

Лекція. 1.

Тема. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ.

Мета. Користуючись основними поняттями хімії проводити розрахунки по хімічних формулах та рівняннях, пов'язані із визначенням відсоткового складу речовини, кількості вихідних речовин по заданих кількостях продуктів реакції, розраховувати еквіваленти та молярні маси еквівалентів простих речовин, оксидів, кислот, основ і солей.

Вступ. При вивченні дисципліни «Неорганічна хімія» формування системи знань починається з розгляду основних хімічних понять та стехіометричних законів. Опанування наступних тем курсу відбувається з опорою на основні поняття, такі як: «атом», «молекула», «речовина» тощо. На стехіометричних законах ґрунтується проведення типових хімічних розрахунків. Таким чином, засвоєння зазначених понять і законів є умовою успішного опанування курсу в цілому.

План.

1. Основні поняття хімії: атом, молекула, хімічний елемент, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, моль, молярна маса речовини.
2. Прості та складні речовини. Алотропія. Хімічні формули. Хімічна реакція, її ознаки.
3. Стехіометричні закони хімії. Закон збереження маси та енергії.
4. Закон сталості складу. Стехіометричні та нестехіометричні сполуки. Дальтоніди та бертоліди.
5. Закони газового стану: закон Авогадро та висновки з нього; рівняння Менделєєва-Клапейрона.
6. Закон еквівалентів (хімічний еквівалент, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквівалента).

Зміст лекції.

1. Основні поняття хімії: атом, молекула, хімічний елемент, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, моль, молярна маса речовини.

Ще давньогрецькі філософи вважали, що речовини складаються з дуже малих частинок – атомів. Однак довести це експериментально вони не могли. Конкретніші уявлення про атоми виникли значно пізніше, внаслідок розвитку експериментальної фізики та хімії. Наприкінці XVIII – на початку XIX ст. завдяки швидкому розвитку хімії та фізики працями вчених різних країн було створено базу для кількісної розробки атомно-молекулярної теорії.

Атомно-молекулярне вчення в хімії остаточно утвердилося лише в середині XIX століття. На міжнародному з'їзді хіміків в м.Карлсруе (Німеччина) в 1860 році були прийняті визначення понять молекули та атома.

Основні положення цієї теорії, що сформувалися наприкінці XIX ст., такі:

1. Усі речовини складаються із атомів або молекул. Молекула — найменша частинка речовини, що зберігає її хімічні властивості.
2. Молекули складаються із атомів, які сполучаються між собою у певних співвідношеннях. Атом – найменша хімічно неподільна частинка речовини.
3. Атоми і молекули перебувають у безперервному русі.
4. Молекули простих речовин складаються з однакових атомів, а молекули складних – із різних.
5. Під час хімічної реакції відбувається зміна складу молекул і перегрупування атомів, внаслідок чого утворюються молекули нових сполук.
6. Властивості молекул залежать не тільки від складу, а й від способу зв'язування атомів між собою.

Сучасна наука розвинула, уточнила і доповнила класичну атомно-молекулярну теорію, а деякі її положення були переглянуті, наприклад положення про неподільність атомів.

Основними поняттями сучасної атомно-молекулярної теорії є: молекула; атом; хімічний елемент; проста та складна речовини.

Молекула – це найменша частинка даної речовини, яка володіє її хімічними властивостями. Хімічні властивості молекули визначаються її складом і хімічною будовою. Це реально існуючі частинки, що характеризуються розмірами, масою, якісним (атомним) та кількісним складом (який описується за допомогою хімічних формул).

Атом – електронейтральна, хімічно неподільна частинка речовини, що складається із позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, що рухаються навколо нього. Як і молекули, атоми – реально існуючі частинки, які характеризуються своїми масами, розмірами, зарядом ядра та будовою електронних оболонок. **Тобто, Атом** – це найменша частинка хімічного елемента, яка входить до складу молекул простих та складних речовин. Хімічні властивості елемента визначаються будовою його атома.

Атоми і молекули — частинки дуже малих розмірів. Це не дає змоги (ускладнює) використовувати абсолютні значення їхньої маси. Тому в хімії, як і в інших природничих науках, використовують не абсолютні, а відносні значення мас атомів та молекул. За одиницю вимірювання атомних мас з 1961 р. прийнято застосовувати карбонову (вуглецеву) одиницю, яку тепер називають атомною одиницею маси (а.о.м.)^{*}.

Атомна одиниця маси відповідає 1/12 маси ізотопу Карбону ¹²C. Абсолютна маса атома цього ізотопу, що дорівнює $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг, прийнята за 12 а.о.м. Із цього випливає, що абсолютне значення а.о.м. дорівнює $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг. Таким чином, **відносна атомна маса (Ar)** - відношення абсолютної маси атома до 1/12 маси атома ¹²C.

У сучасній Періодичній системі елементів наведено середні значення відносних атомних мас елементів з урахуванням масових часток їхніх ізотопів, що трапляються в природі.

Відносна молекулярна маса – відношення абсолютної маси молекули до 1/12 частки маси атома ізотопу Карбону ¹²C. Відносні маси є безрозмірними величинами.

На практиці молекулярні маси знаходять шляхом додавання атомних мас елементів, що входять до складу молекули даної речовини, наприклад:

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

Йони (від грец. іон - що йде), одноатомні або багатоатомні частинки, що несуть електричний заряд. Позитивні йони називають катіонами (від грец. kation, буквально – той, що йде вниз), негативні - аніонами (від грец. anion, буквально – той, що йде вгору). У вільному стані існують в газовій фазі (у плазмі).

Хімічні реакції відбуваються між речовинами, а оскільки вони побудовані з атомів, молекул чи йонів, то **хімічні реакції** – це взаємодії між окремими атомами, молекулами чи йонами. На практиці (в лабораторії та на виробництві) реакції проводять із макрокількостями речовин (грами, кілограми, тонни), кожна з яких складається із величезної кількості простих хімічних частинок (молекул, атомів, йонів). Для розділення мікро- та макропорцій хімічних сполук у хімії було введено поняття про кількість речовини – фізико-хімічної величини, яка характеризує макропорцію цієї речовини, подібно до того як число частинок характеризує мікропорцію речовини (наприклад, два атоми Оксигену, сім молекул амоніаку). Одиницею кількості речовини в системі СІ є «моль»¹.

За одиницю кількості речовини прийнято **моль** - кількість речовини, що містить число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$) структурних, формульних одиниць (ФО). Формульні одиниці - реальні частки, такі як атоми, молекули, іони, радикали. Моль дозволяє підраховувати атоми, молекули та ін. порціями по $6,02 \cdot 10^{23}$ (N_A) часток. Наприклад, 1 моль водню складається з N_A молекул H_2 або $2N_A$ атомів водню.

Моль — це кількість речовини, що містить таку саму кількість формульних одиниць (структурних елементів, елементарних об'єктів), скільки міститься атомів у 12 г ізотопу Карбону С. Під формульними одиницями розуміють атоми, молекули, йони.

$$v = m / M; \quad m = v \cdot M; \quad M = m / v.$$

¹ Звертаємо увагу на те, що термін «моль» не змінюється за відмінками. Отже, треба казати або писати 2 моль, 10,5 моль і т. д.

Молярна маса речовини – це відношення маси даної порції якої-небудь речовини до кількості речовини.

Числове значення молярної маси (що виражена у г/моль) для одноатомної простої речовини дорівнює відносній атомній масі даного елемента, а для будь-якої сполуки – її відносній молекулярній масі.

Наприклад, атомарний кисень: $A_r(O) = 16,00$ а.о.м., $M(O) = 16,00$ г/моль; молекулярний водень: $M_r(H_2) = 2,00$ а.о.м., $M(H_2) = 2,00$ г/моль; сульфатна кислота H_2SO_4 : $M_r(H_2SO_4) = 98,00$ а.о.м., $M(H_2SO_4) = 98,00$ г/моль.

2. Прості та складні речовини. Алотропія. Хімічні формули. Хімічна реакція, її ознаки.

У незв'язному стані (по одному) в природі існують тільки атоми інертних газів. Всі інші елементи об'єднуються за рахунок сил хімічного зв'язку в речовини.

Речовина - вид матерії, яка володіє масою спокою. Складається з елементарних частинок: електронів, протонів, нейтронів, мезонів і ін.

Хімія вивчає головним чином речовину, організовану в атоми, молекули, йони і радикали. Такі речовини прийнято підрозділяти на прості і складні (хімічні сполуки).

Прості речовини утворені атомами одного хімічного елемента і тому є формою його існування у вільному стані, наприклад, сірка, залізо, озон, алмаз.

Складні речовини утворені різними елементами і можуть мати склад постійний (стехіометричні сполуки або дальтоніди) або змінний в деяких межах (нестехіометричні сполуки або бертоліди).

Прості речовини треба відрізнити від понять «атом» і «хімічний елемент». Оскільки прості речовини є формою існування елементів у вільному стані, кожному елементу може відповідати кілька простих речовин (**алотропних форм**), що можуть розрізнятися за складом молекул (наприклад, для Оксигену (кисню) – це молекулярний кисень O_2 і озон O_3) або за кристалічними решітками (наприклад, для Карбону (вуглецю) – це алмаз, графіт, карбін, фулерен). А це призводить до того, що **за однакових хімічних властивостей алотропні форми простих речовин мають різні фізичні властивості**.

Складні речовини — хімічні сполуки — утворюються при взаємодії атомів різних елементів. Тому їх потрібно відрізнити від механічних сумішей. Основна відміна механічних сумішей від хімічних — це можливість розділення простих речовин, що входять до складу сумішей, при намагнічуванні, екстракції, фільтруванні тощо.

Якісний та кількісний склад хімічних сполук прийнято зображати за допомогою хімічних формул, які базуються на валентності (ступені окиснення) елементів, що утворюють дану сполуку.

Хімічна формула — це запис складу речовин за допомогою хімічних символів та індексів (чисел), що вказують на кількість атомів кожного елемента.

Хімічними реакціями називають перетворення однієї чи декількох вихідних речовин (реагентів) в речовини (продукти реакції), які відрізняються від них за хімічним складом та будовою. Вони відбуваються при змішуванні чи фізичному контакті реагентів самовільно, при нагріванні, за участю каталізаторів, під дією світла і т.п. Хімічні реакції зображують за допомогою хімічних рівнянь, які враховують закони збереження маси та зарядів.

Хімічні реакції – участь «електронних оболонок».

Ядерні реакції (фізика) – участь ядерних оболонок.

Ознаки хімічної реакції:

- зміна кольору (I_2 і крохмаль, Fe^{3+} та роданіди, «лісячий хвіст», $KMnO_4$);
- поява запаху (бром, H_2S , SO_2 , меркаптани);
- зміна смаку («інвертований цукор»);
- виділення газу;
- зміна маси реагентів та продуктів;
- випадання осаду (PbI_2 , $BaSO_4$, AgI , «берлінська блакить»);

- світіння (люмінол, «синглетний кисень»);
- збільшення об'єму (фараонова змія, цукор + олеум);
- виділення тепла, розігрівання, вибух ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ чи $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4$, алюмотермія, фосфор та бертолетова сіль, $\text{H}_2 + \text{O}_2$: «комарик», «три йодистий азот», «оксиліквіти»);
- поглинання тепла, охолодження (розчинення роданіду, нітрату амонію, тіосульфату натрію – сольватація?);

Переважна більшість хімічних реакцій відбуваються в газах або рідинах (зокрема в розчинах), де хімічні частинки значно рухливіші. Реакції в твердих тілах зустрічаються дуже рідко. До них відносяться, наприклад, твердофазна полімеризація мономерів, що знаходяться в кристалічному або склоподібному станах під дією радіоактивного випромінювання або прискорених електронів.

3. Стехіометричні закони хімії. Закон збереження маси та енергії.

Стехіометрія – це розділ хімії, в якому розглядаються масові, кількісні і об'ємні відношення між реагуючими речовинами (в перекладі з грецької слово «стехіометрія» означає «складова частина» і «вимірюю»).

Основу стехіометрії складають наступні стехіометричні закони:

- закон збереження маси речовин,
- закон сталості складу,
- закон кратних відношень,
- закон простих об'ємних відношень,
- закон Авогадро
- закон еквівалентів.

Вони підтвердили атомно-молекулярне вчення – основу всієї хімії.

Стехіометричні закони хімії були в свій час сформульовані стосовно до молекул, а тому справедливі лише для молекулярної форми речовини. Для не молекулярних структур сталість складу і наслідки, які з нього випливають не є вже критерієм утворення хімічних сполук. Тому на сьогодні стехіометричні закони хімії формулюються з урахуванням єдності молекулярної та не молекулярної форм існування речовини.

М.В.Ломоносов спочатку теоретично (1748), а потім експериментально обґрунтував закон збереження маси речовин. Пізніше французький хімік Лавуазьє, вивчивши деякі реакції окиснення металів, прийшов до тих же висновків, що і Ломоносов, і незалежно від нього сформулював цей закон.

На сьогодні **закон збереження маси речовин** звучить так: *маса речовин, які вступають у реакцію, рівна масі речовин, які утворюються в результаті реакції.*

З точки зору атомно-молекулярного вчення цей закон пояснюється наступним чином: маса речовин є сумою мас складових їх атомів. Оскільки при хімічних реакціях самі атоми не змінюються і не змінюється їх загальна кількість, то зберігається постійною і відповідна їм маса.

Закон збереження маси речовини є частковим випадком більш загального закону природи – закону збереження матерії і руху: матерія вічна, вона не зникає і не виникає з нічого, а тільки переходить з однієї форми в іншу. Закон збереження маси речовини є основою для здійснення реакцій між різними речовинами. Виходячи з нього, можна проводити різні розрахунки по рівняннях хімічних реакцій.

Однак практично всі хімічні реакції супроводжуються тепловим ефектом – внаслідок реакції теплота (енергія) поглинається або виділяється. Між масою речовини та її енергією існує взаємозв'язок, який виражають рівнянням Ейнштейна:

$$E = mc^2,$$

де E – енергія, m – маса, c – швидкість світла у вакуумі, яка чисельно дорівнює $2,997925 \cdot 10^8$ м/с.

Якщо внаслідок реакції виділяється енергія, то маса продуктів реакції повинна стати меншою, ніж маса вихідних речовин, на величину, еквівалентну енергії, яка виділяється. За

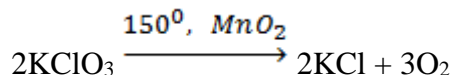
значенням теплового ефекту хімічної реакції обчислюють зменшення чи збільшення маси продуктів будь-якої реакції. Розрахунки показали, що внаслідок хімічної реакції маса речовин змінюється на досить малу величину близько $10^{-11} - 10^{-12}$ кг. У наш час навіть найдосконаліші терези не дають можливості виміряти таку зміну маси речовин.

Проведемо простий розрахунок. З цього співвідношення випливає, що зменшення маси речовини на 1 г супроводжується вивільненням колосальної кількості енергії:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = 10^{-3} \text{ кг} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 \frac{\text{м}^2}{\text{с}^2} = 9 \cdot 10^{13} \text{ Дж}$$

Цієї енергії вистачає, щоб розтопити 270000 т криги. Хімічні реакції супроводжуються значно меншими енергетичними ефектами.

Наприклад, вибух бертолетової солі



Під час вибуху 1 г солі виділяється 2537 Дж енергії:

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{2537 \frac{\text{кг} \cdot \text{м}^2}{\text{с}^2}}{(3 \cdot 10^8)^2 \frac{\text{м}^2}{\text{с}^2}} = 2,8 \cdot 10^{-14} \text{ кг}$$

Отже, закон збереження маси та енергії – для ядерних та термоядерних реакцій.

Тому закон збереження маси речовин є загальним і практично справедливим, але теоретично не досить точним. Однак якщо говорити про закон М.В.Ломоносова як про закон збереження маси та енергії речовин, то він абсолютно точний.

4. Закон сталості складу. Стехіометричні та нестехіометричні сполуки. Дальтоніди та бертоліди.

Узагальнивши багато чисельні експериментальні дані, французький вчений Ж.Л.Пруст сформулював у 1808 році закон сталості складу:

Будь-яка чиста речовина молекулярної структури, незалежно від способу її отримання, має сталий якісний і кількісний склад. При відсутності молекулярної структури її склад залежить від умов отримання і попередньої обробки.

Візьмемо наприклад аміак.

- пряий синтез з простих речовин
- розклад амонійних солей: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = 2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- дія кислот на нітриди активних металів: $\text{Na}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{NaOH} + \text{NH}_3$

Незалежно від способів отримання склад молекули аміаку завжди постійний та незмінний: на атом азоту припадає три атоми гідрогену.

На сьогодні відомий цілий ряд речовин, які мають не молекулярну структуру: оксидів, карбідів, сульфідів, нітридів, силіцидів та інших кристалічних неорганічних сполук. Їх склад залежить від умов отримання. Так, оксид титану насправді має склад від $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$. він являє собою фазу, яка складається з величезного числа атомів (порядку сталої Авогадро), яка і визначає властивості цієї сполуки. В молекулі ж аміаку, яка складається тільки з чотирьох атомів, виключається зміна складу.

Таким чином, існують сполуки постійного і змінного складу. Академіком Курнаковим запропоновано перші назвати **дальтонідами** (в пам'ять англійського хіміка Дальтонід), а другі – **бертолідами** (на честь французького хіміка Бертолле, який передбачив такі сполуки). Склад дальтонідів виражається простими формулами з цілочисельними стехіометричними індексами, наприклад H_2O , HCl , C_6H_6 .

Склад бертолідів змінюється і не відповідає стехіометричним відношенням; у бертолідів – дробові стехіометричні індекси.

Розрахунки масових часток елементів у речовині виконують використовуючи формулу:

$$\omega_{\text{ел.}} = n \cdot A_{\text{Г ел.}} / M_{\text{Г реч.}},$$

- де $\omega_{\text{ел.}}$ – масова частка елемента (в частках одиниці);
 n – число атомів елемента;
 $A_{\text{Г ел.}}$ – відносна атомна маса елемента;
 $M_{\text{Г реч.}}$ – відносна молекулярна маса речовини.

5. Закони газового стану: закон Авогадро та висновки з нього; рівняння Менделєєва-Клапейрона.

У 1811 р. італійський фізик Авогадро пояснив прості відношення між об'ємами газів, що спостерігаються під час хімічних реакцій, і встановив закон:

В однакових об'ємах газів при однакових умовах міститься однакова кількість молекул.

Мольний об'єм відповідно до цього закону 22,4 л при нормальних умовах (760 мм рт.ст., 273 К, 101325 Па). Відповідно до цього закону можна розрахувати молекулярну масу будь-якого газу по його відносній густині.

Відносна густина – це відношення маси 1 л газу до маси 1 л іншого відомого газу (H_2 , O_2 , пов.). Наприклад визначимо молекулярну масу газу, густина якого дорівнює 1,96, відома густина повітря складає 1,29 г/л тоді відносна густина газу дорівнює $1,96/1,29 = 1,5$. Тоді молекулярна маса невідомого газу 1,5.

$$M = 1,5 \cdot 29 = 43,5; \quad M = 44 (\text{CO}_2)$$

$$D = M_1 : M_2$$

D – відносна густина відомого газу,

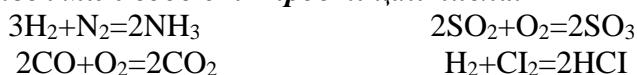
M_1 – молекулярна маса невідомого газу.

M_2 – молекулярна маса газу, по якому визначається відносна густина.

Для визначення молекулярних мас газів у нестандартних умовах використовується **рівняння Менделєєва – Клапейрона: $PV = nM \cdot RT$.**

При використанні цього рівняння треба дуже уважно вибирати одиниці вимірювання. Якщо R – універсальна газова стала тоді $R = 8,31$ Дж/(моль К), P (тиск) Па, V (об'єм) м^3 , m (маса газу) г, M (молекулярна маса) г/моль, T (тиск) К.

У 1803 р. Дальтон сформулював закон об'ємних (кратних) відношень: **об'ємні відношення газів у реакціях відносяться між собою як прості цілі числа.**



6. Закон еквівалентів (хімічний еквівалент, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквівалента).

В 1792 р. І.Ріхтер сформулював закон еквівалентів: речовини вступають в реакції і утворюються в результаті реакцій в еквівалентних кількостях.

Хімічний еквівалент елемента – це така його кількість, яка з'єднується з одним молем атомів гідрогену або заміщує таку ж кількість гідрогену у сполуках.

Наприклад, у сполуках HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 на 1 моль атомів гідрогену припадає 1 моль атомів хлору, $\frac{1}{2}$ моль атомів оксигену, $\frac{1}{3}$ моль атомів нітрогену, $\frac{1}{4}$ моль атомів карбону. Виходячи з визначення, розмірністю еквівалента чи кількості речовини буде моль, а еквівалент для гідрогену буде 1 моль атомів. В сполуках же HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 еквівалент хлору, оксигену, нітрогену, карбону рівний відповідно 1 моль, $\frac{1}{2}$ моль, $\frac{1}{3}$ моль, $\frac{1}{4}$ моль. Еквівалент елемента (в молях) в сполуці легко розрахувати за формулою:

$$E = 1/V,$$

де E – еквівалент елемента, V – валентність елемента у сполуці.

Кількість речовини, яка відповідає одному еквіваленту, має певну масу.

Молярна маса еквівалента – маса 1 еквівалента, виражена в грамах (m_e).

Розмірність – г/моль.

Молярна маса еквівалента елемента в сполуці чисельно дорівнює відношенню його молярної маси до ступеня окислення цього елемента в сполуці, узятого по модулю, чи до його валентності:

$$M_E = M/V,$$

де M_E – еквівалентна маса елемента, M – маса моль атомів елемента, V – валентність елемента в сполуці.

Так у наведених вище прикладах еквівалентні маси хлору, кисню, нітрогену, карбону відповідно рівні:

$$M_E(\text{Cl}) = 35,5/1 = 35,5 \text{ г/моль};$$

$$M_E(\text{O}) = 16/2 = 8 \text{ г/моль};$$

$$M_E(\text{N}) = 14/3 = 4,66 \text{ г/моль};$$

$$M_E(\text{C}) = 12/4 = 3 \text{ г/моль}.$$

Поняття про еквіваленти та еквівалентні маси поширюється також і на складні речовини.

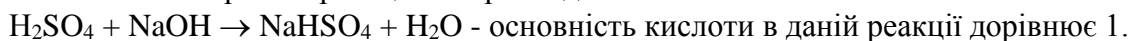
Еквівалентом складної речовини називається така його кількість яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню або з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

В окисно-відновних реакціях еквівалентна маса окисника чи відновника визначається числом електронів, які приєднуються (або віддаються).

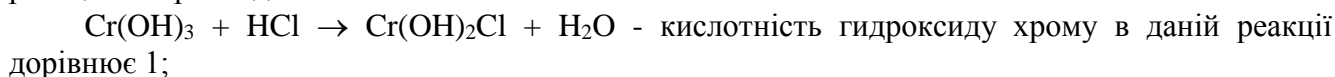
Молярна маса еквівалента складної речовини дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових:

- **для оксиду:** $m_e \text{ оксиду} = m_e \text{ елемента} + 8$ чи відношенню молярної маси оксиду до подвоєної кількості атомів кисню: $m_e \text{ оксиду} = M_{\text{оксиду}}/2n$;

- **для кислоти:** $m_e \text{ кислоти} = m_e \text{ кисл. залишку} + 1$ чи відношенню молярної маси кислоти до її основності: $m_e \text{ кислоти} = M_{\text{кислоти}}/\text{основність}$. Необхідно врахувати, що основність кислоти визначається по конкретній реакції. Наприклад:



- **для основи:** $m_e \text{ основи} = m_e \text{ металу} + 17$ чи відношенню молярної маси основи до його кислотності: $m_e \text{ основи} = M_{\text{основи}}/\text{кислотність}$. Кислотність основи визначається за рівнянням реакції. Наприклад:



- **для солі:** $m_e \text{ солі} = m_e \text{ катіону} + m_e \text{ аніону}$ чи відношенню молярної маси солі до добутку кількості іону (катіону чи аніону) на його заряд по модулю: $m_e \text{ солі} = M_{\text{солі}}/n \cdot z$, де n – число катіонів (чи аніонів); z – заряд іону (по модулю).

Молярна маса еквівалента водню дорівнює 1 г і займає об'єм 11,2 л при нормальних умовах ($V_e(\text{H}_2)$).

Молярна маса еквівалента кисню дорівнює 8 г і займає об'єм, рівний 5,6 л при нормальних умовах ($V_e(\text{O}_2)$).

Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.-техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
3. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-

- 1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
4. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
 5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
 6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
 7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
 8. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Иванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
 9. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
 10. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
 11. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
 12. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
 13. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

Запитання для самоперевірки.

1. Порівняйте поняття: а) маса атома і відносна атомна маса; б) проста і складна речовина; в) бертоліди і дальтоніди.
2. Чому під час розрахунків за рівнянням хімічної реакції немає необхідності враховувати змінення енергії? Під час розрахунків за якими реакціями змінення енергії необхідно враховувати?
3. Якою інформацією про речовину необхідно володіти, щоб розрахувати її молярну масу? Наведіть не менше чотирьох варіантів відповідей.
4. Як можна розрахувати еквівалент і молярну масу еквіваленту: а) хімічного елемента у сполуці; б) оксиду, в) кислоти, г) основи, д) солі?
5. Які розрахунки можна провести за законом еквівалентів без використання запису рівняння хімічної реакції?
6. За яких умов можна для розрахунку за рівнянням хімічної реакції використовувати закон об'ємних співвідношень газів?
7. Як за рівнянням Менделєєва-Клапейрона розрахувати: а) масу; б) молярну масу; в) об'єм; г) густину газоподібної сполуки?