

Тема 1

Основні закони хімії

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ

♦ Основи хімічної атомістики

- ♦♦ Етапи розвитку атомістики
- ♦♦ Основні поняття:
атом, молекула, хімічний елемент, атомна маса...

♦ Стехіометричні закони хімії

- ♦♦ Закон сталості складу
- ♦♦ Закон збереження маси
- ♦♦ Закон еквівалентів
- ♦♦ Закон кратних відношень

♦ Закони ідеальних газів

- ♦♦ Закон Бойля-Маріотта
- ♦♦ Закон Шарля
- ♦♦ Закон Гей-Люссака
- ♦♦ Закон простих об'ємних відношень
- ♦♦ Об'єднаний закон стану ідеального газу
- ♦♦ Рівняння Клапейрона-Менделєєва
- ♦♦ Закон Авогадро

Хімія – це фундаментальна природнича наука, що вивчає матеріальний світ, закони його розвитку, тобто матерію і рух у їх нерозривній єдності.

Поняття **матерія** відображає суть реального існування видимих і невидимих об'єктів та явищ природи.

Основна властивість матерії – її здатність рухатись, змінюватись.

Формами руху матерії у порядку їх ускладнення є: 1) **фізична** (рух елементарних частинок і відповідних їм полів); 2) **хімічна** (перетворення речовин); 3) **біологічна** (обмін речовин).

Стан матерії

1) **речовина** – у якому матерія виявляє себе як сукупність дискретних утворень (елементарні частинки, атомні ядра, атоми, молекули, іони, гази, рідини, кристали, гірські породи, рослинні та тваринні тканини), що мають певні властивості та масу (маса тіла залежить від швидкості його руху);
2) **поле** – вид існування матерії, що зумовлює взаємодію між частинками речовини і характеризується енергією (поле електромагнітне, гравітаційне, внутрішньоядерних сил, елементарних частинок). Природа поля є квантовою: його матеріальність характеризується квантами енергії.

Речовина – це вид матерії, що має певні хімічні та фізичні властивості за даних умов.

Етапи розвитку атомістики

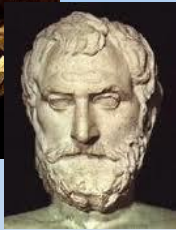
Першоджерело поняття “атом”

Одним із предметів дискусій давньогрецьких філософів було завдання про камінь: **що має відбуватися, якщо почати його подрібнювати.**

Більшість філософів вважали, що цей процес може тривати нескінченно довго.



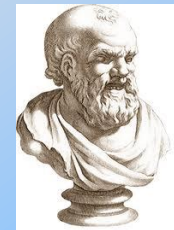
Левкіпп



І тільки **Левкіпп (500-440 рр. до н. е.)** та його учні стверджували, що цей процес не є нескінченним, оскільки врешті-решт утвориться така частинка, яку далі подрібнити буде неможливо.

Левкіпп вважав, що матеріальний світ – дискретний, він складається з найменших частинок і пустоти

Учень Левкіппа **Демокріт (460-370 рр. до н. е.)** назвав такі найменші частинки **атомами**, що грецькою означає "неподільні". Демокріт, розвиваючи свою "атомістику", приписав атомам такі властивості, як розмір, форма і здатність рухатися.



Демокріт



Епікур



Послідовник Демокріта **Епікур (342-270 рр. до н. е.)** логічно завершив давньогрецьку атомістику, припустивши, що атоми мають внутрішнє джерело руху і здатні взаємодіяти між собою.

Етапи розвитку атомістики

Відродження давньої атомістики та атомістика Дальтона

Про вчення стародавніх атомістів не згадували майже 20 століть. Лише на початку XVII ст. їхні ідеї було відроджено завдяки працям французького філософа П'єра Гассенді (1592-1655).



Роберт
Бойль

Цікаво, що саме в цей час Р. Бойль установив фундаментальний взаємозв'язок між об'ємом і тиском газу. Якісне пояснення фактів, які спостерігав Р. Бойль, могла дати тільки атомістика.

Нові змістовні формулювання в рамках атомістичної теорії на початку XIX ст. висловив шкільний учитель з Англії Дж. Дальтон.

Свою атомістичну теорію він опублікував у 1803-1807 рр., обґрунтував її експериментальними спостереженнями і запропонував її для пояснення законів сталості маси і складу.



П'єр
Гассенді



Джон
Дальтон

Етапи розвитку атомістики

Відродження давньої атомістики та атомістика Дальтона

Головні постулати теорії Дальтона зводились до такого:

- хімічні елементи складаються з атомів, які є найменшими частинками речовини; їх неможливо розділити на ще менші складові частинки і перетворити одну на одну;
- атоми неможливо знищити;
- усі атоми одного елемента абсолютно однакові і мають однакову масу;
- атоми різних елементів мають різні маси;
- під час хімічних реакцій між двома або більшим числом елементів їхні атоми сполучаються між собою в простих, цілочислових відношеннях;
- відносні масові частки елементів, що сполучаються один з одним, безпосередньо пов'язані з масою самих атомів.

Ці постулати Дж. Дальтона покладено в основу сучасної атомної теорії. Вони прості й зрозумілі, а тому заохочували дослідників до пошуку інших кількісних закономірностей у хімічних реакціях.

Найважливіший висновок з теорії Дальтона такий:

якщо атоми справді існують, то вони мають характеризуватися цілком певною атомною масою.

Тому відразу хіміки почали шукати надійні методи визначення атомної маси та встановлення формул хімічних сполук.

Етапи розвитку атомістики

Відродження давньої атомістики та атомістика Дальтона

У 1803 р. Дж. Дальтон, аналізуючи випадки, коли два елементи утворюють між собою не одну, а кілька сполук, відкрив закон кратних відношень:

якщо два елементи утворюють один з одним кілька хімічних сполук, то вагові кількості одного з елементів, що припадають у цих сполуках на одну й ту саму вагову кількість іншого елемента, відносяться між собою, як невеликі цілі числа.

Так, в оксидах нітрогену N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 на 14 масових часток нітрогену припадає відповідно 8, 16, 24, 32, 40 масових часток кисню. Останні відносяться між собою, як 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Ідеї Дж. Дальтона підтримав видатний шведський хімік Якоб Берцеліус, який запровадив у хімію символи хімічних елементів, що ними користуються і нині, а також формули сполук. Я. Берцеліус заперечував можливість сполучення між собою однакових атомів, а це виявилось великим гальмом у розвитку хімічних уявлень



Якоб
Берцеліус

До середини XIX ст. між хіміками точилися суперечки стосовно використання атомних мас, написання хімічних формул тощо.

Атомно-молекулярне вчення

Остаточню атомно-молекулярну теорію в хімії було визнано у 1860 р. на I Міжнародному конгресі хіміків у Карлсруе.

Її основні положення зводяться до такого:

- усі індивідуальні речовини є сукупністю молекул або кристалами, які, в свою чергу, побудовані з атомів;
- атоми одного виду (елемента) однакові між собою, але відрізняються від атомів іншого виду (елемента); атоми мають масу, яку називають атомною;
- атом є носієм хімічних властивостей елемента, найменшою його частинкою; його не можна розкласти хімічним способом; під час хімічних перетворень атоми не з'являються з нічого і нікуди не зникають, змінюються лише способи зв'язування атомів;
- внаслідок взаємодії атомів утворюються молекули: гомоядерні у простих речовин, гетероядерні – у складних; молекули розглядають як найменші частинки переважної більшості речовин, вони є носіями хімічних властивостей речовин; атоми елементів у молекулах хімічно зв'язані між собою;
- під час фізичних явищ молекули зберігаються, під час перебігу хімічних процесів – руйнуються;
- хімічні реакції полягають в утворенні нових речовин із тих самих атомів, з яких склалися вихідні речовини.

Основні поняття хімії

Уявлення про дискретну, тобто атомну, будову речовини були підтверджені усім ходом розвитку фізики і хімії. Атом є представником хімічного елемента, тобто

атом – це найменша хімічно неподільна частинка, яка є носієм властивостей елемента,

хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковими хімічними властивостями.

До ХХ ст. атоми вважали елементарними, тобто абсолютно неподільними частинками. Однак відкриття, зроблені на початку ХХ ст., засвідчили, що атоми мають непросту будову, складаються з позитивно зарядженого ядра та електронної оболонки, тому сучасне означення його таке:

атом – це електронейтральна система, яка складається з позитивно зарядженого ядра та електронів, що рухаються навколо нього.

Невелике за розміром ядро зосереджує основну частину маси атома. Хімічні властивості атома певного елемента залежать від будови його електронної оболонки, а загальне число електронів в атомі визначається значенням заряду атомного ядра. Отже,

хімічний елемент – це певний вид атомів з однаковим зарядом атомних ядер.

Основні поняття хімії

Атоми можуть сполучатися між собою відповідно до їхніх валентностей і утворювати хімічні сполуки.

Валентність – це здатність атомів приєднувати певне число інших атомів.

Внаслідок хімічного сполучення атомів утворюються молекули, тому, з одного боку,

молекули – це угруповання атомів, сполучених між собою хімічними зв'язками і здатних до самостійного існування.

З іншого боку,

молекули – це найменші частинки, що зберігають хімічні властивості речовини.

Молекули є носіями **хімічних властивостей** речовин. У хімічних реакціях відбувається руйнування одних зв'язків і утворення інших, перетворення одних молекул на інші.

Фізичні властивості речовин (температури кипіння і плавлення, густина, зміна агрегатного стану речовин та ін.) часто не пов'язані з окремими молекулами, а тільки з їх великою сукупністю. Однак окремі молекули є носіями і деяких фізичних властивостей речовин, наприклад спектральних, магнітних.

Далеко не всі речовини мають молекулярну будову, тобто складаються з окремих молекул. Так, **іонні сполуки** складаються з різнойменно заряджених іонів; у вузлах кристалічних ґраток **металів** розміщені атоми. Не мають молекулярної будови також оксиди, карбіди, нітриди металів та багато інших сполук.

Основні поняття хімії

Атомні маси елементів

У період 1805-1860 рр. між поглядами учених щодо правильності хімічних формул багатьох речовин існували істотні розбіжності. Це не давало змоги привести у відповідність величезний експериментальний матеріал і створити надійну таблицю атомних мас, яка ґрунтувалася б на відносних масах атомів.

Важливу роль в одержанні значень відносних атомних мас елементів відіграло встановлене у 1819 р. **П.Л.Дюлонгом** (1785-1838) і

А.П.Пті (1791-1820) правило, згідно з яким **для більшості досліджених металів добуток питомої теплоємності і атомної маси є приблизно сталою величиною, що дорівнює 6,3 кал/(моль·град) (26,5 Дж/(моль·К)).** Згодом цю величину назвали **атомною теплоємністю**. Отже

Атомна маса × Питома теплоємність ≈ 6,3 кал/(моль·град).

Питома теплоємність – це кількість теплоти, потрібної для підвищення температури 1 г речовини на один градус. Наприклад, питома теплоємність кальцію дорівнює 0,156 кал/(г·град). Тоді відносна атомна маса кальцію має дорівнювати

$$A_r(\text{Ca}) \approx \frac{6,3}{0,156} = 40,4$$

що є близьким значенням до обчисленої атомної маси кальцію.

Для створення єдиної шкали атомних мас треба було вибрати еталон, з яким можна було б порівнювати маси атомів усіх інших елементів.



П'єр Луї
Дюлонг



Алексис
Пті

Основні поняття хімії

Атомні маси елементів

На I Міжнародному конгресі хіміків у 1860 р. за атомну одиницю маси таку одиницю було взято масу найлегшого атома – водню (гідрогену) і прийнято водневу одиницю. У 1906 р. хіміки вибрали кисневу одиницю, яка дорівнювала 1/16 середньої маси атомів природного кисню.

Після відкриття ізотопного складу кисню (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O) атомні маси почали зазначати за двома шкалами: **хімічною**, в основу якої було покладено 1/16 частину середньої маси природного кисню, і **фізичною**, за якою за одиницю взяли 1/16 частину маси нукліда ^{16}O .

З 1961 р. загально визнаною стала єдина **вуглецева шкала**. У вуглецевій шкалі, яка нині використовується в хімії та фізиці, затверджено єдиний еталон: **атоми нукліда карбону-12 (^{12}C)**, яким приписано атомну масу **12,0000**. За одиницю вимірювання відносних атомних (і молекулярних) мас беруть так звану **атомну одиницю маси (а. о. м.)**, тобто **1/12 частину маси атома ^{12}C** ($1 \text{ а. о. м.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1 \text{ г}/N_{\text{A}}$), тому

атомною масою елемента називають відношення середньої маси атомів природної суміші ізотопів певного елемента до 1/12 частини маси ізотопу карбону-12.

Визначені атомні маси елементів є безрозмірними величинами, вони відображають лише **відносні маси атомів**. Останні позначають символом **A_r** (r – від англ. *relative* – відносний). Наприклад, **$A_r(\text{Ca}) = 40,08$** , тоді як атомна маса **$m_{\text{A}}(\text{Ca}) = 40,08 \text{ а. о. м.}$** . Більшість виявлених у природі елементів представлена сумішшю стабільних ізотопів, які поширені нерівномірно.

Ізотопами називають різновиди атомів одного й того самого елемента, які різняться між собою масовим числом.

Основні поняття хімії

Молекулярна (формульна) маса речовини

Склад будь-якої чистої речовини можна передати **хімічною формулою**, яка не відображає будови речовини, а також того, складається вона з молекул чи іонів. Водночас для визначення молекулярної маси сполуки ця інформація взагалі не потрібна, оскільки важливо знати лише її **якісний і кількісний склад**. Якщо речовина має молекулярну будову, тобто найменшими її частинками є молекули, то **молекулярна маса** відповідає так званій **формульній масі**. Як і атомна маса, молекулярна і формульна маси є безрозмірними величинами або виражаються в атомних одиницях маси (а. о. м.).

Молекулярною (формульною) масою називають відношення маси молекули (формульної маси) до 1/12 частини маси атома карбону-12.

Позначають її M_r і практично визначають як суму добутків атомних мас усіх елементів, що входять до складу молекули (формули речовини), на число цих атомів.

Наприклад, **формульна маса** кристалогідрату $M_r [\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}]$, який не має молекулярної будови, дорівнює:

$$\begin{aligned} 2A_r(\text{Al}) + 3A_r(\text{S}) + 30A_r(\text{O}) + 36A_r(\text{H}) &= 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 32,06 + 30 \cdot 16 + 36 \cdot 1,008 = \\ &= 53,96 + 96,18 + 480 + 36,29 = 666,43. \end{aligned}$$

Основні поняття хімії

Кількість речовини. Моль. У реальних хімічних розрахунках дуже незручно користуватися мізерними масами атомів, молекул та іонів. Тому було введено поняття кількості речовини, яке пов'язують з певним числом частинок у взятій порції речовини. За системою одиниць СІ, одиницею кількості речовини є **моль** (від латинського слова, яке означає "купа каміння, скинутого в море, для руйнування хвиль" – мол). Отже, "моль" буквально означає численну кількість (безліч) атомів, молекул, іонів тощо. Ця кількість речовини містить однакове число структурних одиниць речовини і пов'язана з атомними і молекулярними масами.

Моль – це одиниця кількості речовини, що містить стільки її структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів тощо), скільки атомів міститься в 12 г ізотопу карбону-12.

Число структурних одиниць, яке міститься в 1 моль речовини, дорівнює $6,022 \cdot 10^{23}$. Це число називають **числом Авогадро** і позначають N_A .

Масу 1 моль будь-якої речовини, виражену в грамах, називають молярною масою.

Чисельно вона відповідає формульній масі речовини. Молярну масу $M(x)$ (речовини x) можна визначити за співвідношенням $M(x) = m(x) / n(x)$, де $n(x)$ – кількість речовини.

З наведеного співвідношення випливає, що число молів речовини дорівнює відношенню маси речовини (наважки) до її молярної маси: $n(x) = m(x) / M(x)$.

Основні поняття хімії

Молярну масу речовини можна подати як добуток маси одного атома (молекули, іона) μ на число Авогадро: $M(x) = \mu(x) / N_A$.

Масу атома (молекули, іона) $\mu(x)$, виражену в грамах, називають абсолютною масою атома (молекули, іона).

Математично це можна записати так: $\mu(x) = M(x) / N_A$.

Щоб знайти кількість речовини газу, вимірюють його об'єм V і приводять до нормальних умов (0 °С, 101 325 Па) – V_0 .

1 моль будь-якого газу містить $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул і займає за нормальних умов однаковий об'єм, а саме 22,4 л (молярний об'єм):

$$n(x) = V_0 / V_{0M},$$

де V_{0M} – молярний об'єм газу (н. у.).

Якщо відома кількість речовини n , легко знайти число частинок у ній N :

$$N = n N_A.$$

Раніше для позначення кількості речовини, що відповідає числу Авогадро частинок (атомів, молекул, іонів), користувалися термінами **грам-атом**, **грам-молекула**, **грам-іон**. Ці терміни ще й досі трапляються в літературі. Нині для позначення кількості речовини використовують термін "**моль**",

Стехіометричні закони хімії

Стехіометричні закони хімії (від гр. слів "стехіон" – елемент, першоджерело і "метрія" – вимірювання) були відкриті після вивчення масових та об'ємних співвідношень, в яких реагують та утворюються хімічні речовини. Завдяки відкриттю цих законів хімія піднялася до рівня науки, на них ґрунтуються складання хімічних формул, рівнянь реакцій, розрахунки в хімічній технології й хімічному аналізі.

Сума мас речовин, які вступили в реакцію, дорівнює сумі мас продуктів реакції.



**Антуан
Лавуазьє**

Цей закон дістав назву **закону збереження маси**.

Його можна пояснити, виходячи з положень атомно-молекулярного вчення. Справді, під час перебігу хімічних реакцій атоми не зникають і не виникають з нічого. Вони входять до складу продуктів реакції у таких самих кількостях, у яких містилися у вихідних речовинах. Звідси впливає такий практичний наслідок: під час складання рівнянь реакцій стехіометричні коефіцієнти треба добирати так, щоб число атомів відповідних елементів у лівій і правій частинах рівняння було однаковим.

Закон збереження маси не є абсолютним. Це – окремий випадок **закону збереження маси та енергії**. Маси речовин залишаються сталими у процесах з порівняно невеликими енергетичними ефектами. У ядерних перетвореннях ці ефекти дуже великі, а це відповідно до співвідношення Ейнштейна ($E = \Delta mc^2$) спричинює помітні зміни мас.



**Жозеф
Пруст**

Стехіометричні закони хімії

Закон сталості складу був відкритий після багаторічної дискусії між французькими вченими Ж. Л. Прустом і К. Л. Бертолле (1748-1822). Пруст вважав, що хімічні речовини мають сталий склад, тоді як Бертолле, навпаки, – що склад речовин залежить від способу їх добування. Пруст та його учні виконали велику роботу, у результаті якої було переконливо доведено, що в природі є одна вода, в якій водень і кисень (гідроген і кисень) сполучені у сталому масовому співвідношенні 1 : 8, одна кухонна сіль тощо. Це дало змогу Ж. Л. Прусту у 1807 р. сформулювати **закон сталості складу**:



**Клод
Бертолле**

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

Закон сталості складу переконливо свідчив на користь атомно-молекулярного вчення. Справді, його можна пояснити лише а позицій цього вчення: речовини складаються з атомів, сполучених між собою в певних співвідношеннях відповідно до їхніх **валентностей**, тому атомні співвідношення різних елементів у чистій сполуці є сталими. Отже, ще одним важливим наслідком закону сталості складу було впровадження в хімію поняття валентності.

Водночас слід зазначити, що закон сталості складу **справедливий не для всіх речовин**. Для деяких високомолекулярних сполук, карбідів, нітридів, оксидів, сульфідів атомні співвідношення не є точно фіксованими, а можуть змінюватись у певних межах, наприклад: $\text{Ti}_2\text{O}_{2,92-3,12}$ (спрощено Ti_2O_3), $\text{FeS}_{0,9-1,1}$ (FeS). Такі сполуки називають **бертолідами** (на честь К. Л. Бертолле). Сполуки, для яких справедливий закон сталості складу, називають **дальтонідами** (на честь Дж. Дальтона).

Стехіометричні закони хімії

Закон еквівалентів. Наприкінці XVIII ст. німецький хімік **І. В. Ріхтер** (1762-1807) звернув увагу на те, що коли одна й та сама кількість вапна повністю взаємодіє з певними кількостями азотної (нітратної) та сірчаної (сульфатної) кислот, то вони нейтралізуються однаковими кількостями поташу K_2CO_3 . Це наштовхнуло його на думку, що речовини взаємодіють між собою в певних співвідношеннях. Згодом це саме помітив і Дж. Дальтон, який увів поняття про частки сполучення (еквіваленти).

Наприклад, у метані, хлороводні (гідроген хлориді), воді, сірководні (гідроген сульфіді) та натрій гідридi масові співвідношення елементів відповідно становлять:



Ієремія
Ріхтер

Показник	CH_4	HCl	H_2O	H_2S	NaH
Масова частка гідрогену, %	25,0	2,74	11,11	5,58	4,17
Маса елемента, що припадає на 1 масову частку гідрогену	3,0	35,5	8,0	16,0	23,0

Ці співвідношення було названо **еквівалентними**, або рівноцінними.

Еквівалентною масою (E_m) називають масу елемента, яка в хімічних реакціях приєднує або заміщує одиницю маси гідрогену.

Стехіометричні закони хімії

Еквівалентні маси багатьох елементів зберігаються такими самими у сполуках, що не містять гідрогену:

Бінарні сполуки елементів	CCl_4	CO_2	CS_2	Cl_2O	Na_2O	NaCl	Na_2S
Співвідношення мас елементів	3:35,5	3:8	3:16	35,5:8	23:8	23:35,5	23:16

Тому було зроблено такий висновок:

маси елементів, що реагують, відносяться між собою так само, як і їх еквівалентні маси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_{m1}}{E_{m2}}$$

Цей висновок дістав назву **закону еквівалентів**
У сучасному розумінні

еквівалент – це частка атома, що припадає на одиницю валентності.

Відповідно

еквівалентна маса – це частина атомної маси, що припадає на одиницю валентності: $E_m(X) = A_r(X) / \text{Валентність}$

Стехіометричні закони хімії

Так, еквівалент нітрогену в оксидах становить:

Оксидаи нітрогену	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
Валентність нітрогену	1	2	3	4	5
Еквівалент атомів нітрогену, частка атома нітрогену	1	$1/2$	$1/3$	$1/4$	$1/5$
Молярна маса еквівалента, г/моль	$14/1 = 14$	$14/2 = 7$	$14/3 = 4,67$	$14/4 = 3,5$	$14/5 = 2,8$

Молярна маса еквівалента чисельно дорівнює еквівалентній масі і виражається у грамах на моль. Молярні маси еквівалентів нітрогену в його оксидах наведені в таблиці.

Еквіваленти реально не існують, **це – умовне поняття**, але ним досить зручно користуватися. Справді, в разі утворення хімічних сполук на одиницю валентності одного атома припадає одиниця валентності іншого атома, а кожній одиниці валентності атома відповідає одиниця еквівалента елемента, тому

на один еквівалент одного елемента в хімічних реакціях завжди припадає один еквівалент іншого елемента.

Стехіометричні закони хімії

Поняття еквівалента застосовують не тільки для елементів, а й для складних речовин. Еквівалент складної сполуки – це частка її молекули або іншої структурної одиниці, яка в хімічних реакціях відповідає одному еквіваленту (тобто атому) гідрогену.

Еквівалентну масу складної сполуки можна визначити як відношення її молекулярної маси до числа еквівалентності Z : $E_m = M/Z$

Число еквівалентності Z дорівнює **числу валентних зв'язків**, які сполучають головні складові частини молекули:

для оксидів – **числу валентних зв'язків між елементом та киснем**;

для кислот – **між гідрогеном та кислотним залишком**,

для основ – **між металом та групами OH^-** ,

для солей – **між металом та кислотним залишком**.

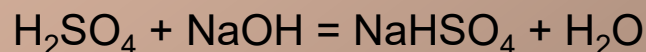
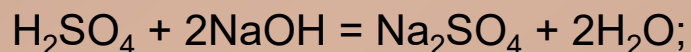
Наприклад:

$$Z(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \times 3 = 6; \quad E_m = M/Z = 102/6 = 17; \quad Z(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \times 1 = 2; \quad E_m = 98/2 = 49$$

$$Z(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1 \times 3 = 3; \quad E_m = 78/3 = 26; \quad Z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \times 3 = 6; \quad E_m = 504/6 = 84$$

При цьому треба враховувати тип реакції, в яку вступає дана речовина.

Наприклад, у реакціях



у молекулі H_2SO_4 заміщуються відповідно 2 та 1 атом гідрогену, тому і значення Z для H_2SO_4 у першій реакції дорівнюватиме 2, а в другій – 1.

В окисно-відновних реакціях частинкою, еквівалентною одному атому гідрогену, є **електрон**, тому в цьому разі **Z дорівнює числу електронів, приєднаних або відданих частинкою (молекулою) в певній реакції.**

Закони ідеальних газів

Вивчення властивостей газоподібного, рідкого та твердого станів речовини не тільки історично випередило, а й заклало надійні підвалини для розробки сучасних теорій будови атома та хімічного зв'язку.

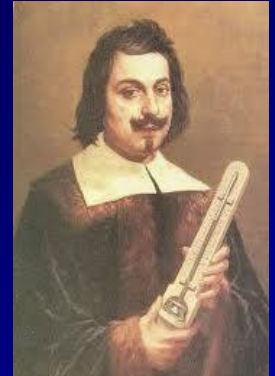
Газовий стан описують за допомогою таких характеристик, як об'єм V , тиск P , температура T та кількість речовини газу n .

Молекули газу, натикаючись на стінки посудини, в якій містяться, чинять на них тиск. Він тим більший, чим більше молекул газу заповнюють наданий їм простір.

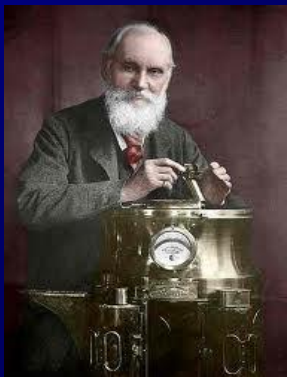
У системі СІ тиск вимірюють у паскалях: $1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$. У хімічній літературі та дослідженнях часто використовують інші одиниці тиску – атмосфери або міліметри ртутного стовпа (торр):

$$1 \text{ атм} = 101,3 \text{ кПа} = 760 \text{ мм рт.ст.} = 760 \text{ торр.}$$

Остання одиниця тиску названа на честь італійського фізика і математика **Е. Торрічеллі** (1608-1647)



Еванджеліста
Торрічеллі



Уільям Томсон
(лорд Кельвін)

Температуру під час дослідження газів виражають за абсолютною шкалою Кельвіна:

$$0 \text{ К (нуль Кельвіна)} = -273,15 \text{ }^{\circ}\text{С},$$

названою так на честь **У.Томсона** (1824-1907) – англійського фізика, який за наукові заслуги одержав титул барона **Кельвіна**.

Закони ідеальних газів

Закон Бойля-Маріотта.

У 1662 р. англійський хімік і фізик **Р. Бойль**, а в 1676 р. незалежно від нього французький фізик **Е. Маріотт** встановили залежність між тиском і об'ємом певної кількості газу за сталої температури:

за сталої температури добуток тиску на об'єм газу є сталою величиною: $PV = \text{const}$,

$$\text{або } P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (\text{при } T = \text{const}, n = \text{const})$$

Закон Шарля.

У 1787 р. французький учений **Ж. Шарль** встановив взаємо-зв'язок між тиском газу, що підвищується під час нагрівання, та його температурою за сталих об'єму і кількості газового зразка:

тиск газу за незмінних маси та об'єму пропорційний абсолютній температурі:
 $P = kT$, де k - коефіцієнт пропорційності.

Закон Гей-Люссака.

У 1802 р. Французький фізик і хімік **Ж.Л. Гей-Люссак** відкрив закон розширення газів за сталою тиску :

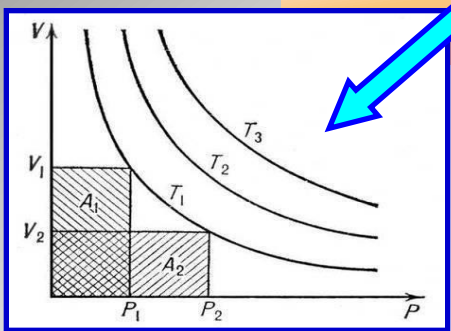
об'єм газу за незмінних маси і тиску прямо пропорційний його абсолютній температурі:
 $V = kT$, де k - коефіцієнт пропорційності.



**Роберт
Бойль**



**Едм
Маріотт**



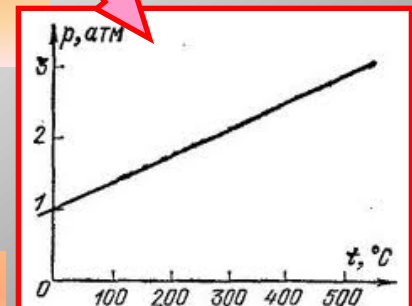
Залежність об'єму незмінної маси ідеального газу від тиску при постійній температурі



**Жозеф
Гей-Люссак**



Жак Шарль



Залежність тиску незмінної маси ідеального газу від температури при постійному об'ємі

Закони ідеальних газів

Об'єднаний закон стану ідеального газу.

Даний закон (рівняння Клапейрона) застосовують у разі, коли потрібно знайти об'єм за умов одночасної зміни температури і тиску:

відношення добутку тиску на об'єм газу до його абсолютної температури для даної маси газу є сталою величиною: $PV/T = \text{const}$

Значення цієї сталої величини розраховують для 1 моль газу, який перебуває за нормальних умов (н. у.):

$$P_0 = 101\,325 \text{ Па (1 атм, 760 мм рт.ст.); } T_0 = 273,15 \text{ К,}$$
$$V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль (22,4 л/моль, } 22,4 \cdot 10^3 \text{ см}^3/\text{моль)}$$

Константу, яка відповідає виразу $R = P_0 V_0 / T_0$ називають універсальною газовою сталою. Числове значення універсальної газової сталої R залежить від одиниць тиску та об'єму. Так, у СІ

$$R = \frac{101325 \text{ Па} \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 / \text{моль}}{273,15 \text{ К}} = 8,3144 \text{ Дж / моль} \cdot \text{К}$$

Одиниці виміру об'єму V	Одиниці виміру тиску P	Значення R
м^3	Па	8,3144
л (дм^3)	атм	0,0820
мл (см^3)	мм рт.ст.	62325

Закони ідеальних газів

Отже, для 1 моль газу вираз $PV / T = \text{const}$ набуває вигляду

$$P_0 V_0 = RT_0.$$

Тоді для будь-яких умов та кількості газу, що відрізняється від 1 моль (n), отримаємо:

$$PV = nRT \quad \text{або} \quad PV = \frac{m}{M} RT$$



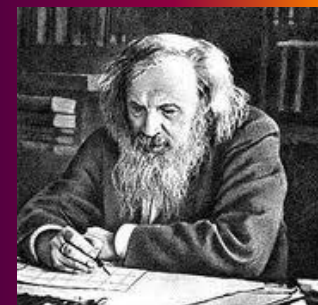
Бенуа Поль
Клапейрон

де m – маса зразка газу, M – його молярна маса.

Одержаний вираз називають

рівнянням стану ідеального газу

і широко використовують під час дослідження газів, наприклад для визначення молярної маси газу.



Дмитро
Менделєєв

Закон простих об'ємних відношень.

Дослідження хімічних реакцій між газами дало змогу Ж. Л. Гей-Люссаку сформулювати у 1808 р. закон простих об'ємних відношень:

об'єми газів, що взаємодіють, відносяться між собою та до об'ємів утворених газоподібних продуктів, як невеликі цілі числа.

Наприклад, під час взаємодії водню з хлором (з киснем) утворюються два об'єми хлорводню (водяної пари), а об'єми газів до і після реакції співвідносяться, як 1 : 1 : 2 (2 : 1 : 2)



Водень	Хлор	Хлороводень
1 об'єм	1 об'єм	2 об'єми



Водень	Кисень	Водяна пара
2 об'єми	1 об'єм	2 об'єми

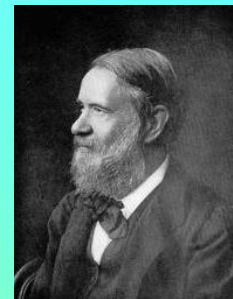


Амедео
Авогадро

Закони ідеальних газів

Закон Авогадро.

У 1811 р. маловідомий широкий науковій громадськості італійський фізик і хімік **А. Авогадро** на основі експериментальних досліджень висунув гіпотезу, яка, на жаль, лише майже через 50 років завдяки працям його співвітчизника **С. Канніццаро**, отримала статус закону:



Станіслао
Канніццаро

в однакових об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакове число молекул.

Із закону Авогадро випливають важливі наслідки, які часто використовують у хімічних дослідженнях.

- Однаковому числу молекул різних газів за однакових температур і тиску відповідають однакові об'єми.
- Молі різних газів за однакових умов займають однакові об'єми
- Маса однакових об'ємів різних газів за однакових температури і тиску співвідносяться між собою, як їхні молярні маси: $m_1/m_2 = M_1/M_2$

Кожен газ характеризується густиною: $\rho = m/V$. Відношення густини одного газу до густини іншого за однакових умов називають **відносною густиною** і позначають **D**:

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

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{n_1 M_1}{n_2 M_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

В однакових об'ємах різних газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул, а отже, й однакова кількість молів ($n_1 = n_2$), тоді

Найчастіше відносну густину газу **D** визначають за повітрям або воднем ($M_{\text{пов}} = 29$ г/моль, $M(\text{H}_2) = 2$ г/моль).