

Основні або стехіометричні закони хімії /збереження маси речовини, сталості складу, еквівалентів, кратних відношень, закон Авогадро/ були відкриті після вивчення кількісних відношень /масових і об'ємних/, в яких реагують між собою речовини. Відкриття цих законів визначило початок хімії як науки. Вказані закони ствердили реальність існування атомів і молекул, стали кількісною основою атомно-молекулярного вчення. З другого боку, тільки на основі атомно-молекулярного вчення ці закони здобули вичерпне пояснення. Знання основних законів хімії й положень атомно-молекулярного вчення необхідні при вивченні всіх наступних розділів програми.

Між тям, цей розділ в середній школі вивчається недосить ґрунтовно: не розглядається поняття еквівалент, не розбираються способи визначення атомних, молекулярних й еквівалентних мас та ряд інших питань. У вузівських підручниках цей матеріал або зовсім не розглядається, або не зовсім відповідає вимогам програм для хіміко-технологічних та металургійних спеціальностей.

Тому в даних методичних вказівках в стислій формі даються основні закони хімії й зв'язані з ними положення атомно-молекулярного вчення. Враховано зміни в визначенні деяких понять в зв'язку з введеним в хімію одиниць СІ. Для закріплення матеріалу в кінці роботи дано вправи.

## І. Розвиток атомістичних уявлень в хімії

Атомістичні уявлення про будову речовин вперше розвинені в роботах стародавніх філософів в Іречії Демокріта й Епікура. Однак їх вірні в матеріалістичних позиціях атомістичні уявлення не були potwierdжені експериментально, не зв'язані з практикою й тому надовго забуті.

Відродження атомістичних уявлень після багатовікового панування ідеалістичних уявлень алхіміків зв'язане з введеним в хімію кількісного методу дослідження Ломоносовим та Лавуазьє. В роботах цих вчених був сформульований і підтверджений експериментально закон збере-

ження маси речовин. Крім того, Лавуазьє вніс новітні уявлення про хімічний елемент, заклав основи класифікації хімічних речовин.

Після Лавуазьє хіміки почали широко проводити кількісні дослідження різноманітних хімічних реакцій. При цьому, перш за все, вникло питання про склад речовин. В результаті наукової дискусії між французькими вченими Бертолле та Прустом було відкрито закон сталості складу. Бертолле, базуючись на результатах досліджень сплавів, оксидів, сульфідів та деяких інших речовин, вважав, що речовини мають перемінний склад, а Пруст на основі даних хімічного аналізу цілого ряду інших речовин стверджував, що склад усякої чистої речовини постійний. Визнання отримали погляди Пруста, а сама дискусія виявилася дуже плідною для розвитку хімії.

На базі закону сталості складу з'явилася можливість вивчати кількісні відношення, в яких з'єднуються між собою хімічні елементи. В результаті Ріхтер і Дальтон відкрили й сформулювали закон еквівалентів, після чого Дальтон, вивчаючи кількісні співвідношення в сполуках, утворених двома елементами, сформулював закон кратних відношень.

З цього закону витікло, що елементи входять в сполуки певними порціями. В результаті Дальтон ввів в хімію, а точніше відродив, уявлення про атоми як найменші частки, що утворюють всі речовини.

Після опублікування основних положень теорії Дальтона вчені приступали до пошуку способів визначення атомних мас. Була введена система відносних атомних мас, причому маса найлегшого атома — водню була прийнята за одиницю.

Подальший розвиток хімії здобула на основі даних про об'ємні відношення, в яких реагують між собою гази /Гей-Люссак/. Намагаючись пояснити ці об'ємні співвідношення, Авогадро висунув гіпотезу, за якою припускалось існування більш складних часток простих речовин — молекул, а також, що число молекул різних газів в рівних об'ємах однакове. Практичне застосування погляди Авогадро здобули в роботах Канніццаро, який, базуючись на законі Авогадро, розробив спосіб визначення молекулярних мас газів і атомних мас хімічних елементів.

На з'їзді хіміків в м. Карлсруе в 1860 році погляди Авогадро й Канніццаро здобули визнання, а, крім того, були чітко сформульовані основні поняття хімії /атом, молекула, хімічний елемент та ін./ й положення атомно-молекулярного вчення.

Відкриття стехіометричних законів хімії й розвиток положень атомно-молекулярного вчення дали могутній поштовх подальшому роз-

вистку хімічної науки, який ознаменувався такими важливими відкриттями, як теорія хімічної будови органічних речовин А.М.Бутлерова й періодичний закон і періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.

## 2. Основні положення атомно-молекулярної теорії

### 2.1. Атом, молекула, хімічний елемент, проста речовина /сучасні уявлення/

Як ми вже знаємо, всі речовини, що нас оточують, складаються з атомів хімічних елементів. Якщо речовина складається з однакових атомів, вона називається простою, якщо ж з різних - складною.

Атом - це найменша хімічно неподільна частка елемента, що входить до складу простих і складних речовин і зберігає хімічні властивості цього елемента. З точки зору будови речовин атом можна визначити як електронейтральну систему, що складається з додатньо зарядженого ядра й електронів, що рухаються навкруг нього.

Сукупність атомів з однаковим зарядом ядра називається хімічним елементом. Атоми одного й того ж елемента можуть мати різну масу. Це - ізотопи. Вони мають практично однакові хімічні властивості. Найменше всі елементи являють собою суміш ізотопів. Атоми хімічних елементів, за виключенням інертних газів, у вільному стані не зустрічаються, а існують у формі сполук.

В залежності від характеру хімічного зв'язку між атомами розрізняють речовини молекулярної й немоллекулярної будови. Речовини молекулярної будови відрізняються ковалентним характером зв'язку. Молекула - це найменша частинка таких речовин /простих і складних/, вона зберігає їх хімічні властивості.

Слід розрізняти поняття "хімічний елемент" і "проста речовина". Перш за все тому, що всі речовини, як прості, так і складні, складаються з елементів. Просту речовину можна розглядати як форму існування хімічного елемента у вільному стані /в природі/. Деякі елементи утворюють кілька простих речовин, які відрізняються за будовою й властивостями. Таке явище називається алотропією. Так, елемент кисень утворює дві простих речовини /алотропічні форми/ - власне кисень  $O_2$  й озон  $O_3$ . Причина алотропії тут - різна кількість атомів елемента в молекулі. Алотропічні модифікації вуглець /алмаз, графіт, карбін/, як і деяких інших неметалів, відрізняються будовою кристалічної решітки.

## 2.2. Атомні й молекулярні маси

Абсолютні маси атомів і молекул надзвичайно малі. Так, маса атома калію становить  $2,67 \cdot 10^{-23}$  г, а атома вуглецю -  $2 \cdot 10^{-23}$  г. Тому Дальтон ввів відносну одиницю атомної маси - масу атома найлегшого елемента - водню  $1,67 \cdot 10^{-24}$  г/, а маси атомів інших елементів стала відносити до маси атома водню. Користуватися воднем на практиці при визначенні атомних мас виявилось незручно. Тому в часом перейшли до каліювих, а потім і до вуглецевих одиниць.

Зараз за одиницю атомної маси прийнято  $1/12$  маси атома ізотопу вуглецю-12. По абсолютній шкалі атомна одиниця маси /а.о.м./ становить  $1,667 \cdot 10^{-24}$  г, що в  $6,022 \cdot 10^{23}$  рази менше за 1 грам.

Таким чином, відносна атомна маса - це відношення маси атома даного елемента до  $1/12$  маси атома вуглецю-12. Позначається вона символом  $A_r$ , де r - початкова буква англійського слова "relative" /відносний/.

Відносна атомна маса - безрозмірна величина і її слід відрізняти від маси атомів, вираженої в атомних одиницях маси  $m_A$ , хоч чисельно вони збігаються. Наприклад:

$$\begin{aligned} A_r(\text{Li}) &= 6,939; & m_A(\text{Li}) &= 6,939 \text{ а.о.м.} \\ A_r(\text{Cl}) &= 35,453; & m_A(\text{Cl}) &= 35,453 \text{ а.о.м.} \end{aligned}$$

В періодичній системі атомні маси елементів приведені в відносних одиницях, причому взяті середні арифметичні значення мас природної суміші ізотопів кожного даного елемента.

Молекулярні маси речовин також виражаються в відносних одиницях. Відносна молекулярна маса ( $M_r$ ) визначається як відношення маси молекули до  $1/12$  маси атома вуглецю-12.

Відносна молекулярна маса чисельно дорівнює масі одної молекули речовини, вираженої в атомних одиницях маси /а.о.м./. На практиці молекулярну масу речовин знаходять додаванням атомних мас елементів, що входять в молекулу даної речовини. Наприклад:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18,$$

або в атомних одиницях маси:  $m_M(\text{H}_2\text{O}) = 2m_A(\text{H}) + m_A(\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ а.о.м.} + 16 \text{ а.о.м.} = 18 \text{ а.о.м.}$

## 2.3. Кількість речовини. Моль. Стала Авогадро. Молярна маса

Елементарні частинки, з яких складаються речовини /структурні

одявниці/ - атоми, молекули, іони, дуже малі на розмірами і лічити їх в реальних тілах /макросистемах/ надзвичайно важко. Тому було введено поняття кількість речовини, що виражає певну сукупність структурних одявниць. В СІ за одявницю кількості речовини прийнято моль. Це сукупність такої кількості структурних одявниць /порція/, скільки атомів міститься в 12 грамах вуглець-12.

Встановлено, що в 12 г ізотопу  $^{12}_6\text{C}$  міститься  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів. Це означає, що 1 моль атомів будь-якого елементу також містить  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомів, в один моль молекул будь-якої речовини містять  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул і т.д. Число  $6,02 \cdot 10^{23}$ , що показує кількість структурних одявниць в одному молі речовини, називається сталом Авогадро і позначається  $N_A$ .

В реальних хімічних розрахунках незручно оперувати надто малими значеннями мас окремих атомів і молекул. Тому було введено поняття молярної маси, яка визначається як відношення маси речовини в грамах /кілограмах/ до кількості даної речовини /числа молів/:

$$M(X) = \frac{m}{\nu(X)},$$

де  $X$  - формульне позначення речовини /атома/.

Дуже важливо запам'ятати, що молярна маса в грамах для моля атомів чисельно рівна відносній атомній масі даного елементу, а моля молекул речовини - молярній масі цієї речовини. Наприклад, відносна атомна маса кисню дорівнює 16, молярна маса атомів кисню - 16 г/моль, молекулярна маса води - 18, молярна маса води - 18 г/моль. Саме в цьому й полягає вигода використання поняття моль, як і те, що в молях рівних речовин однакова кількість структурних одявниць.

Як же пояснити, що молярна маса в грамах чисельно дорівнює атомній /молекулярній/ масі? Це впливає з визначення поняття "моль". Стандартний моль атомів вуглець має масу 12 г, а атом вуглець - 12 а.о.м. Масу моля атомів вуглець можна подати як масу одного атома помножену на число атомів у молі:

$$12 \text{ а.о.м.} \cdot N_A = 12 \text{ г, звідки } 1 \text{ а.о.м.} \cdot N_A = 1 \text{ г.}$$

Таким чином, стала Авогадро  $6,02 \cdot 10^{23}$  /показує не тільки число структурних одявниць у молі, але й у скільки разів 1 а.о.м. менша за 1 грам. Якщо взяти інші елементи, то атомна й молярна маси будуть іншими, але співвідношення між ними лишиться тим же, через те, що число атомів у молі - величина стала. Так, для сірки:

$$32 \text{ а.о.м.} \cdot N_A = M(S); \quad 32(1 \text{ а.о.м.} \cdot N_A) = M(S); \quad M(S) = 32 \text{ г/моль.}$$

Розгляньте співвідношення між атомними /молекулярними/ й молярними масами деяких речовин в таких прикладах:

Атоми	Маса атома	Відносна атомна маса	Молярна маса атомів
H	1 а.о.м.	1	1 г/моль
O	16 а.о.м.	16	16 г/моль
Молекули	Маса молекули	Відносна молекулярна маса	Молярна маса молекул
H <sub>2</sub>	2 а.о.м.	2	2 г/моль
O <sub>2</sub>	32 а.о.м.	32	32 г/моль
H <sub>2</sub> O	18 а.о.м.	18	18 г/моль
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98 а.о.м.	98	98 г/моль

Із сказаного можна зробити такі висновки і вивести співвідношення:  
 а/ абсолютна маса атомів /молекул/ в грамах дорівнює молярній масі, поділеній на число атомів /молекул/ в одному молі, тобто на сталу Авогадро:

$$m(X) = \frac{M(X)}{N_A} ;$$

б/ число молів речовини X дорівнює відношенню маси речовини до її молярної маси:

$$\nu(X) = \frac{m}{M(X)} ;$$

в/ число структурних одиниць даної речовини дорівнює добутку числа молів речовини на число структурних одиниць у молі, тобто на сталу Авогадро:

$$N = \nu(X) \cdot N_A .$$

### 3. Стехіометричні закони хімії

#### 3.1. Закон збереження маси

Маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції. Це окремий випадок більш спільного закону збереження матерії, сформульованого вперше Ломоносовим.

Закон цілком справедливий для процесів, які не супроводжуються великими енергетичними втратами. Так, в ядерних реакціях виділення енергії настільки значне, що в відповідності з співвідношенням Ейн-

штейна  $E = mc^2$  це призводить до помітного зменшення маси. В хімічних процесах зміни в масі незначні, тому й виконується закон збереження маси.

З позицій атомно-молекулярного вчення закон можна пояснити так: в процесі хімічних перетворень має місце перегрупування атомів, що входять до складу вихідних речовин. Атоми при цьому не зникають і не в'являються нові. Вони в тій самій кількості входять до складу продуктів реакції, а оскільки маси атомів незмінні, то й маси вихідних і кінцевих речовин однакові.

Закон має велике практичне значення в хімії. Його використовують кожен раз при написанні рівнянь хімічних реакцій. Само в відповідності з законом збереження маси в хімічних рівняннях треба розставити коефіцієнти, щоб число атомів усіх елементів в лівій і правій частинах рівняння було однаковим.

### 3.2. Закон сталості складу. Валентність

Всяка чиста речовина, незалежно від способу добування, має сталий якісний і кількісний склад.

З цього закону витікає, що багато елементів утворюють сполуки, які характеризуються певним співвідношенням мас цих елементів. Співвідношення між масами елементів може змінюватись стрибками, причому кожен такий "стрибок" відповідає утворенню нової сполуки. Прикладом можуть служити оксиди вуглецю  $CO$  і  $CO_2$  /співвідношення між масами вуглецю й кисню 1:2,667 і 1:5,333, а між масами кисню 1:2/.

Закону сталості складу підлягають сполуки молекулярної будови в відносно низькій молекулярній масі /низькомолекулярні сполуки/, іонні сполуки та деякі інші. Вони звуться дальтонідами.

Однак ряд сполук /їх називають бертолідами/ в певних межах можуть плавно змінювати свій склад. До них відносяться частково інтерметалічні сполуки, деякі карбіди, нітриди, оксиди, гідроксиди, а також високомолекулярні сполуки. Так, наприклад, титан може утворювати оксиди  $TiO_{1,9-2,0}$  і  $Ti_2O_{2,92-3,12}$ .

Сталий склад дальтонідів з позицій атомно-молекулярного вчення пояснюється тим, що атоми з'єднуються в певних відношеннях в залежності від їх валентності, а атомні маси незмінні. Валентність характеризує здатність атомів хімічних елементів приєднувати певну кількість інших атомів. За одиницю стехіометричної валентності прийнято атом водню. Числове значення валентності визначається кількістю ато-

мів водня, що приєднує або заміщає атом даного елемента.

При утворенні сполук загальне число одиниць валентності атомів одного елемента дорівнює загальному числу одиниць валентності атомів другого елемента. У відповідності в цим добуток числа атомів одного елемента на його валентність дорівнює добутку числа атомів на валентність другого елемента.

Це правило використовують як при складанні хімічних формул речовин, коли відома валентність елементів, так і при визначенні валентності елемента по відомій формулі й валентності інших елементів /виконайте вправи 2 і 3 в кінці книги/.

Поняття валентності можна поширити й на групи атомів, такі як кислотні залишки, радикали та ін. /див. вправу 4/.

### 8.8. Закон еквівалентів. Еквіваленти й еквівалентні маси елементів. Визначення атомних мас елементів

Із закону отаності складу витікає, що елементи сполучаються в точно визначених кількісних відношеннях. Такі кількісні співвідношення елементів були названі еквівалентними /рівноцінними/. У відповідності в цим сформульовано й закон еквівалентів: маси реагуючих елементів відносяться між собою як їх еквівалентні маси, тобто

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\vartheta_r(A)}{\vartheta_r(B)}$$

Як же пояснити закон еквівалентів, виходячи з положень атомно-молекулярного вчення? Для цього спочатку слід вивести, що таке еквівалент й еквівалентна маса.

Еквівалент - це доля частинки /атома/, що припадає на одиниць валентності.

Еквівалентна маса хімічного елемента - це відношення маси еквівалента до 1/12 маси атома вуглець-12. На практиці еквівалентну масу знаходять як частку від ділення атомної маси елемента на його валентність в даній ополуді /вправа 5/:

$$\vartheta(X) = \frac{A_r(X)}{\text{Валентність}}$$

Оскільки в хімічних ополудках загальне число одиниць валентності одного елемента дорівнює загальному числу одиниць валентності другого елемента, то й кількості еквівалентів цих елементів рівні між собою. Іншими словами, один еквівалент одного елемента реагує



в одним еквівалентом другого елементу. Саме в цьому й полягає зручність поняття "еквівалент". Оскільки відношення еквівалентів двох елементів, що реагують між собою, становить 1:1, то й відношення їх мас дорівнює відношенню їх еквівалентних мас.

На практиці частіше вистосовують поняття молярної маси еквівалентів, котра в грамах чисельно рівна еквівалентній масі.

Нижче наведені значення еквівалентів, еквівалентних мас і молярних мас еквівалентів деяких елементів:

Елемент	Еквівалент	Еквівалентна маса	Молярна маса еквівалентів
H	1 атом H (H)	$Z_r(H) = 1,008$	$M(H) = 1 \text{ г/моль}$
O	1/2 атома O (1/2 O)	$Z_r(1/2O) = 8$	$M(1/2O) = 8 \text{ г/моль}$
O (в CO)	1/2 атома C (1/2C)	$Z_r(1/2C) = 6$	$M(1/2C) = 6 \text{ г/моль}$
C (в CH <sub>4</sub> )	1/4 атома C (1/4C)	$Z_r(1/4C) = 8$	$M(1/4C) = 8 \text{ г/моль}$

На практиці молярні маси еквівалентів встановлюють, визначаючи кількість водню або кисню, з яким реагує /заміщує/ дана кількість елементу. Молярна маса еквівалентів елементу — це така його кількість, яка реагує /витискує/ з одним молем еквівалентів водню /1 г H<sub>2</sub> або 11,2 л H<sub>2</sub> за н.у./, або одним молем еквівалентів кисню /8 г O<sub>2</sub> або 5,6 л O<sub>2</sub> за н.у./.

Еквівалентні маси /молярні маси еквівалентів/ можна визначити гравіметричним або об'ємним способами. При визначенні еквівалентної маси гравіметричним способом наважку металу переводять в оксид. По різниці мас оксиду й металу визначають масу кисню, що приєднався при окисленні металу, й розраховують еквівалентну масу металу за законом еквівалентів.

При визначенні еквівалентної маси об'ємним способом наважку металу м розчиняють в надлишку кислоти й вимірюють об'єм водню, що виділявся. Зводять об'єм водню до нормальних умов  $V_{H_2}^0$  і розраховують молярну масу еквівалентів металу X за співвідношенням

$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m \cdot 11,2}{V_{H_2}^0},$$

в основі якого лежать наведене вище визначення молярної маси еквівалентів /виконайте вправи 6 і 7/.

Знаючи еквівалентну масу, знайдену експериментально, можна роз-

рахувати атомну масу елемента як добуток еквівалентної маси на валентність:

$$A_r(X) = Z_r(X) \cdot \text{Валентність}$$

Оскільки валентність виражається завжди цілим числом, точність визначення атомних мас елементів буде залежати від точності визначення їх еквівалентних мас /вправа 8/.

### Еквівалент і еквівалентні маси складних сполук\*

Поряд з поняттям „еквівалент елемента” в хімічних сполуках широко використовується поняття „еквівалент складних сполук”. За визначенням – це доля частинки речовини  $1/Z^*(X)$ , яка відповідає одному еквіваленту водню в хімічних реакціях.

Тут  $Z^*$  – число еквівалентності. Для молекул різних сполук, взятих індивідуально, воно визначається так: для кислоти – це її основність, для основи – атомність /кислотність/, для оксиду – подвоєне число атомів кисню, що входять до складу сполуки, для солі – добуток числа атомів металу /катиона/ на валентність металу. Іншими словами  $Z^*$  – це кількість одяняць валентності, які з'єднують основні складові частини молекул.

Наприклад, еквівалент соляної кислоти – одна молекула кислоти / $Z^* = 1$ /, а сірчаної – півмолекули, тобто  $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4$  ( $Z^* = 2$ ), еквівалент гідроксиду натрію – одна частинка  $\text{NaOH}$  ( $Z^* = 1$ ), а гідроксиду алюмінію –  $1/3 \text{Al}(\text{OH})_3$ ; еквівалент оксиду натрію становить  $\frac{1}{2} \text{Na}_2\text{O}$  ( $Z^* = 2$ ), а оксиду алюмінію –  $1/6 \text{Al}_2\text{O}_3$  ( $Z^* = 2 \cdot 3 = 6$ ); еквівалент хлориду натрію – одна частинка  $\text{NaCl}$  ( $Z^* = 1$ ), а сульфату алюмінію –  $1/6 \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , оскільки  $Z^* = 2 \cdot 3 = 6$ . Для закріплення матеріалу виконайте вправу 9.

Якщо складна сполука приймає участь в хімічній реакції, еквівалент її визначається за цієї реакції і може не збігатися з еквівалентом сполуки в індивідуальному стані. Еквівалент при цьому розраховується на долю молекули речовини, яка відповідає /еквівалентна/ одному атому водню /у відповідності з визначенням еквіваленту складних сполук/.

Наприклад, при нейтралізації гідроксиду алюмінію соляною кислотою, коли молекула основи реагує лише з однією молекулою  $\text{HCl}$  /що відповідає одному еквіваленту водню/, еквівалент  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 1$  ( $Z^* = 1$ ):

---

\* /Додатковий матеріал /більш детально вивчатиметься в темі "Розчини"/

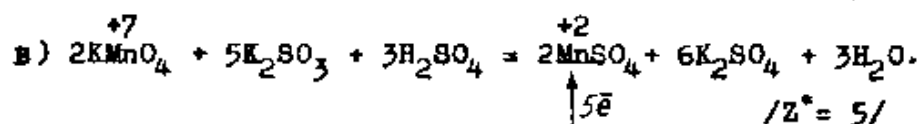
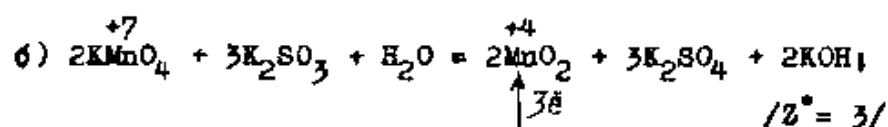
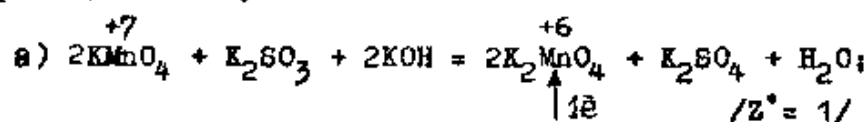


Якщо ж  $\text{Al}(\text{OH})_3$  реагує в двох молекулах  $\text{HCl}$ :



еквівалент його становить  $1/2$  молекула ( $Z^* = 2$ ). І тільки при повній нейтралізації  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , коли витрачається три молекули  $\text{HCl}$  ( $Z^* = 3$ ), еквівалент  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 1/3$  молекули.

В окисно-відновних реакціях частинкою, еквівалентною атому водню, є електрон. Тому еквівалент відновника /окислювача/ визначається числом відданих /прийнятих/ електронів. Наприклад, при відновленні  $\text{KMnO}_4$  в різних середовищах марганець приймає різну кількість електронів, що й обумовлює значення хімічного еквіваленту перманганату:



Еквівалентну масу складних речовин знаходять як частку від ділення молекулярної маси речовини на число еквівалентності:

$$E_r\left(\frac{1}{Z^*}X\right) = M_r(X) / Z^*$$

Наприклад:

$$\text{для сірчаної кислоти } E_r\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = 98/2 = 49; \quad \text{г. г. м}$$

$$\text{для оксиду алюмінію } E_r\left(\frac{1}{6} \text{Al}_2\text{O}_3\right) = 102/6 = 17; \quad \text{г. г. м}$$

$$\text{для гідроксиду алюмінію } E_r\left[\frac{1}{3} \text{Al}(\text{OH})_3\right] = 78/3 = 26.$$

Молярну масу еквівалентів складних речовин, що чисельно рівна еквівалентній масі при розмірності г/моль, також знаходять як частку від ділення молярної маси молекул на число еквівалентності:

$$M\left(\frac{1}{Z^*}X\right) = \frac{M(X)}{Z^*}.$$

Наприклад, молярна маса еквівалентів сірчаної кислоти  $M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = 49$  г/моль, оксиду алюмінію  $M\left(\frac{1}{6} \text{Al}_2\text{O}_3\right) = 17$  г/моль, гідроксиду алюмінію  $M\left(\frac{1}{3} \text{Al}(\text{OH})_3\right) = 26$  г/моль /виконайте вправи 10-13/.

### 3.4. Закон кратних співвідношень

Цей закон тісно пов'язаний з законами сталості складу й еквівалентів. Суть його полягає в тому, що коли два елементи утворюють кілька сполук, то маси одного з елементів, що приходяться на одну й ту ж масу другого елементу, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Так, наприклад, в оксидах азоту  $\text{NO}_2$  і  $\text{NO}$  на 14 одиниць маси азоту приходиться відповідно 32 й 16 одиниць маси кисню, які відносяться між собою як 2:1. Еквівалентні маси азоту в цих же сполуках, що приходяться на одну й ту ж масу кисню /на 8 одиниць маси/, складає 8,5 для  $\text{NO}_2$  і 7 для  $\text{NO}$  й відносяться між собою як 1:2. Таким чином, і еквівалентні маси елементів в сполуках, утворених двома елементами, відносяться між собою як невеликі цілі числа /див. вправу 14/.

Закон кратних співвідношень можна застосовувати тільки для дальтонідів – сполук сталого складу.

Виходячи з положень атомно-молекулярного вчення, цей закон можна пояснити тим, що склад сполук змінюється стрибкоподібно /дискретно/ і найменша зміна у складі сполуки, що утворена двома елементами, відповідає одному атому. Тому число атомів одного елементу, що сполучається з одним і тим же числом атомів другого елементу, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Закон кратних співвідношень експериментально отверджує існування атомів.

### 3.5. Закон Авогадро та його наслідки

Вивчаючи хімічні реакції в газовому середовищі, Гей-Люссак встановив, що об'єми газів, які вступили в реакцію, вимірені при однакових умовах /тиск і температура/, відносяться між собою й до об'ємів газоподібних продуктів реакції як невеликі цілі числа /закон об'ємних співвідношень/.

Наприклад, один об'єм водню, реагуючи з одним об'ємом хлору, утворює два об'єми хлороводню. Рівність реагуючих об'ємів водню й хлору можна було б пояснити тим, що в рівних об'ємах цих газів знаходяться однакова кількість реагуючих часток. Дальтон і Берцеліус вважали, що цими реагуючими частками є атоми й заперечували існування більш складних часток простих речовин. Однак в цьому випадку в наслідок реакції повинен був би утворитись лише один об'єм  $\text{HCl}$ .

В зв'язку з цим, для пояснення реальних об'ємних співвідношень Авогадро запропонував гіпотезу, у відповідності з якою прості речовини можуть складатися з більш грімідких, ніж атом, часток - молекул, причому молекули водню, азоту, кисню, хлору й деяких інших простих газоподібних речовин складаються з двох атомів.

Таким чином, Авогадро ввів в хімію поняття "молекула", яке відносилось і до простих, і до складних речовин. Після цього неважко було пояснити об'ємні співвідношення, що спостерігались на практиці, коли припустити, що в рівних об'ємах різних газів при однакових умовах /температурі й тиску/ знаходиться однакова кількість молекул.

Це положення було названо законом Авогадро.

Закон Авогадро дотримується тільки для газів, оскільки в газах відстань між молекулами набагато порядків більша власних розмірів молекул. Проміжки між молекулами залежать тільки від умов /температури й тиску/, при яких знаходяться молекули і не залежать від природи самих молекул. Таким чином, в однакових об'ємах чого молекул різних газів можна вважати однаковим.

З закону Авогадро витікає ряд важливих наслідків. Ось деякі з них:

а/ рівні кількості молекул різних газів при однакових умовах займають однакові об'єми;

б/ молі різних газів при однакових умовах займають рівні об'єми /оскільки в молях різних речовин знаходяться число Авогадро часток -  $6,02 \cdot 10^{23}$ /;

в/ при конкретних - нормальних умовах /101325 Па й 273 К/ один моль будь-якого газу займає об'єм 22,4 л. Це - так званий молярний об'єм газу  $V_X^*$  /виконайте вправу 15/.

Закон Авогадро, як і його наслідки, можна застосовувати тільки для газів при порівняно невисоких тисках, коли проміжки між молекулами не оумірні з їх розмірами.

Закон Авогадро застосовується для визначення молекулярних /молярних/ мас газів:

а/ За молярним об'ємом газу

Якщо відома маса  $m$  якого-небудь об'єму  $V$  газу  $X$ , треба привести цей об'єм до нормальних умов  $V_0$  і знайти масу 22,4 л газу, яка й відповідає молярній /молекулярній/ масі даного газу /вправа 16/.

$$M(X) = \frac{m \cdot 22,4}{V_0}$$

До нормальних умов об'єм газу приводять за формулою об'єднаного газового закону:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}, \quad \text{звідки} \quad V_0 = \frac{P_1 V_1 T_0}{P_0 T_1};$$

б/ За рівнянням Клапейрона-Менделєєва

$$PV = \frac{m}{M(X)} RT, \quad \text{звідки} \quad M(X) = \frac{mRT}{PV}$$

При цьому треба знати масу газу  $m$ , його об'єм  $V$ , тиск  $P$  і температуру  $T$ , але відпадає необхідність приводити об'єм газу до нормальних умов.

В СІ значення універсальної газової сталої  $R$  становить 8,314 Дж/(моль·К); тиск виражається в паскалях (Па), об'єм - в м<sup>3</sup> або літрах (л), температура - в кельвінах (К) /див. виразу 17/.

в/ За відносною густиною газу

Відносна густина газу - це відношення густин двох газів. При умові, що об'єми газів рівні між собою ( $V_1 = V_2$ ), відношення густин дорівнює відношенню масок /мас/ цих газів / $P$  і  $T$  газів однакові/:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{m_1/V_1}{m_2/V_2} = \frac{m_1}{m_2}$$

Масу газу можна показати як добуток маси одної молекули на число молекул в даному об'ємі:

$$m_1 = M_1 N_1; \quad m_2 = M_2 N_2$$

З закону Авогадро витікає, що при  $V_1 = V_2$ ,  $N_1 = N_2$ , тоді

$$m_1/m_2 = M_1/M_2$$

Таким чином, відносна густина газу

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

На практиці для визначення  $D$  знаходять маси  $m_1$  і  $m_2$  однакових об'ємів двох газів при однакових умовах. Знаючи молекулярну масу одного з газів /як правило  $M_2$ /, знаходять молекулярну /молярну/ масу

другого газу:  $M_1 = M_2 D$  /вправа 18-20/.

Частіше всього визначають відносну густину за воднем або за повітрям. Тоді  $M_2$  дорівнює відповідно 2 або 29. Цей спосіб визначення молекулярної маси застосовують звичайно тоді, коли умови різко відрізняються від нормальних. Так визначають молекулярні маси парів фосфору, сірки, металів та ін.