

**Хімія** – наука, що вивчає процеси перетворення речовин, які супроводжуються зміною складу і структури, а також взаємні переходи між цими процесами і іншими формами руху матерії.

*Головним об'єктом хімії* як науки є речовини та їх перетворення.

Хімічні процеси утворення і руйнування речовини завжди супроводжуються зміною їх складу і структури. Різні форми руху матерії взаємопов'язані.

### **Атомно-молекулярне вчення в хімії. Основні поняття та закони хімії. Основні хімічні поняття. Стехіометричні закони. Газові закони**

Атомно-молекулярна теорія була створена в 1741 році видатним російським вченим М.В.Ломоносовим. Він вперше чітко розділив дві ступені в будові речовини: елементи (в нашому розумінні атоми) і корпускули (молекули). Основні положення даного вчення він виклав у книзі «Елементи математичної хімії»



Михайло Васильович Ломоносов (1711–1765)

Основні положення атомно-молекулярного вчення:

1. Речовини мають дискретну будову. Вони складаються з часток (структурних елементів речовин) – молекул, атомів або іонів.
2. Частки речовин (молекули, атоми або інші) безперервно безладно рухаються. Тепловий стан речовин є наслідком руху частинок.
3. Між складовими частками речовини є відстані. Між складовими частками речовин діють сили взаємного притягання і відштовхування.
4. Молекули складаються з атомів. Молекули зберігаються під час фізичних явищ і руйнуються під час хімічних явищ (при хімічних реакціях).
5. Під час хімічних реакцій атоми зберігаються – при цьому відбувається їх перегрупування, що приводить до утворення нових речовин. Різноманітність речовин зумовлена різним порядком сполучення атомів.
6. Молекули простих речовин складаються з однакових атомів, складних – з різних атомів.

Дж.Дальтон розвинув атомістичне вчення Ломоносова, він намагався встановити атомні маси відомих на той час елементів. Проте Дальтон заперечував існування молекул у простих речовинах.

На I міжнародному з'їзді хіміків у м.Карлсруе в 1860 році остаточно атомно-молекулярне вчення було затверджено та прийняті основні поняття в хімії.

**Молекула** – це здатна до самостійного існування найменша частка речовини, яка володіє його хімічними властивостями.

Молекула складається з атомів, які з'єднані між собою хімічними зв'язками в певній послідовності і певним чином орієнтовані в просторі. Хімічні властивості молекул визначаються її складом і хімічною будовою. Сукупності молекул (речовині) притаманні певні фізичні властивості: агрегатний стан, колір, запах, густина, температура плавлення та кипіння, електропровідність і т.д.

**Атом** – це хімічно-неподільна електронейтральна частка, яка складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів. Атоми – хімічно-неподільні частки, тобто під час хімічних реакцій атоми певного виду залишаються незмінними, вони не зникають і не перетворюються в інші.

**Хімічний елемент** – це окремий вид атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Основною характеристикою атома є позитивний заряд ядра, який чисельно дорівнює (згідно з теорією будови атому) порядковому номеру елемента в періодичній системі (ПС).

Основні характеристики хімічних елементів:

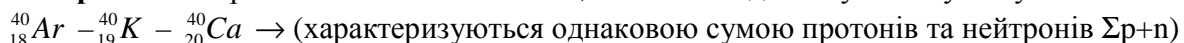
1. Кожен хімічний елемент має свою назву (Н – Гідроген, О – Оксиген, Cu – Купрум, Ag – Аргентум).
2. Носієм властивостей хімічного елементу є атом. Входячи до складу різних речовин, атоми хімічних елементів надають їм свої властивості  
Na<sub>2</sub>O – оксид, NaCl – сіль. Завдяки атомам Натрію обидві речовини характеризуються іонним типом хімічного зв'язку. Завдяки атомам Оксигену та Хлору вони відносяться до різних класів сполук та володіють різними хімічними властивостями.
3. Основною кількісною характеристикою атома є заряд ядра. Не існує різних хімічних елементів з однаковим зарядом ядра.
4. Відносна атомна маса є також кількісною характеристикою хімічного елемента, але за її значенням не можна однозначно визначити хімічний елемент.

**Ізотопи** – атоми одного хімічного елементу, які мають різну атомну масу.



Кожний елемент має декілька ізотопів (природних та штучних). Тому в ПС наведені середні атомні маси елементів з урахуванням їх поширення в природі.

**Ізобари** – атоми різних хімічних елементів, які мають однакову атомну масу.



**Ізотони** – атоми різних хімічних елементів з однаковим числом нейтронів, які мають різну атомну масу.



### **Класифікація хімічних елементів:**

1. За будовою електронних оболонок атомів хімічні елементи поділяють на *s*-, *p*-, *d*-, *f*-елементи.
2. За хімічними властивостями розрізняють елементи з *металічними* та *неметалічними* властивостями.
3. За походженням виділяють природні та штучні елементи. *Природні* – це елементи, що існують в природі в складі простих або складних речовин. Природними є елементи з порядковим номером від 1 до 94. *Штучні* – це елементи, одержані під час перебігу ядерних реакцій. Штучними є елементи, порядковий номер яких >94, а також елементи, усі ізотопи яких радіоактивні – елементи з порядковими номерами 43, 61, 84–110.

4. За поширенням в природі елементи поділяють на *поширені* та *розсіяні*. Найбільш поширеними є Оксиген (47% маси земної кори), Силіцій (29,5%) Алюміній (8,05%), Ферум (4,74%). Розсіяні елементи містяться в мінералах як домішки (Ga, Rb, Tl).

**Прості та складні речовини.** Атоми хімічних елементів можуть існувати у вільному стані (за високих температур) як поодинокі атоми, або у складі простих та складних речовин. Речовини є сукупностями молекул чи атомів (іонів). Усі речовини за складом поділяють на прості та складні.

**Простими** називають речовини, що складаються з атомів одного елементу, тобто це форма існування хімічного елементу у вільному стані.

**Складними** називають речовини, що складаються з атомів різних елементів, тобто це форма існування хімічних елементів у зв'язаному стані.

Не слід ототожнювати поняття «проста речовина» та «хімічний елемент».

Проста речовина характеризується певною густиною, розчинністю, температурами плавлення та кипіння, кристалічною будовою. Ці властивості відносяться до сукупності атомів і для простих речовин вони різні.

Хімічний елемент характеризується певним зарядом ядра, ступенем окиснення, ізотопним складом та іншим.

Складні речовини складаються не з простих речовин, а з атомів хімічних елементів.

Деякі хімічні елементи утворюють декілька простих речовин, різних за будовою та властивостями.

**Алотропія** – це явище існування хімічного елементу у вигляді двох або кількох простих речовин, відмінних за властивостями.

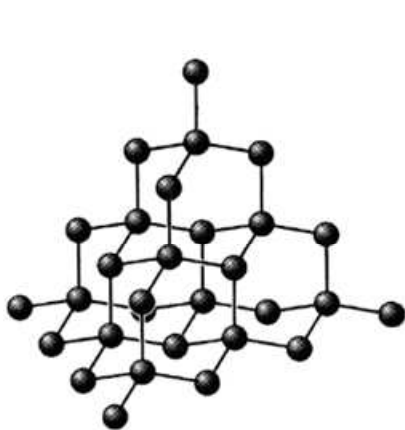
Відмінності властивостей алотропних модифікацій обумовлені:

1) різним числом атомів у молекулі простої речовини.

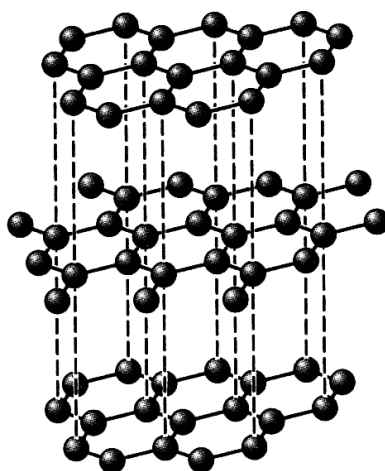
Хімічний елемент Оксиген утворює прості речовини: Кисень –  $O_2$ , озон –  $O_3$ .

2) різною кристалічною структурою.

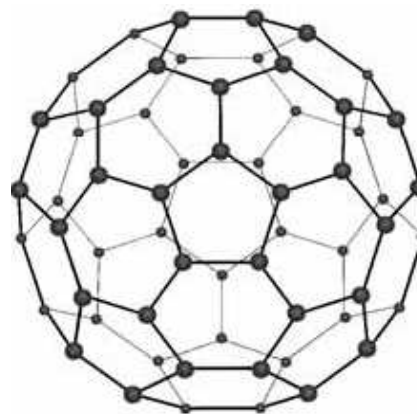
Хімічний елемент Карбон утворює прості речовини: алмаз, графіт, карбін, бубібол та інші.

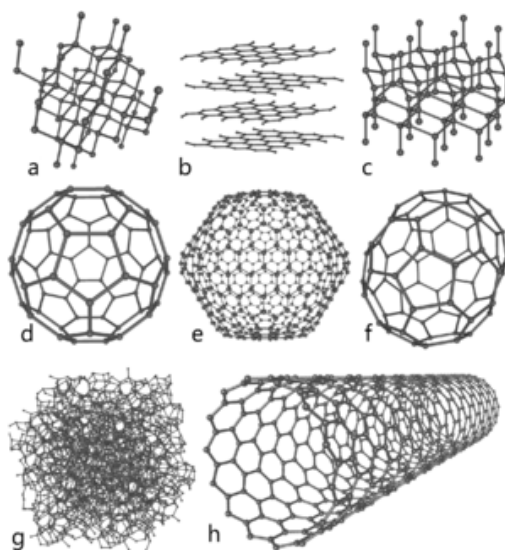


алмаз



графіт

бубібол — фулерен  $C_{60}$



Схеми будови різних модифікацій Карбону

а) алмаз, б) графіт, с) лонсдейліт, д) букібол — фулерен  $C_{60}$ , е) фулерен  $C_{540}$ , ф) фулерен  $C_{70}$ , г) аморфний вуглець, h) вуглецева нанотрубка

Завдяки алотропії число простих речовин більше (500), ніж хімічних елементів (110).

**Хімічна символіка.** Для зображення складу речовин та процесу їх перетворень розроблена відповідна хімічна символіка: символи хімічних елементів, хімічні формули та рівняння хімічних реакцій.

*Символ елемента* – це одна або дві перші букви латинських назв хімічних елементів. Хімічний символ елемента відображає один атом хімічного елемента. Знаючи символ елемента, можна, використовуючи періодичну таблицю елементів, назвати його, вказати число протонів в його атомі, а також величину відносної атомної маси.

*Хімічна формула* – це позначення складу сполуки за допомогою символів атомів елементів, з яких вона складається, та індексів – цифр, проставлених справа і трохи нижче від символу певного елемента, які вказують на число атомів цього елемента в сполучці.

Види хімічних формул:

а) *молекулярні* (брутто та раціональні) – вказують на якісний та кількісний склад молекули речовини.

*брутто* –  $C_2H_6O$  (етиловий спирт, диметиловий етер)

*раціональна* –  $C_2H_5-OH$

б) *емпіричні* – вказують на якісний склад, кількісне співвідношення між числом атомів елементів у речовині (стехіометричні співвідношення)  $NaCl = 1 : 1$

в) *електронні* – вказують на якісний та кількісний склад молекули, а також схематично відображають механізм утворення хімічних зв'язків у молекулах.

$H : H$ ,             $H : O : H$ ,             $Na : Cl$

г) *структурні* – спільні електронні пари зображають рисками.

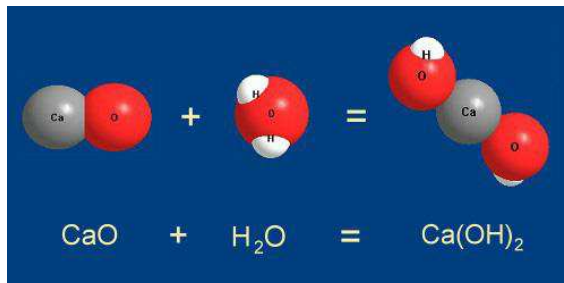
$H - H$ ,             $H - O - H$ ,             $Na - Cl$

Структурні формули вказують тільки на порядок сполучення атомів у молекулі, але не просторову будову.

*Хімічні рівняння* – це зображення перебігу хімічної реакції за допомогою хімічних символів, формул та коефіцієнтів. Коефіцієнти – це великі цифри, що стоять перед формулами речовин і показують число окремих атомів або молекул.

**Хімічні реакції та їх класифікація.** Речовини, реагуючи між собою, піддаються різним змінам та перетворенням.

Процеси, під час яких одні речовини перетворюються в інші, які відрізняються від вихідних за складам та властивостями, і при цьому не відбувається зміна складу атомних ядер, називаються *хімічними*.



Процеси, під час яких змінюється форма, агрегатний стан речовин, або утворюються нові речовини за рахунок зміни складу атомних ядер, називаються *фізичними*.

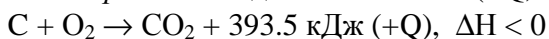
Фізичні явища – кристалізація води, ядерні реакції ( ${}^{14}_7\text{N} \rightarrow {}^{10}_5\text{B} + {}^4_2\text{He}$ )

Хімічні явища завжди супроводжуються фізичними – поглинання або виділення теплоти під час хімічних реакцій.

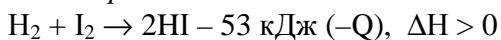
#### **Класифікація хімічних реакцій:**

1. За ознакою виділення або поглинання теплоти – *термохімічні*.

*Екзотермічні* – виділення теплоти (+Q, -ΔH)

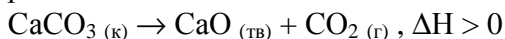


*Ендотермічні* – поглинання теплоти (-Q, +ΔH)

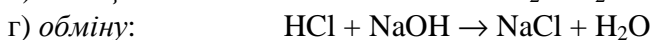
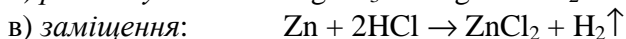


де Q – кількість теплоти, ΔH – зміна ентальпії під час реакції (*ентальпія* – тепловміст речовин)

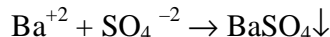
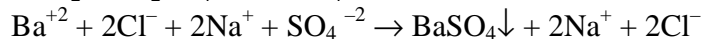
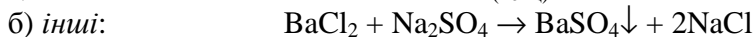
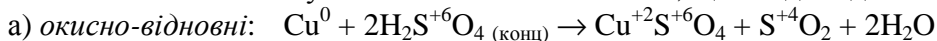
Під час запису термохімічних реакцій вказують не тільки тепловий ефект, але і агрегатний стан речовин:



2. За ознакою зміни числа вихідних речовин та продуктів реакції:



3. За ознакою зміни ступенів окислення елементів, що входять до складу речовин:



4. За ознакою напрямку хімічних реакцій:



**Фізичні величини в хімії.** У хімії використовуються різні фізичні величини, найчастіше такі: маса, об'єм, кількість речовини, густина, відносна атомна маса, відносна молекулярна маса, молярна маса, молярний об'єм, відносна густина газів, тиск, температура, час, концентрація, швидкість хімічної реакції, електричний заряд тощо. Окремі величини представлені нижче в таблиці:

Фізична величина	Позначення	Визначальна формула	Одиниці вимірювання та деякі їх співвідношення
Маса	$m$	–	1 г = $10^{-3}$ кг і ін.
Відносна атомна маса	$A_r$	$A_r = m_{\text{атому}} \cdot \left(\frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}\right)^{-1}$	1 а.о.м. = $1,66 \cdot 10^{-24}$ г
Відносна молекулярна маса	$M_r$	$M_r = m_{\text{молекули}} \cdot \left(\frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}\right)^{-1}$	1 а.о.м. = $1,66 \cdot 10^{-24}$ г
Кількість речовини	$\nu$	$\nu = \frac{m}{M}$	1 моль (містить $6,02 \cdot 10^{23}$ часточок речовини)
Молярна маса	$M$	$M = \frac{m}{\nu}$	г/моль
Об'єм	$V$		1 л = $1 \text{ дм}^3 = 10^{-3} \text{ м}^3$ і ін.
Молярний об'єм	$V_m$	$V_m = \frac{V}{\nu}$	л/моль
Густина	$\rho$	$\rho = \frac{m}{V}$	1 г/мл = $1000 \text{ кг/м}^3 = 1 \text{ кг/л}$
Відносна густина газів	$D$	$D(1)_2 = \rho_1/\rho_2 = \frac{M_1}{M_2}$	безрозмірна одиниця
Тиск	$p$	–	1 атм = 760 мм рт.ст. = 101,3 кПа
Температура	$t$ $T$	$T = t + 273$	$^{\circ}\text{C}$ К

Атомна одиниця маси (а.о.м.) (сучасна позасистемна одиниця вимірювання атомних і молекулярних мас) є  $\frac{1}{12}$  маси атома із у Карбону  $^{12}\text{C}$ : 1 а.о.м. =  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г.

*Відносна атомна маса* хімічного елементу – це фізична величина, що визначається відношенням маси атому елементу середнього природного ізотонічного складу до  $\frac{1}{12}$  частки маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ :

$$A_r = m_{\text{атому}} \cdot \left(\frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}\right)^{-1} = m_{\text{атому}} / 1 \text{ а.о.м.} = m_{\text{атому}} / 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг, де } m_{\text{атому}} \text{ – маса атому елементу.}$$

*Відносна молекулярна маса* – це фізична величина, що визначається відношенням маси молекули середнього природного ізотонічного складу до  $\frac{1}{12}$  частки маси атома ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$ .

$M_r(\text{B}_l\text{C}_n\text{D}_m) = l A_r(\text{B}) + n A_r(\text{C}) + m A_r(\text{D})$ , де  $\text{B}_l\text{C}_n\text{D}_m$  – формула речовини;  $A_r$  – відносна атомна маса елементів;  $l, n, m$  – індекси хімічних елементів у формулі.

*Кількість речовини* – це фізична величина, що визначається числом часток – структурних елементів речовини: молекул, атомів, іонів. Одиницею її вимірювання є “моль”.

*Моль* – це кількість речовини, що містить стільки часток – структурних елементів речовини (молекул, атомів, іонів та інших), скільки атомів є в ізотопі Карбону  $^{12}\text{C}$  масою 0,012 кг.

*Число Авогадро*  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$  вказує число часток, структурних елементів у речовині, кількість якої становить 1 моль.

Поняття “моль” застосовують щодо речовин в будь-якому агрегатному стані. Кількість речовини пов’язана з іншими величинами:

$$\nu = \frac{m}{M}; \nu = \frac{N}{N_A}; \nu = \frac{V}{V_m},$$

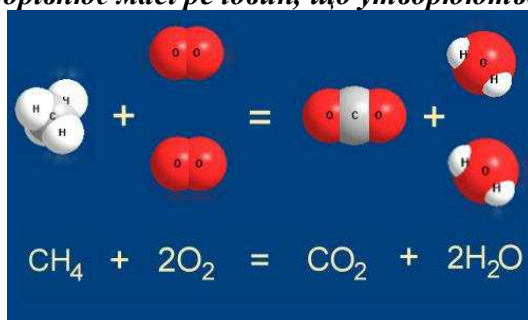
де  $m$  – маса речовини;  $M$  – молярна маса;  $N$  – число часток;  $N_A$  – стала Авогадро;  $V$  – об’єм речовини (н.у.);  $V_m$  – молярний об’єм речовини.

*Молярна маса ( $M$ )* – це фізична величина, що визначається відношенням маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає:  $M = \frac{m}{\nu}$ , де  $m$  – маса речовини;  $\nu$  – кількість речовини, що їй відповідає. Одиниця вимірювання кг/моль, г/моль.

*Молярний об’єм ( $V_m$ )* – це фізична величина, що визначається відношенням об’єму речовини до відповідної кількості речовини:  $V_m = \frac{V}{\nu}$ , де  $V$  – об’єм речовини,  $\nu$  – кількість речовини, що йому відповідає. Одиниця вимірювання м<sup>3</sup>/моль, л/моль.

**ЗАКОНИ.** До основних стехіометричних законів належать: закон збереження маси; закон еквівалентів; закон кратних відношень; закон сталості складу; закони ідеальних газів; закон Авогадро, закон об’ємних співвідношень Гей-Люссака.

**Закон збереження маси (Ломоносова-Лавуазьє).** Один із фундаментальних і загальних законів природи є закон збереження маси, відкритий у 1748 р. М.В.Ломоносовим: *маса речовин, що вступають в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції.*



Згідно принципу еквівалентності маси і енергії А.Ейнштейна зміна маси речовини  $\Delta m$  відповідає певній кількості енергії:  $E = m \cdot C^2$  (де  $C$  – швидкість світла –  $3 \times 10^8$  м/с). Відносно невеликі енергетичні ефекти хімічних реакцій ( $1 \div 5 \times 10^2$  кДж/моль) не можуть привести до помітної зміни мас речовин, що реагують.

**Закон еквівалентів (Ріхтера).** Закон еквівалентів був експериментально встановлений німецьким вченим В.Ріхтером в 1797 р., і остаточно сформульований Дж.Дальтоном у 1801 р.: *хімічні елементи і речовини реагують між собою у масових кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам:*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2} .$$

Для характеристики масових кількостей речовин, що сполучаються одна з одною без залишку було введено поняття «еквівалент».

*Хімічним еквівалентом елементу* є така його масова кількість, яка сполучається з 1,008 масової частки Гідрогену або з 8 масовими частками Оксигену, або заміщує ті самі кількості Гідрогену чи Оксигену в їх хімічних сполуках.

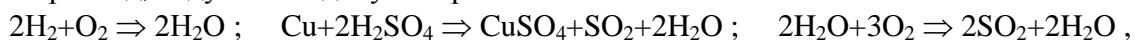
Еквівалентну масу простої речовини обчислюють, виходячи з атомної маси (А) і валентності елементу (b) за формулою  $E = \frac{A}{b}$ . Еквівалент елементу в складній сполуці  $A_nB_m$

обчислюють за формулою  $E = \frac{M}{n \cdot b}$ , де  $M$  – молекулярна маса речовини;  $n$  – кількість атомів даного елементу в сполуці,  $b$  – валентність елементу.

Для визначення еквівалентної маси кислоти необхідно розділити її молярну масу на основність кислоти. Для визначення еквівалентної маси основи необхідно її молярну масу розділити на кислотність основи. Для визначення еквівалентної маси солі необхідно її молярну масу розділити на добуток числа атомів металу у молекулі солі на валентність металу. В загальному випадку еквівалент складної речовини не є постійною величиною, а залежить від хімічної реакції, в якій ця речовина бере участь. Якщо в реакції приймають участь газоподібні речовини, то користуються еквівалентним об'ємом, який займає при даних умовах еквівалент газоподібної речовини. Еквівалентний об'єм водню за н.у. рівний 11,2 л, а кисню – 5,6 л.

**Закон сталості складу речовин (Пруста)** був відкритий у 1808 році Ж.Прустом: *кожна чиста речовина молекулярної будови незалежно від способу і умов її добування має певний сталий (незмінний) склад.*

Наприклад, воду можна добувати різними способами



проте до складу молекули води у чистому вигляді завжди входять 2 атоми Гідрогену та 1 атом Оксигену.

Ще за часів Ж.Пруста правильність цього закону заперечувалася К.Бертоле, який вважав, що склад речовини є величина змінна і залежно від умов добування може змінюватись в певних межах. Лише в ХХ ст. Завдяки роботам М.С.Курнакова було показано, що в природі можуть бути два типи сполук: із сталим та змінним складом.

Сполуки, які мають сталий склад і цілочислове атомне співвідношення компонентів називають *дальтонідами*. До них належать сполуки з ковалентним зв'язком, що при звичайних умовах перебувають у газоподібному і рідкому станах.

Сполуки, що мають змінний склад, а стехіометричне співвідношення компонентів яких не відповідає цілим числам, називаються *бертолідами*. До бертолідів належать кристалічні сполуки в основному перехідних металів типу оксидів, сульфідів, нітридів, фосфідів, карбідів, гідридів тощо. Наприклад, Цирконій з Нітрогеном утворює сполуки, склад яких може змінюватись в певних межах:  $\text{ZrN}_{0,59}$ – $\text{ZrN}_{0,89}$ , а Титан з Гідрогеном  $\text{TiH}$ – $\text{TiH}_2$ .

**Закон кратних відношень (Дальтона)** відкритий Дж.Дальтоном у 1803 році: *якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного з елементів, що припадають у цих сполуках на ту саму масову кількість другого елемента відносяться між собою як прості цілі числа.*

Оксиди Нітрогену		Співвідношення між N та O	Співвідношення між кількостями O в оксидах
$\text{N}_2\text{O}$	$\text{N}_2\text{O}$	1 : 0,57	1
$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}_2$	1 : 1,14	2
$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{N}_2\text{O}_3$	1 : 1,71	3
$\text{NO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_4$	1 : 2,28	4
$\text{N}_2\text{O}_5$	$\text{N}_2\text{O}_5$	1 : 2,85	5

**Закон Авогадро** відкритий італійським вченим Авогадро ди Кварен'я у 1881 році. У *рівних об'ємах різних газів за однакових умов (тиск, температура) міститься однакове число молекул.*

**Наслідки:**

1) так як число молекул в 1 молі будь-якої речовини постійне, то 1 моль різних газів при однакових умовах займають рівні об'єми.

1 моль газу займає за н.у. ( $T_0=273$  К,  $P_0=101,3$  кПа) об'єм рівний 22,4 л.

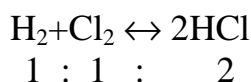
Густина газу, тобто масу 1 л (за н.у.) можна визначити, якщо відома його молярна маса  $M$ :

$$\rho_0 = \frac{M}{22,414};$$

2) співвідношення густин двох газів за однакових умов дорівнює співвідношенню їх відносних молекулярних або молярних мас:  $\rho_1/\rho_2=M_1/M_2$ .

$$M_1=M_2 \times D \rightarrow M=2 \times D_{H_2}; M=29 \times D_{пов}$$

**Закон об'ємних співвідношень (Гей-Люссака)** відкритий Гей-Люссаком у 1808 році. *Об'єми газів, що вступають в реакцію, та об'єми газів, що утворюються під час реакції, відносяться між собою як прості цілі числа.*



**Газові закони.** Стан даної маси газу визначається температурою  $t$ , тиском  $p$  і об'ємом  $V$ . Якщо  $p = 1,01325 \cdot 10^5$  Па і  $t = 0^\circ\text{C}$ , то умови, при яких знаходиться газ, називають нормальними (н.у.). Об'єм при н.у. прийнято позначати  $V_0$ , а тиск –  $p_0$ . Стан газу, що знаходиться при умовах, відмінних від нормальних, описується такими законами:

1. **Закон Бойля-Маріотта:** при постійній температурі об'єм даної маси газу обернено

$$\text{пропорційний тиску: } \frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1} \text{ або: при } T = \text{const} \quad p \cdot V = \text{const}$$

2. **Закон Гей-Люссака:** при постійному тиску об'єм даної маси газу при підвищенні його температури на  $1^\circ\text{C}$  збільшується на  $1/273,15$  частину об'єму  $V_0$ , який газ займав при  $0^\circ\text{C}$ :  $V =$

$$V_0 \left(1 + \frac{1}{273,15} t\right) \text{ або } V = V_0 \frac{273,15 + t}{273,15}. \text{ Якщо ввести позначення абсолютної температури } T =$$

$$t + 273,15 \text{ К, то одержимо: } \frac{V}{T} = \frac{V_0}{273,15}, \text{ так як } \frac{V_0}{273,15} \text{ є величина постійна, то маємо: } \frac{V}{T} = \text{const}$$

при  $p = \text{const}$ .

Об'єднуючи закони Бойля-Маріота, Гей-Люссака одержимо **рівняння стану ідеального газу**

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} = \dots = \frac{p_nV_n}{T_n} = \text{const}$$

**Рівняння Менделєєва-Клапейрона.** Якщо величину  $\frac{p_0V_0}{273,15}$  віднести до кількості газу,

рівній 1 моль, то вона буде мати певне значення, однакове для всіх газів. Ця величина називається *універсальною газовою сталою* і позначається через  $R$ . Відповідно, для будь-якого

газу кількістю 1 моль  $\frac{p_0V_0}{273,15} = R$ . Тоді  $\frac{pV}{T} = R$  або  $pV = RT$  – це рівняння називається *рівнянням*

*Менделєєва-Клапейрона.*

Якщо газ узятий кількістю  $\nu$  моль, то рівняння Менделєєва-Клапейрона приймає вигляд

$$PV = \nu RT; \nu = \frac{m}{M}; PV = \frac{m}{M} RT.$$