини ν і число молекул N у зразку H_2SO_4 масою 49 г:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{49 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль},$$

$$N_{\text{молекул}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Приклад 1.4. За н.у. об'єм газу складає 112 мл. Чому дорівнюють кількість речовини і число молекул?

Розв'язок. Об'єм газу $V = 112 \text{ мл} = 0,112 \text{ л}$. Тоді на підставі рівнянь (3.4: $V = V_M / \nu$) і (3.1: $\nu = N / N_A$) знаходимо кількість речовини ν число молекул N газу в заданому об'ємі:

$$\nu_{\text{газу}} = \frac{V}{V_M} = \frac{0,112}{22,4} = 0,05 \text{ моль},$$

$$N = \nu \cdot N_A = 0,05 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{22} \text{ молекул}.$$

Приклад 1.5. Маса зразка азоту становить 14 г. Обчислити: а) кількість речовини азоту; б) об'єм, який займає азот за нормальних умов (н.у.); в) число молекул і атомів, що містяться у зразку азоту вказаної маси.

Розв'язок. Для розв'язування задач цього типу зручно користуватися готовими формулами.

а) На основі базисної формули визначення молярної маси ($M = m/\nu$) знайдемо кількість речовини азоту:

$$\nu(\text{N}_2) = m(\text{N}_2) / M(\text{N}_2) = 14 \text{ г} / 28 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}.$$

б) Об'єм V пов'язаний з молярним об'ємом V_M і кількістю речовини ν залежністю $\nu = V / V_M$, тоді об'єм зразку азоту за н.у.:

$$V(\text{N}_2) = \nu(\text{N}_2) \cdot V_M = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л}.$$

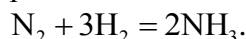
в) Число молекул азоту можна визначити, перетворивши формулу, що зв'язує кількість речовини ν , число молекул N і сталу Авогадро ($\nu = N/N_A$), звідки обчислимо кількість молекул азоту, що містяться у зразку масою 14 г:

$$N(\text{молекул N}_2) = \nu(\text{N}_2) \cdot N_A = 0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул}.$$

Знайдемо загальну кількість атомів азоту, врахувавши, що одна молекула складається з двох атомів. Отже, в $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул азоту міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів.

Приклад 1.6. Який об'єм займатиме амоніак, якщо відомо, що об'єм водню, з якого утворився NH_3 , становить 450 м^3 ? Об'єми газів виміряні за однакових умов.

Розв'язок. Складаємо рівняння хімічної реакції:



За рівнянням реакції визначаємо об'ємні співвідношення газів у реакції:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{NH}_3) = 3 : 2 = 1,5 : 1.$$

Отже, об'єм утвореного амоніаку в 1,5 рази менший за об'єм водню. Розраховуємо об'єм утвореного амоніаку:

$$V(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{H}_2)}{1,5} = \frac{450}{1,5} = 300 \text{ м}^3.$$

Приклад 1.7. Встановити формулу газу, який складається з двохатомних гомоядерних молекул, а його відносна густина за гелієм дорівнює 7.

Розв'язок. Гомоядерний – це газ, молекули якого складається з атомів одного елемента. Для зручності позначимо формулу газу через X_2 , а його відносну густина за гелієм – $d_{\text{He}}(\text{X}_2) = 7$. Тоді відносна молекулярна маса дорівнює:

$$M_r(\text{X}_2) = d_{\text{He}}(\text{X}_2) \cdot M_r(\text{He}) = 7 \cdot 4 = 28.$$

Газ є гомоядерним і двохатомним, тому молекула цього газу складається з двох однакових атомів, а відносна атомна маса складає:

$$A_r(\text{X}) = M_r(\text{X}_2) / 2 = 28 / 2 = 14 \text{ а.о.м.}$$

За таблицею Менделєєва знаходимо елемент, для якого $A_r = 14$. Це нітроген N, а шуканий газ – азот N_2 .

Приклад 1.8. Визначити молярну масу газу, якщо його відносна густина за повітрям становить 2.

Розв'язок. Відносна густина газу за повітрям $d_{\text{пов}}$ показує, у скільки разів газ легше чи важче за повітря, і визначається одним із співвідношень:

$$d_{\text{пов}} = M_{\text{газу}} / M_{\text{пов}} = \rho_{\text{газу}} / \rho_{\text{пов}}.$$

Беручи до уваги молярну масу повітря ($M_{\text{пов}} = 29 \text{ г/моль}$), обчислимо молярну масу невідомого газу:

$$M_{\text{газу}} = d_{\text{пов}} \cdot M_{\text{пов}} = 2 \cdot 29 \text{ г/моль} = 58 \text{ г/моль}.$$

Приклад 1.9. Об'єм газу при 23°C і тиску $103,3 \text{ кПа}$ дорівнює 250 л . Визначте об'єм газу за: а) нормальних умов; б) стандартних умов (ст.у.).

Розв'язок. Завдання такого типу потребують точного використання одиниць вимірювання всіх величин. При застосуванні об'єднаного газового закону необхідно слідкувати, щоб, по-перше, одиниці вимірювання відповідних величин в лівій та правій частинах рівняння збігалися, а по-друге – температуру виражати у кельвінах: ($t_{\text{н.у.}} = 0^\circ\text{C}$, або $T_{\text{н.у.}} = 273 \text{ K}$);

а) За рівнянням (3.11) об'єднаного газового закону розраховуємо об'єм газу за н.у.:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_n V_n}{T_n} \Rightarrow V_n = \frac{PVT_n}{TP_n} = \frac{101,3 \text{ кПа} \cdot 250 \text{ л} \cdot 273 \text{ K}}{296 \text{ K} \cdot 101,3 \text{ кПа}} = 235 \text{ л}.$$

б) Стандартними вважаються такі умови: $T_0 = 298 \text{ K}$ ($t_0 = 25^\circ\text{C}$), $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$. Тоді об'єм газу за ст.у. становить:

$$V_0 = \frac{PVT_0}{TP_0} = \frac{103,3 \text{ кПа} \cdot 250 \text{ л} \cdot 298 \text{ K}}{296 \text{ K} \cdot 101,3 \text{ кПа}} = 257 \text{ л}.$$

Приклад 1.10. Об'єм газу H_2S , виміряний при температурі 17°C та тиску $98,64 \text{ кПа}$, становить $1,8 \text{ л}$. Розрахуйте густина H_2S за н.у. і за вказаних умов.

Розв'язок. Задачі такого типу зручніше розв'язувати за рівнянням Менделєєва-Клапейрона, обов'язково беручи до уваги необхідність застосування відповідних одиниць

вимірювання. Оскільки ми обираємо величину універсальної газової сталої $R = 8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$, то слід попередньо перевести й усі вихідні дані у міжнародні одиниці вимірювання СІ. Маємо:

$$\begin{array}{ll} \text{Температура:} & T = 17 + 273 = 290\text{К}, \\ \text{Тиск} & P = 98,64 \text{ кПа} = 98640 \text{ Па}, \\ \text{Об'єм} & V = 1,8 \text{ л} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3. \end{array}$$

При цьому шукана маса газу H_2S буде виражатися у кг.

Перетворимо рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T, \quad \text{звідки } m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T}$$

Маса газу сірководню:

$$m(\text{H}_2\text{S}) = \frac{98640 \text{ Па} \cdot 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 34 \cdot 10^{-3} \text{ кг}}{290 \text{ К} \cdot 8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг} = 2,5 \text{ г}.$$

Розраховуємо густину за н.у. $\rho(\text{H}_2\text{S})_{\text{н.у.}}$ і за вказаних умов $\rho(\text{H}_2\text{S})$:

$$\rho(\text{H}_2\text{S})_{\text{н.у.}} = \frac{M}{V_M} = \frac{34 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,52 \text{ г/л}.$$

$$\rho(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m}{V} = \frac{2,5 \text{ г}}{1,8 \text{ л}} = 1,39 \text{ г/л}.$$

За іншим способом розрахунок густини H_2S можна також провести на підставі рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$\begin{aligned} PV &= \frac{m}{M} RT \Rightarrow P = \frac{m}{V} RT \Rightarrow P = \frac{\rho RT}{M} \Rightarrow \\ \rho(\text{H}_2\text{S}) &= \frac{PM}{RT} = \frac{98640 \text{ Па} \cdot 34 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}}{8,314 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К} \cdot 290 \text{ К}} = 1,39 \text{ кг/м}^3. \end{aligned}$$

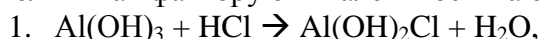
Приклад 1.11. Визначити фактор еквівалентності та еквівалентну масу нітрогену в сполуках: а) NH_3 ; б) NO_2 ; в) N_2O_5 ; г) N_2O .

Розв'язок. З урахуванням валентності нітрогену в кожній сполуці обчислимо фактори еквівалентності ($f_E = 1/V$) та еквівалентні маси $m_{\text{екв}}$ за формулою (3.15):

$$\begin{array}{lll} \text{а) } \text{NH}_3: & f_E(\text{N}) = 1/3, & m_{\text{екв}} = 14/3 = 4,3 \text{ г/моль}, \\ \text{б) } \text{NO}_2: & f_E(\text{N}) = 1/4, & m_{\text{екв}} = 14/4 = 3,5 \text{ г/моль}, \\ \text{в) } \text{N}_2\text{O}_5: & f_E(\text{N}) = 1/5, & m_{\text{екв}} = 14/5 = 2,8 \text{ г/моль}, \\ \text{г) } \text{N}_2\text{O}: & f_E(\text{N}) = 1, & m_{\text{екв}} = 14/1 = 14 \text{ г/моль}. \end{array}$$

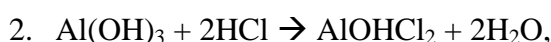
Приклад 1.12. Визначити фактор еквівалентності та еквівалентну масу алюміній гідроксиду у реакціях із гідрогенхлоридом (соляною) кислотою в різних стехіометричних співвідношеннях.

Розв'язок. Алюміній гідроксид містить три гідроксильні групи, тому в реакцію нейтралізації з кислотою може вступати в різних стехіометричних співвідношеннях залежно від співвідношення кількостей речовин $\text{Al}(\text{OH})_3$ і кислоти HCl , що позначається на величинах фактору еквівалентності та еквівалентної маси.



В реакції (1) алюміній гідроксид поводить себе як однокислотна основа, оскільки відбувається заміщення тільки однієї гідроксильної групи OH , тому фактор еквівалентності f_E і еквівалентна маса $m_{\text{екв}}$ набувають значень:

$$f_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1, \quad m_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = M/1 = 78 \text{ г/моль}.$$



В реакції (2) в алюміній гідроксиді заміщуються вже дві гідроксильні групи OH (двохкислотна основа), тому фактор еквівалентності f_E і еквівалентна маса $m_{\text{екв}}$ дорівнюють:

$$f_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/2, \quad m_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = M/2 = 78/2 = 39 \text{ г/моль.}$$



В реакції (3) алюміній гідроксид – трикислотна основа, тому величини фактору еквівалентності f_E і еквівалентної маси $m_{\text{екв}}$ є такими:

$$f_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3, \quad m_{\text{екв}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = M/3 = 78/3 = 26 \text{ г/моль.}$$

Приклад 1.13. Внаслідок взаємодії карбонату двовалентного металу масою 3,00 г з надлишком сульфатної (сірчаної) кислоти утворилось 4,08 г сульфату цього металу. Визначити метал. Який об'єм газу виділився?

Розв'язок. Запишемо умовне рівняння реакції



За законом еквівалентів маємо:

$$\frac{m_{\text{карбонату}}}{m_{\text{сульфату}}} = \frac{m_{\text{екв.карбонату}}}{m_{\text{екв.сульфату}}}.$$

З іншого боку еквівалентна маса складної сполуки дорівнює сумі еквівалентних мас складових частин, тобто:

$$\begin{aligned} m_{\text{екв.карбонату}} &= m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв}}(\text{CO}_3^{2-}), \\ m_{\text{екв.сульфату}} &= m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-}), \end{aligned}$$

тому одержуємо:

$$\frac{m_{\text{карбонату}}}{m_{\text{сульфату}}} = \frac{m_{\text{екв.карбонату}}}{m_{\text{екв.сульфату}}} = \frac{m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв}}(\text{CO}_3^{2-})}{m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-})}.$$

Еквівалентні маси карбонат- і сульфат-аніонів складають:

$$\begin{aligned} m_{\text{екв}}(\text{CO}_3^{2-}) &= M / |z| = 60 / 2 = 30 \text{ г/моль,} \\ m_{\text{екв}}(\text{SO}_4^{2-}) &= M / |z| = 96 / 2 = 48 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

Підставляємо відповідні значення у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{4,08} = \frac{m_{\text{екв}}(\text{Me}) + 30}{m_{\text{екв}}(\text{Me}) + 48}.$$

Розв'язуючи це рівняння відносно $m_{\text{екв}}(\text{Me})$, одержуємо

$$m_{\text{екв}}(\text{Me}) = 20 \text{ г/моль.}$$

Оскільки метал двохвалентний, то його молярна маса дорівнює

$$M(\text{Me}) = m_{\text{екв}}(\text{Me}) \cdot \nu = 20 \cdot 2 = 40 \text{ г/моль.}$$

Тоді відносна атомна маса $A_r(\text{Me}) = 40$ а.о.м. Знаходимо метал за значенням A_r в періодичній системі елементів. Цей метал – кальцій.

Для розрахунків об'єму CO_2 , що виділився внаслідок реакції, використовуємо закон еквівалентів у вигляді

$$\frac{m_{\text{карбонату}}}{m_{\text{екв.карбонату}}} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_{\text{екв}}(\text{CO}_2)}.$$

Еквівалентну масу CaCO_3 і еквівалентний об'єм CO_2 розрахуємо за відповідними формулами:

$$\begin{aligned} m_{\text{екв}}(\text{CaCO}_3) &= M / 2 = 100 / 2 = 50,00 \text{ г/моль,} \\ V_{\text{екв}}(\text{CO}_2) &= V_M / 2 \cdot 2 = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ л/моль.} \end{aligned}$$

Підставляємо дані у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{50,00} = \frac{V(\text{CO}_2)}{5,6}, \quad \text{звідки } V(\text{CO}_2) = 3,36 \text{ л.}$$

Записуємо рівняння реакції



Приклад 1.14. З оксиду металу масою 0,54 г можна одержати нітрат цього металу масою 1,26 г. Розрахуйте молярну масу еквівалента металу і визначте метал.

Розв'язок. За законом еквівалентів:

$$\frac{m(\text{Me}_x\text{O}_y)}{m(\text{Me}(\text{NO}_3)_y)} = \frac{m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{O}_y)}{m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{NO}_3)_y)}$$

Молярну масу еквівалента оксиду металу подаємо так:

$$m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{O}_y) = m_{\text{екв}}(\text{Me}) + m_{\text{екв}}(\text{O}) = x + 8,$$

тоді молярна маса еквівалента нітрату металу дорівнює:

$$m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{NO}_3)_y) = m_{\text{екв}}(\text{Me}^{y+}) + m_{\text{екв}}(\text{NO}_3^-) = x + 62.$$

Підставляючи подані значення молярних мас еквівалентів оксиду та нітрату металу у вираз закону еквівалентів, отримуємо:

$$\frac{0,54}{1,26} = \frac{x + 8}{x + 62} \Rightarrow x = 32,5 \text{ г/моль.}$$

За формулою $m_{\text{екв}}(\text{Me}) = M(\text{Me}) / V$ виводимо вираз для обчислення молярної маси металу:

$$M(\text{Me}) = m_{\text{екв}}(\text{Me}) \cdot V.$$

Методом перебору можливих валентностей металу $V(\text{Me})$ відшукуємо підходяще значення молярної маси:

$$\text{якщо } V = 1, \quad \text{то } M = V \cdot m_{\text{екв}} = 1 \cdot 32,5 = 32,5 \text{ г/моль;}$$

$$\text{якщо } V = 2, \quad \text{то } M = V \cdot m_{\text{екв}} = 2 \cdot 32,5 = 65 \text{ г/моль;}$$

$$\text{якщо } V = 3, \quad \text{то } M = V \cdot m_{\text{екв}} = 3 \cdot 32,5 = 96,5 \text{ г/моль.}$$

$$\text{якщо } V = 4, \quad \text{то } M = V \cdot m_{\text{екв}} = 4 \cdot 32,5 = 130 \text{ г/моль;}$$

$$\text{якщо } V = 5, \quad \text{то } M = V \cdot m_{\text{екв}} = 5 \cdot 32,5 = 162,5 \text{ г/моль.}$$

Перевіряємо значення молярних мас за таблицею Менделєєва. З усіх одержаних результатів для металу підходить тільки один:

$$M(\text{Me}) = 65 \text{ г/моль.}$$

Слід звернути увагу, що величина молярної маси 163,5 г/моль збігається з молярною масою елемента-лантаніду ${}_{66}\text{Dy}$, однак диспрозій розміщується у ШВ-групі періодичної системи, вища валентність для нього – III, тому Dy не здатний виявляти валентність, що дорівнює V. Розглядати більші значення валентностей недоречно, оскільки при цьому одержимо нереальну величину молярної маси. Але для загального випадку обов'язково слід зауважити, що при розв'язуванні подібних задач, необхідно послідовно підставляти можливі значення валентності елемента (від I до VIII), доки не буде визначено хімічний елемент.

Оскільки чисельне значення молярної маси металу збігається із значенням його відносної атомної маси, тому $A_r(\text{Me}) = 65$ а.о.м. У періодичній системі хімічних елементів знаходимо метал з таким значенням відносної атомної маси. Цей метал цинк, тому що $A_r(\text{Zn}) = 65$ а.о.м.

Приклад 1.15. При взаємодії 1,215 г невідомого металу з сульфатною кислотою виділяється 1,12 л водню (н.у.). Розрахуйте молярну масу еквівалента металу і визначте метал.

Розв'язок. За законом еквівалентів розраховуємо молярну масу еквівалента металу:

$$\frac{m(\text{Me})}{V(\text{H}_2)} = \frac{m_{\text{екв}}(\text{Me})}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)} \Rightarrow$$

$$m_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{1,215 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ г/моль}}{1,12 \text{ л}} = 12,15 \text{ г/моль.}$$

Далі скористаємося методом перебору, як у **прикладі 3.18**:

$$\text{якщо } V = 1, \quad \text{то } M = V \cdot m_{\text{екв}} = 1 \cdot 12,15 = 12,15 \text{ г/моль.}$$

Оскільки молярна маса чисельно збігається з відносною атомною масою, шукаємо у періодичній системі хімічних елементів одновалентний метал зі значенням $A_r = 12$. Такого металу не існує. Тоді припустимо, що валентність металу дорівнює II, одержуємо:

$$M(\text{Me}) = 12,15 \text{ г/моль} \cdot 2 = 24,3 \text{ г/моль} .$$

У періодичній системі елементів є двохвалентний метал зі значенням $A_r = 24$ а.о.м. Цей метал – магній Mg.

1.6 ВИСНОВКИ

Відкриття основних хімічних законів і залежностей поклало початок практичному застосуванню розрахункових методів у хімії, які спираються на фундаментальні та стехіометричні закони.

Найважливішим по праву вважається закон збереження маси – фундаментальний загальний закон природи, який одночасно став і стехіометричним законом і надав можливості визначати кількісні співвідношення між елементами у сполуках чи між речовинами при їх взаємодії. Цей закон став потужним поштовхом у розвитку хімії не тільки як природничої, але і як точної науки.

Крім фундаментальних, хімія спирається і на стехіометричні закони. Серед них важливіше значення мають закон сталості складу сполук, завдяки якому були відкриті речовини змінного складу – бертоліди; закон об'ємних співвідношень Гей-Люссака, що дозволяє розрахувати об'єми газів або знаходити склад невідомого газу в реакційній системі; закон Авогадро, який має величезне значення не лише для розвитку атомно-молекулярного вчення, а також для різних практичних розрахунків у газовій фазі.

Серед інших стехіометричних законів слід відмітити газові закони, що описують поведінку речовин у газуватому стані: закони Дальтона (про парціальний тиск), Бойля-Маріотта, Гей-Люссака, Шарля, на підстав яких були виведені рівняння Клапейрона і Менделєєва-Клапейрона та відкрита універсальна молярна (газова) стала.

Особливе місце в розрахунковій хімії посідає закон еквівалентів.

Глибоке розуміння основних законів хімії та вміння їх практичного застосування дозволяє як удосконалювати, так і створювати нові технологічні процеси, машини, установки, обладнання.

1.7 ПИТАННЯ ДЛЯ САМОПЕРЕВІРКИ

1. Охарактеризуйте основні положення атомно-молекулярного вчення, а також поняття: атом, молекула, хімічний елемент, проста і складна речовина, алотропія, ізотопія, ізобарія.
2. Чи співпадають хімічні і фізичні властивості молекул з фізичними і хімічними властивостями речовин? Відповідь аргументуйте.
3. Дайте розгорнуту характеристику фізичних величин, що використовуються в хімії: атомна одиниця маси, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, кількість речовини, молярна маса, молярний об'єм, відносна густина одного газу за іншим.
4. Який взаємозв'язок є між значеннями відносної молекулярної маси і молярної маси?
5. У чому полягає фундаментальне значення закону збереження маси і енергії?
6. Які закони хімії називаються стехіометричними?
7. Як закон збереження маси застосовується при хімічних розрахунках? Як відповідно до наслідку цього закону співвідносяться між собою кількості атомів одного елемента у молекулах вихідних сполук і продуктів реакції?

8. У чому суть закону сталості складу? За якою ознакою можна віднести ту чи іншу сполуку до дальтонідів або до бертолідів?
9. Як за допомогою закону об'ємних співвідношень можна встановити реакційні об'єми газів; якісний і кількісний склад невідомого газу в реакційному середовищі?
10. Сформулюйте закон Авогадро і його наслідки.
11. Дайте розгорнуту характеристику фізичних величин, що використовуються в хімії: кількість речовини, молярна маса, молярний об'єм, відносна густина одного газу за іншим. В яких одиницях вони вимірюються?
12. Наведіть значення тиску і температури в різних одиницях вимірювання, які об'єднують спільною назвою «нормальні умови».
13. Охарактеризуйте фізичний зміст понять: відносна молекулярна маса і молярна маса. Який взаємозв'язок існує між цими величинами?
14. Охарактеризуйте поняття: моль, стала Авогадро.
15. Чим пояснити, що різні гази за однакових умов мають приблизно однаковий молярний об'єм? Як він обчислюється?
16. Що називається відносною густиною одного газу за іншим, як вона обчислюється, що показує?
17. У якому агрегатному стані та чому речовини підлягають закону Авогадро? Як з точки зору атомно-молекулярного вчення пояснити те, що при високому тиску і низькій температурі гази не підлягають закону Авогадро?
18. Запишіть математичні вирази законів: Бойля-Маріотта (ізотермічного), Гей-Люссака (ізобаричного), Шарля (ізохоричного), а також універсального газового закону (рівняння Клапейрона).
19. Який вигляд має рівняння Менделєєва-Клапейрона для одного моль газу; для довільної кількості газу? Як розрахувати значення універсальної газової сталої R в різних одиницях вимірювання?
20. Охарактеризуйте поняття: еквівалент, фактор еквівалентності, еквівалентна маса (молярна маса еквівалента), кількість еквівалентів, еквівалентний об'єм (молярний об'єм еквівалента).
21. Зазначте фактор еквівалентності мангану в оксидах: MnO , M_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 , MnO_3 .
22. Обчисліть фактор еквівалентності та еквівалентні маси складних сполук:
а) CrO_3 , $Cr_2(SO_4)_3$, $Cr(OH)_3$, Cr_2O_3 , $Cr(NO_3)_2$; б) NO , NO_2 , HNO_3 , $Fe(NO_3)_3$; в) Fe_2O_3 , FeO , $Fe(OH)_3$, $FeSO_4$.
23. Обчисліть фактор еквівалентності та еквівалентні маси арсенатної (миш'якової) кислоти у таких реакціях:
а) $H_3AsO_4 + 3KOH \rightarrow K_3AsO_4 + 3H_2O$;
б) $H_3AsO_4 + 2KOH \rightarrow K_2HAsO_4 + 2H_2O$;
в) $H_3AsO_4 + KOH \rightarrow KH_2AsO_4 + H_2O$.
24. Сформулюйте закон еквівалентів і наведіть його математичні вирази.