

Лекція за темою «Основні поняття та закони хімії. Закон еквівалентів»

Предмет хімії

Хімія належить до природничих наук, що вивчають матеріальний світ, який нас оточує. Матеріальні об'єкти, що становлять предмет вивчення хімії, — це хімічні елементи та їхні різноманітні сполуки. В наш час відомо понад сто хімічних елементів і понад чотири мільйони їхніх сполук.

Всі об'єкти матеріального світу перебувають у безперервному русі (змінюються). Існують різні форми руху матерії, у тому числі хімічна форма руху, яка також є предметом вивчення хімії. До хімічної форми руху матерії належать різноманітні хімічні реакції (перетворення речовин).

Отже, **хімія** — це наука про властивості хімічних елементів та їхніх сполук і про закономірності перетворення речовин. Хімія взаємозв'язана з іншими природничими науками, особливо з такими, як фізика, біологія, геологія. Все ширше проникають у хімію математичні методи, електронно-обчислювальна техніка.

У наш час у хімії виділився ряд самостійних **розділів**, найважливіші серед яких — неорганічна хімія, органічна хімія, фізична хімія, хімія полімерів, аналітична хімія.

Роль хімії в сучасному світі

Протягом усього свого розвитку хімія служить людині в її практичній діяльності. Ще задовго до нової ери виникли ремесла, в основі яких лежали хімічні процеси: добування металів, скла, кераміки, барвників. У середні віки великого поширення набула алхімія. Основною задачею алхіміків було перетворення неблагородних металів на благородні за допомогою фантастичної речовини («філософського каменю»). До значних прогресивних досягнень алхіміків слід віднести відкриття ряду речовин, таких як сірчана, соляна, фосфорна кислоти, фосфор, сурма, селітра, та розробку методик хімічних операцій (перегонка речовин, фільтрування).

Роль сучасної хімії у різних галузях промисловості та сільського господарства виключно велика. Без розвитку хімії неможливий розвиток паливно-енергетичного комплексу, металургії, транспорту, зв'язку, будівництва, електроніки, сфери побуту та послуг тощо. Хімічна індустрія постачає народне господарство різними матеріалами та сировиною. Це кислоти, луги, розчинники, паливо, масла, пластмаси, хімічні волокна, синтетичні каучуки, мінеральні добрива тощо. У різних галузях промисловості

використовуються хімічні методи, наприклад каталіз (прискорення процесів), захист металів від корозії, обробка деталей хімічним способом. Виключно велике значення хімії в енергетиці, яка використовує енергію хімічних реакцій. У зв'язку з виснаженням природних запасів нафти зростає споживання синтетичного палива, яке виробляє хімічна індустрія. Істотної економії нафти можна досягти, впроваджуючи нові процеси добування рідкого палива з бурого та кам'яного вугілля. Велику роль відіграє хімія у розвитку фармацевтичної промисловості: основну частину всіх лікарських препаратів добувають штучно. Все ширше хімічні продукти проникають у сферу побуту та послуг. Це синтетичні мийні засоби, лаки, фарби, дезинфікуючі препарати.

ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО ВЧЕННЯ

Уявлення про атоми як про найдрібніші частинки, з яких складаються всі речовини, існували ще в глибокій давнині. У XVIII ст. ці уявлення було покладено в основу створення хімії як природничої науки і сприяли остаточному відділенню її від алхімії. В міру розвитку наукових уявлень про склад речовини і встановлення закономірностей перебігу хімічних процесів було введено поняття про молекули як про найдрібніші частинки, що здатні самостійно існувати і брати участь у хімічних реакціях.

Великий внесок у розвиток атомно-молекулярного вчення зробили видатні російські та зарубіжні вчені М.В. Ломоносов, А.Л. Лавуазьє, Ж.Л. Пруст, Дж. Дальтон, А. Авогадро, С. Канніццаро, Й.Я. Берцеліус, Д.І. Менделєєв, О.М. Бутлеров. Остаточно атомно-молекулярне вчення сформувалось як наукова теорія в середині XIX ст. Розглянемо його основні положення.

1. Всі речовини складаються з атомів, молекул або іонів. **Атом** — це найменша частинка хімічного елемента, яка є носієм його властивостей. Атом є електронейтральною частинкою, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів. **Молекула** — це найменша частинка речовини, яка має її властивості і складається із сполучених між собою атомів. До складу молекули можуть входити атоми одного або кількох хімічних елементів. Число атомів у молекулі може становити від двох до кількох сотень тисяч мільйонів. **Іон** — електрично заряджена частинка, яка утворюється при відщепленні або приєднанні електронів атомами або молекулами.

2. Всі молекули, атоми й іони, що входять до складу речовини, перебувають у

безперервному русі. З точки зору атомно-молекулярного вчення цей рух зумовлений запасом теплової енергії, яку має кожна речовина (тепловий рух). Під час перебігу хімічних реакцій атоми переходять від одних речовин до інших (перегрупуються), внаслідок чого утворюються нові сполуки.

3. Всі речовини поділяються на **прості** і **складні**. Прості речовини складаються з атомів одного хімічного елемента. Прикладами таких речовин можуть бути водень (молекула H_2), кисень (молекула O_2), хлор (молекула Cl_2). До простих речовин належать метали, наприклад залізо, мідь, натрій.

Деякі хімічні елементи утворюють кілька простих речовин. Це явище дістало назву **алотропії**. Наприклад, кисень має дві алотропічні модифікації (або видозміни), які відрізняються за складом молекул: кисень O_2 й озон O_3 . Алотропічні видозміни елемента вуглецю — алмаз і графіт — мають різну будову кристалів.

Складні речовини складаються з атомів різних елементів. Прикладами складних речовин можуть бути хлороводень HCl , вода H_2O , хлорид натрію $NaCl$, сірчана кислота H_2SO_4 .

Речовини, з якими доводиться стикатися на практиці, не є чистими: вони містять малі (іноді дуже незначні) домішки інших речовин, тобто є **сумішами**. У суміші речовини зберігають свої індивідуальні властивості і можуть бути з неї виділені.

Залежно від фізичних умов (температури і тиску) речовини можуть перебувати у кількох **агрегатних станах**: газоподібному, рідкому, твердому (кристалічному або аморфному), плазмовому.

У газах відстані між частинками — молекулами й атомами — великі. Внаслідок цього газоподібний стан характеризується слабкою взаємодією частинок і невпорядкованим їх розміщенням (частинки вільно рухаються і займають весь наданий їм об'єм). У рідинах частинки розміщені значно ближче одна до одної, тому взаємодія між ними сильніша, ніж у газах. На відміну від газів рідини зберігають певний об'єм. Структура рідини характеризується певним порядком у розміщенні частинок, однак він постійно змінюється внаслідок теплового руху частинок. Найбільш упорядкованим є кристалічний стан — найважливіший стан твердих тіл. Структуру кристалічних речовин можна подати за допомогою **кристалічної решітки** — певного просторового розміщення частинок (атомів, молекул або іонів). Приклад кристалічної решітки дано на

рисунок.

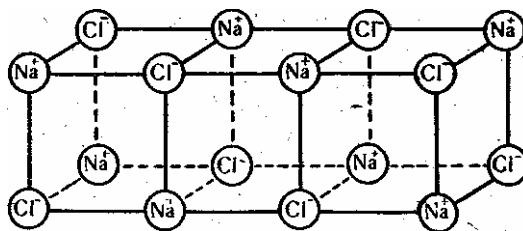


Рис. Будова кристала хлориду натрію

Більшість твердих речовин мають кристалічні решітки, утворені атомами або іонами; виділити окремі молекули у таких структурах неможливо. Такі речовини звичайно називають речовинами з **немолекулярною структурою**. Немолекулярну структуру мають багато речовин у кристалічному стані, наприклад метали, кислоти, гідроксиди, солі. Для речовин немoleкулярної будови прийнято записувати формулу умовної молекули, яка показує співвідношення чисел атомів у речовині. Наприклад, хімічна формула хлориду натрію NaCl. Важлива ознака кристалічних речовин — наявність певної температури плавлення.

Маса атомів і молекул

Поняття «атомна маса» і «молекулярна маса» були в хімію задовго до того, як навчились точно визначати їхні значення. Масу атомів і молекул прийнято подавати у вигляді відносних величин, визначених відносно маси атома якого-небудь одного хімічного елемента. Це так звані відносні атомні і молекулярні маси, або атомні і молекулярні маси.

Атомні і молекулярні маси виражають в **атомних одиницях маси** (а.о.м.). Тепер за атомну одиницю приймається 1/12 частина маси атома Карбону-12, що становить $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг.

Отже, щоб обчислити **відносну масу атома**, потрібно знайти відношення маси атома до 1/12 частини маси атома Карбону-12. Наприклад, встановлено, що маса атома нукліда фтору ^{19}F дорівнює $3,1553 \cdot 10^{-26}$ кг. Тоді відносна маса цього атома A_r (^{19}F) становитиме: 18,998.

Майже кожний хімічний елемент має в природі атоми з різною масою, які називаються **ізотопами** даного елемента. Так, ізотопами хлору є атоми з відносною масою приблизно 35 і 37. У природі близько 76% усіх атомів хлору мають масу 35, а 24% — 37. Відносна атомна маса хімічного елемента дорівнює середньому

арифметичному відносних мас атомів окремих ізотопів з урахуванням їх поширеності у природі. Так, відносна атомна маса елемента хлору приблизно дорівнює:

$$A_r(\text{Cl}) = 0,76 \cdot 35 + 0,24 \cdot 37 = 35,5.$$

Відносні атомні маси наведені в періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва.

Відносну молекулярну масу M_r можна обчислити, додавши відносні атомні маси A_r елементів, з яких складається молекула, з урахуванням числа атомів, що входять до складу молекули.

Кількість речовини. Молярна маса

Однією з основних фізичних величин є кількість речовини. Відповідно до Міжнародної системи одиниць (СІ) одиницею кількості речовини є моль.

Моль — кількість речовини, яка містить стільки структурних одиниць (тобто атомів, молекул, іонів, електронів), скільки міститься атомів у 12 г нукліда Карбону-12.

Число атомів у 12 г ^{12}C відоме, воно дорівнює $6,02 \cdot 10^{23}$. Стала величина $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль і називається **сталою Авогадро**. Вона показує число структурних одиниць в одному молі будь-якої речовини. Тому можна сказати, що моль — це кількість речовини, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (атомів, молекул, іонів) даної речовини.

Відношення маси речовини до її кількості називається **молярною масою** цієї речовини.

$$M = m/\nu$$

де M — молярна маса речовини; m — маса речовини; ν — кількість речовини.

Одиниця СІ молярної маси — кг/моль або г/моль. Молярна маса речовини (у г/моль) чисельно дорівнює відносній атомній або молекулярній масі цієї речовини. Відносна атомна маса кисню дорівнює 16, отже, молярна маса атомарного кисню становить 16 г/моль, а молярна маса кисню O_2 дорівнює 32 г/моль.

Хімічні реакції та їх класифікація

Хімічна реакція, або **хімічне перетворення** — це процес, при якому з одних речовин утворюються інші речовини. Під час хімічних реакцій не відбувається перетворення атомів одних хімічних елементів на інші. Перетворення, в результаті яких утворюються атоми нових елементів (так звані ядерні реакції), є предметом вивчення ядерної фізики.

Залежно від характеру процесу розрізняють кілька типів хімічних реакцій: реакції розкладу, сполучення, обміну, заміщення і нейтралізації.

Реакцією **розкладу** називається процес, при якому з однієї речовини утворюється дві або кілька інших. Наприклад: $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$; $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$.

Внаслідок реакцій **сполучення** з двох або кількох речовин утворюється одна нова: Наприклад: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.

Реакціями **обміну** називаються процеси, при яких реагуючі речовини обмінюються складовими частинами. Наприклад: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Окремим випадком реакцій обміну є реакції **нейтралізації**, які являють собою взаємодію кислот з основами: $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Реакції **заміщення** відбуваються за участю простої і складної речовин, в результаті утворюються нові проста і складна речовини: $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2$.

Внаслідок хімічних реакцій відбувається виділення або поглинання теплоти. Реакції, що відбуваються з виділенням теплоти, називаються екзотермічними, з поглинанням теплоти — ендотермічними. Виділена або поглинута теплота при даних кількостях реагуючих речовин називається **тепловим ефектом реакції**.

Існує класифікація хімічних реакцій за ознакою їх оборотності. Реакції, що відбуваються в одному напрямку забезпечують практично повне перетворення вихідних речовин на продукти, є **необоротними**. **Оборотні** реакції відбуваються в двох протилежних напрямках і не відбуваються до кінця в жодному з них. У рівняннях оборотних реакцій часто замість знака «дорівнює» ставлять знак оборотності.

Розрізняють також **гомогенні** і **гетерогенні** реакції. Гомогенні реакції відбуваються в однорідному середовищі, наприклад у газі, розчині. Гетерогенні реакції відбуваються на межі поділу фаз (тобто складових частин реакційної системи, що відрізняються за властивостями і відокремлені одна від одної поверхнею); прикладом гетерогенної реакції є хімічна взаємодія між твердою речовиною і рідиною.

ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ЗАКОНИ

Закон збереження маси (1748 р., М.В. Ломоносов)

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

Закон збереження маси можна пояснити з позицій атомно-молекулярного вчення:

при хімічних реакціях кількість атомів усіх видів залишається незмінною, оскільки атоми не утворюються з нічого і не щезають. Оскільки маса даного атома стала, то й загальна маса вихідних речовин, що складаються з цих атомів, дорівнює масі продуктів реакції, що складаються з того самого набору атомів.

Закон збереження маси є окремим випадком закону більш загального закону – **закону збереження енергії**, який стверджує, що енергія ізольованої системи стала.

Закон сталості складу (Ж. Пруст)

Будь-яка складна речовина, незалежно від способу її одержання, має постійний якісний та кількісний склад.

Спочатку цей закон вважався загальним, його поширювали на всі хімічні речовини. З розвитком хімії виявилось, що цей закон не є загальним. Багато кристалічних речовин немалекулярної будови можуть мати різний кількісний склад залежно від способу їх добування. Наприклад, оксид заліза (II), найпростішу формулу якого звичайно подають у вигляді FeO , в дійсності може мати склад $\text{Fe}_{0,89}\text{O}$; $\text{Fe}_{0,91}\text{O}$; $\text{Fe}_{0,93}\text{O}$ тощо.

Речовини, для яких справджується закон сталості складу, називаються сполуками сталого складу, або **дальтонідами**, на відміну від сполук змінного складу, або **бертолідів**. До дальтонідів належать речовини з молекулярною структурою, наприклад H_2O , SO_2 , H_2S , HCl . Так, у сірководні незалежно від того, яким способом він добутий, масова частка Гідрогену завжди становить 5,88 %, Сульфур — 94,12 %. Більшість бертолідів мають кристалічну структуру. Багато сполук змінного складу утворюють метали з Оксигеном, Сульфуром, Нітрогеном, Фосфором, Карбоном.

Отже, точніше закон сталості складу слід формулювати так: ***якісний та кількісний склад сполуки, яка має молекулярну будову, не залежить від способу її одержання.***

Закон кратних відношень (1803 рік, Дальтон)

Якщо два елементи утворюють між собою декілька хімічних сполук, то маси одного елемента, які припадають на певну масу іншого елемента, відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Газові закони. Закон Авогадро

В однакових об'ємах будь-яких газів за однакових зовнішніх умов (температура і тиск) міститься однакове число молекул.

Цей закон має важливі **наслідки**. Оскільки 1 моль будь-якого газу містить N_A молекул, то ***1 моль будь-якого газу за сталих умов завжди займає один і той самий***

об'єм. За нормальних умов, тобто при температурі 273,15 К (≈ 273 К) або 0 °С і тиску 101325 Па ($\approx 101,3$ кПа), об'єм 1 моль будь-якого газу дорівнює 22,4 л. Стала $V_m = 22,4$ л/моль називається **молярним об'ємом газу** за нормальних умов. За будь-яких умов **молярний об'єм газу дорівнює відношенню об'єму газу за даних умов до кількості речовини цього газу**: $V_m = V/\nu$

де V_m і V — відповідно молярний об'єм і об'єм газу за будь-яких умов; ν — кількість речовини газу.

Із закону Авогадро можна визначити відносну густину **D** одного газу за іншим:

$$D = M(1)/M(2).$$

Середня молярна маса повітря — 29 г/моль.

Закон еквівалентів

Еквівалентом елемента простої чи складної речовини називають таку його кількість, яка приєднує або заміщує у хімічних реакціях один моль атомів Гідрогену, або взаємодіє з одним еквівалентом будь-якої речовини. Позначають еквівалент **E**, одиниця виміру — **моль**.

Масу одного еквівалента елемента або речовини називають **еквівалентною масою**, її позначають **E_m**, одиниця виміру — **г/моль** або **кг/моль**.

«Еквівалентний» у перекладі означає «рівноцінний», тобто не така кількість елемента чи речовини, яка рівноцінна у хімічних реакціях одному молу атомів водню.

Згідно з визначенням, **еквівалент простої речовини дорівнює такій частині моля його атомів, яка взаємодіє з одним молем атомів водню**.

Тому в реакції $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$, еквівалент та еквівалентна маса азоту відповідно дорівнюють:

$$E_N = \frac{1}{3} \text{ моля}, \quad E_{m_N} = \frac{14}{3} = 4,7 \text{ г/моль}.$$

У загальному випадку еквівалент та еквівалентну масу простої речовини обчислюють за формулами:

$$E = \frac{1}{B}, \quad E_m = \frac{M}{B},$$

де **B** — валентність елемента за воднем, **M** — маса моля атомів елемента.

Користуючись наведеними формулами, обчислюють значення еквівалента простої речовини та його еквівалентної маси. Наприклад,

$$E_C = \frac{1}{4} \text{ моля}, \quad E_{m_C} = \frac{12}{4} = 3 \text{ г/моль},$$

$$E_{Cl} = \frac{1}{3} \text{ моля}, \quad E_{m_{Cl}} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г/моль}.$$

Для газоподібних речовин використовують поняття еквівалентного об'єму, який позначають **E_v**. **Це об'єм, який займає один еквівалент газоподібної речовини за нормальних умов**. Еквівалентний об'єм обчислюють, користуючись наслідком із закону Авогадро, згідно з яким один моль газоподібної речовини за нормальних умов займає об'єм 22,4 л. Оскільки, за винятком благородних газів, молекули простих газоподібних речовин двоатомні, то один моль молекул водню містить два моля атомів. Тому

еквівалентний об'єм водню дорівнює:

$$E_v = \frac{22,4}{2} = 11,2 \text{ л/моль.}$$

Відповідно еквівалентний об'єм кисню дорівнює $E_v = 22,4/4 = 5,6$ л/моль, оскільки $E_o = 1/2$ моля атомів, то один моль молекул кисню містить 4 моля еквівалентів.

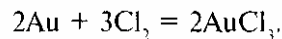
Для обчислення еквівалента та еквівалентної маси речовини, яка з воднем безпосередньо не взаємодіє і не витісняє його з кислот, використовують її взаємодію з будь-якою речовиною, для якої відомі еквівалент чи еквівалентна маса.

За законом еквівалентів маси реагуючих речовин прямо пропорційні їх еквівалентним масам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m_1}}{E_{m_2}},$$

де m_1 та m_2 — маси реагуючих речовин; E_{m_1} та E_{m_2} — еквівалентні маси цих речовин.

Наприклад, еквівалентну масу золота обчислюють, користуючись властивістю хлору при нагріванні окиснювати золото з утворенням хлориду золота (III):



Оскільки еквівалентна маса хлору дорівнює його атомній масі $E_{m\text{Cl}} = M_{\text{Cl}}/1 = 35,5$ г/моль, а маси взаємодіючих золота та хлору відповідно дорівнюють: $m_{\text{Au}} = 2 \text{ моля} \cdot 197$ г/моль = 394 г, $m_{\text{Cl}} = 3 \text{ моля} \cdot 71$ г/моль = 213 г, тоді за законом еквівалентів:

$$\frac{m_{\text{Au}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{E_{m\text{Au}}}{E_{m\text{Cl}}}, \text{ тобто } \frac{394}{213} = \frac{E_{m\text{Au}}}{35,5}.$$

Користуючись наведеним співвідношенням, обчислюють еквівалентну масу золота:

$$E_{m\text{Au}} = \frac{394 \cdot 35,5}{213} = 65,7 \text{ г/моль.}$$

Якщо одна з реагуючих речовин газоподібна, то у формулі закону еквівалентів замість маси використовують її об'єм (н. у.) та еквівалентний об'єм:

$$\frac{m}{E_m} = \frac{V}{E_v}.$$

Згідно з визначенням, еквівалент елемента в сполуці дорівнює такій його кількості, яка взаємодіє з одним молем атомів водню. У сполуках HCl , H_2S та NH_3 з одним молем атомів водню з'єднується відповідно один моль атомів хлору, $1/2$ моля атомів сірки та $1/3$ моля атомів азоту.

Отже, $E_{\text{Cl}} = 1$ моль, $E_{\text{S}} = 1/2$ моль, $E_{\text{N}} = 1/3$ моль. Відповідно $E_{m\text{Cl}} = 35,5$ г/моль; $E_{m\text{S}} = 32/2 = 16$ г/моль; $E_{m\text{N}} = 14/3 = 4,67$ г/моль. Еквівалент та еквівалентну масу елемента у його не водневих сполуках обчислюють за законом еквівалентів. Так, еквівалентна маса азоту в оксиді азоту (V) N_2O_5 дорівнює:

$$\frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{O}}} = \frac{E_{m\text{N}}}{E_{m\text{O}}}, \text{ отже } E_{m\text{N}} = \frac{28 \cdot 8}{80} = 2,8 \text{ г/моль.}$$

У загальному випадку еквівалент та еквівалентну масу елемента у сполуках обчислюють за формулою:

$$E = \frac{1}{|\text{с.о.}|}, \quad E_m = \frac{M}{|\text{с.о.}|},$$

де $|\text{с.о.}|$ — абсолютне значення ступеня окиснення елемента у сполуці, M — маса моля атомів елемента.

Користуючись наведеною формулою, обчислюють еквівалентну масу азоту в оксиді азоту (V):

$$E_{m\text{N}} = \frac{M}{|\text{с.о.}|} = \frac{14}{5} = 2,8 \text{ г/моль.}$$

Поняття про еквівалент та еквівалентну масу складної речовини було введено в хімію раніше, ніж поняття про еквівалент елемента. Еквівалент та еквівалентну масу складної речовини обчислюють за формулами:

$$E_{\text{окси́ду}} = \frac{1}{n \cdot |\text{с. о.}|}, \quad E_{m \text{окси́ду}} = \frac{M_{\text{окси́ду}}}{n \cdot |\text{с. о.}|}$$

де n — число атомів елемента, який утворює оксид.

Наприклад,

$$E_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6} \text{ моля}; \quad E_{m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{6} = \frac{152}{6} = 25,3 \text{ г/моль.}$$

$$E_{\text{основи}} = \frac{1}{\text{кислотність основи}},$$

$$E_{m \text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{кислотність основи}}.$$

Кислотність основи визначають числом гідроксогруп, здатних заміщуватися кислотним залишком.

Наприклад,

$$E_{\text{Al(OH)}_3} = \frac{1}{3} \text{ моля}; \quad E_{m_{\text{Al(OH)}_3}} = \frac{M_{\text{Al(OH)}_3}}{3} = \frac{78}{3} = 29,3 \text{ г/моль},$$

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{1}{\text{основність кислоти}},$$

$$E_{m \text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{основність кислоти}}.$$

Основність кислоти визначають числом атомів водню, здатних заміщуватися катіоном металу.

Наприклад,

$$E_{\text{HCl}} = 1 \text{ моль}; \quad E_{m_{\text{HCl}}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{2} \text{ моля}; \quad E_{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{1}{3} \text{ моля}; \quad E_{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,6 \text{ г/моль};$$

$$E_{\text{соли}} = \frac{1}{n \cdot |z|}, \quad E_{m \text{соли}} = \frac{M}{n \cdot |z|},$$

де n — число атомів елемента, що утворює катіон; $|z|$ — абсолютне значення заряду катіона.

$$E_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{1}{3 \cdot 2} = \frac{1}{6} \text{ моля},$$

$$E_{m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = \frac{M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{6} = \frac{310}{6} = 51,7 \text{ г/моль.}$$

При обчисленні еквівалента та еквівалентної маси кислих солей слід враховувати, що не заміщені на катіон атоми водню кислоти складають аніон. Наприклад, еквівалент та еквівалентна маса гідрофосфату кальцію CaHPO_4 , дорівнює:

$$E_{\text{CaHPO}_4} = \frac{1}{2} \text{ моля}; \quad E_{m_{\text{CaHPO}_4}} = \frac{M_{\text{CaHPO}_4}}{2} = \frac{136}{2} = 68 \text{ г/моль.}$$

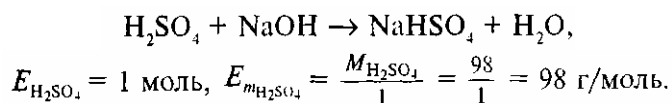
При обчисленні еквівалента та еквівалентної маси основних солей враховують, що гідроксогрупи входять до складу катіона. Наприклад, еквівалент та еквівалентна маса сульфату гідроксицинку $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ дорівнює:

$$E_{(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2} \text{ моля}; \quad E_{m_{(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4}} = \frac{M_{(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4}}{1 \cdot 2} = \frac{260}{2} = 130 \text{ г/моль.}$$

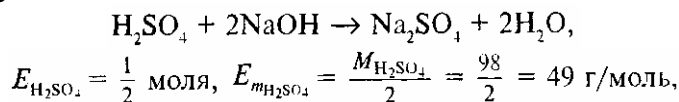
У даному випадку, при обчисленні еквівалента та еквівалентної маси сульфату гідроксицинку, у знаменнику записують добуток заряду катіона і число частинок, що

складають катіон.

Еквівалент і еквівалентну масу простої та складної речовин також визначають характером їх перетворень. **В умовах хімічної взаємодії еквівалент речовини визначають кількістю еквівалентів сполуки, яка взаємодіє з даною речовиною.** Наприклад, у реакції:



В іншому випадку:



оскільки 1 моль кислоти взаємодіє з 2 молями еквівалентів одно-кислотного лугу.

Таким чином, для обчислення еквівалентної маси речовини в умовах хімічної реакції необхідно її молярну масу поділити на число еквівалентів речовини, з якою вона взаємодіє.

Отже, еквівалент та еквівалентна маса елемента простої чи складної речовини є величиною змінною і може приймати різні значення залежно від умов хімічної реакції, ступеня окиснення елемента або його валентності за воднем.

Еквівалентна маса складної речовини є величиною адитивною і дорівнює сумі еквівалентних мас елементів, що входять до її складу. Наприклад, еквівалентна маса оксиду алюмінію Al_2O_3 , дорівнює:

$$E_{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{6} = \frac{102}{6} = 17 \text{ г/моль}.$$

Також вона дорівнює сумі еквівалентних мас алюмінію та кисню:

$$E_{m_{\text{Al}}} = \frac{M_{\text{Al}}}{3} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г/моль}, E_{m_{\text{O}}} = \frac{M_{\text{O}}}{2} = \frac{16}{2} = 8 \text{ г/моль}.$$

$$E_{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = E_{m_{\text{Al}}} + E_{m_{\text{O}}} = 9 + 8 = 17 \text{ г/моль}.$$

У реакціях, які перебігають зі зміною ступеня окиснення елементів, обчислюють еквівалент та еквівалентну масу окисника та відновника.

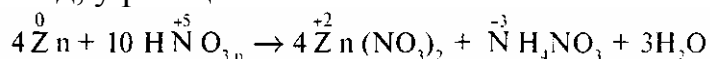
Еквівалент окисника (відновника) — така його кількість, яка приєднує (віддає) 1 моль електронів. Еквівалентною масою окисника (відновника) називають масу одного еквівалента окисника (відновника). Еквівалент окисника або відновника відповідно дорівнює:

$$E_{\text{окисника}} = \frac{1}{ne}, E_{\text{відновника}} = \frac{1}{ne},$$

$$E_{m_{\text{окисника}}} = \frac{M_{\text{окисника}}}{ne},$$

$$E_{m_{\text{відновника}}} = \frac{M_{\text{відновника}}}{ne},$$

де ne — число електронів, приєднаних або відданих однією молекулою окисника або відновника. Наприклад, у реакції:



Zn є відновником, який внаслідок взаємодії віддає два електрони і окиснюється до катіона Zn^{2+} . Розведена азотна кислота є окисником, який відновлюється до аміаку, що утворює в азотнокислом середовищі нітрат амонію. Тому еквіваленти цинку та азотної кислоти дорівнюють:

$$E_{Zn} = \frac{1}{2} \text{ моля}, E_{HNO_3} = \frac{1}{8} \text{ моля},$$
$$E_{m_{Zn}} = \frac{M_{Zn}}{2} = \frac{65,4}{2} = 32,7 \text{ г/моль},$$
$$E_{m_{HNO_3}} = \frac{M_{HNO_3}}{8} = \frac{63}{8} = 7,9 \text{ г/моль}.$$