

SEPTEMBER 07.09.2024

ОСНОВНІ ЗАКОНИ СТЕХІОМЕТРІЇ

Чепелюк Максим 11-А



ЗАКОНИ

01. Збереження маси та енергії.

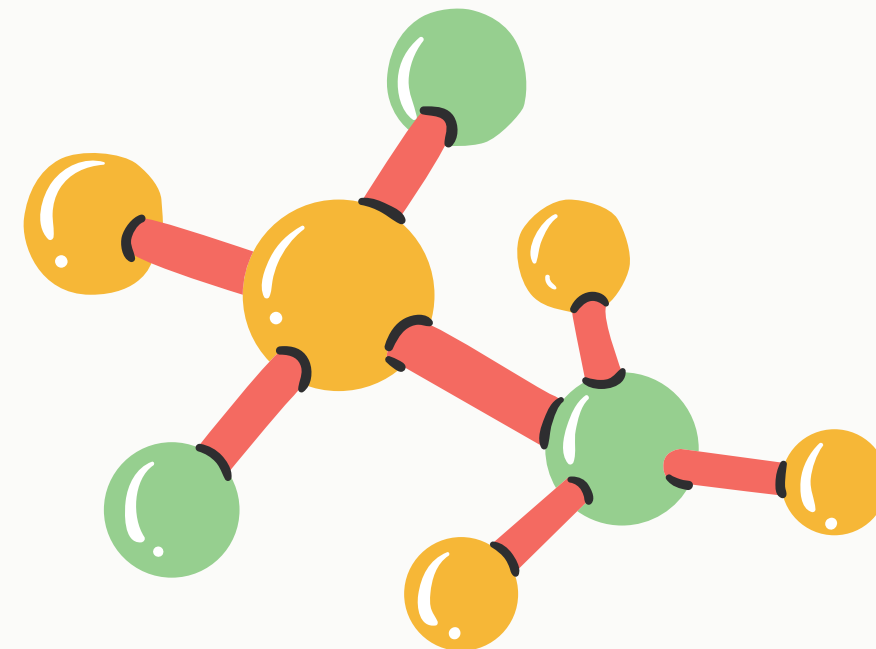
02. Сталості складу.

03. Еквівалентів.

04. Кратних відношень.

05. Об'ємних відношень.

06. Авогардо.



Що таке стехіометрія?

Термін "стехіометрія" ввів І. Ріхтер для позначення відношення мас кислот і основ при утворенні солей.





Закон збереження маси та енергії :

Встановили та експериментально довели цей закон незалежно один від одного М. Ломоносов (1711 – 1765) та А. Лавуазьє (1743 – 1794).

Сучасне формулювання: маса речовин, що вступають в хімічну реакцію (реагентів) завжди рівна масі речовин, що утворюються в результаті реакції (продуктів), загальна енергія системи при цьому не змінюється.

З точки зору атомно-молекулярного вчення це твердження можна пояснити так: у процесі хімічної реакції атоми ні звідки не виникають і нікуди не зникають, відбувається лише їх перегруповання із розривом одних зв'язків і утворенням інших. Кількість енергії, що виділилась або поглинулась у результаті утворення нових зв'язків, компенсує енерговитрати на розрив старих зв'язків і розсіюється або поглинається у вигляді тепла і/або світла (тобто відбувається перетворення одного виду енергії в інший).

Так, якщо у реакцію $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ вступило 56 г заліза і 32 г сірки, то утворилось 88 г ферум (II) сульфїду FeS.

Відкриття цього закону мало велике значення для складання рівнянь хімічних реакцій і розрахунків за ними.

Сталості складу:

Вперше сформулював Ж. Пруст (1799 – 1806) на основі експериментальних даних. У сучасному формулюванні звучить так: будь-яка речовина молекулярної будови незалежно від способу одержання має сталий якісний і кількісний склад.

Проілюструємо це простим прикладом: карбон (IV) оксид CO_2 (вуглекислий газ) можна одержати кількома способами:

1. спалюванням вугілля в кисні: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$;
2. випалюванням вапняку: $\text{CaCO}_3 = \text{CO}_2 + \text{CaO}$;
3. дією кислот на карбонати: $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
4. спалюванням органічних речовин: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
5. спалюванням карбон (II) оксиду: $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$.

Проте, незалежно від способу добування у складі вуглекислого газу буде 36,6% Карбону та 63,4% Оксигену.

З розвитком хімії з'ясувалось, що деякі речовини не підлягають закону сталості складу і залежно від способу одержання можуть мати різний кількісний (але не якісний!) склад. Речовини сталого складу назвали дальтонідами (на честь англ. Дж. Дальтона), а змінного – бертолідами (на честь фр. К. Бертолле, який передбачив існування таких сполук). Дальтоніди мають молекулярну структуру, їх склад виражають простими формулами з цілочисельними індексами: H_2SO_4 , HCl , CO_2 , PCl_5 , CH_4 тощо.

Більшість бертолідів – речовини кристалічної структури, їх склад описують формулами із дробовими змінними індексами. Так, у титан (IV) оксиді TiO_2 , залежно від умов одержання, на одиницю маси Титану може припадати від 0,65 до 0,67 одиниць маси Оксигену, що відповідає формулі $\text{TiO}_{1,9-2,0}$, де індекси вказують межі, у яких змінюється вміст елемента (у нашому випадку Оксигену). Сполуки змінного складу мають не молекулярну, а атомну структуру, і тому їх формула вказує межі складу речовини, а не склад молекули.

Закон еквівалентів:

Із закону сталості складу випливає, що речовини взаємодіють між собою і утворюють продукти у певних, чітко визначених (еквівалентних) кількостях. Це – формулювання **закону еквівалентів**. Вперше це положення сформулював І. Ріхтер (1762 – 1807).

Еквівалент речовини – умовну її частину, що в даній реакції сполучається з одним атомом Гідрогену, або заміщує його. Так, у реакції $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,

двом атомам Гідрогену відповідає одна молекула Na_2CO_3 . Тобто, одному атому Гідрогену еквівалентна одна умовна частина, яка рівна $\frac{1}{2}$ молекули Na_2CO_3 . Це і є еквівалентом Na_2CO_3 у цій реакції. Число $\frac{1}{2}$ називають фактором еквівалентності і позначають символом f_e . У нашому випадку $f_e(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$.

Для визначення фактора еквівалентності деяких речовин існують прості формули.

1. Фактор еквівалентності кислоти, загальної формули HX , рівний величині, оберненій кількості атомів Гідрогену, що беруть участь у даній реакції: $f_e(\text{HX}) = \frac{1}{n}$.

У реакції

$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, $f_e(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$,

а у реакції

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, $f_e(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$.

2. Фактор еквівалентності основи, загальної формули XOH , рівний величині, оберненій кількості OH -груп, що беруть участь у даній реакції: $f_e(\text{XOH}) = \frac{1}{n}$.

Так, у реакції $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$, $f_e(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1$;

у реакції $\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HCl} = \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $f_e(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{2}$;

а у реакції $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, $f_e(\text{Al}(\text{OH})_3) = \frac{1}{3}$.

3. Фактор еквівалентності солі, загальної формули K_nA_m , рівний величині, оберненій добутку валентностей катіона та аніона, що утворюють дану сіль: $f_e(\text{K}_n\text{A}_m) = \frac{1}{n \cdot m}$, наприклад, $f_e(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}$.

Таким способом можна визначити фактор еквівалентності оксидів загальної формули X_2O_n .

4. Фактор еквівалентності речовин в окисно-відновних реакціях рівний числу, оберненому кількості електронів, які віддала або прийняла молекула відновника чи окисника відповідно.

Для еквівалентів, як умовних частинок, можна розрахувати молярну масу і кількість речовини.

Молярна маса еквівалента (еквівалентна маса) $M_e(X)$ рівна добутку молярної маси речовини (частинки) на її фактор еквівалентності:

$M_e(X) = f_e(X) \cdot M_r(X)$

Для газів розраховують еквівалентний об'єм $V_e(X)$ – об'єм, який займає один еквівалент газоподібної речовини за нормальних умов (н.у.

– тиск 101325 Па або 1 атм. , температура 273 К або $0 \text{ }^\circ\text{C}$):

$V_e(X) = f_e(X) \cdot V(X)$

Кількість речовини еквівалента – відношення маси (об'єму) еквівалента речовини до молярної маси (об'єму):

Згідно із законом еквівалентів для реакції $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$:

$n_e(\text{HCl}) = n_e(\text{NaOH}) = n_e(\text{NaCl}) = n_e(\text{H}_2\text{O}) = 1$,

тобто $n_e = 1$.

Закон еквівалентів застосовують в аналітичній хімії для розрахунків кількісних відношень реагентів при титруванні.

Закони кратних відношень:

Найменшою хімічно неподільною частиною речовини є атом. Очевидно, що яким би не був складним процес хімічної взаємодії двох простих речовин, у реакцію може вступити лише ціле число атомів. Звідси випливає, що коли два елементи утворюють між собою кілька сполук, то маса одного елемента, що сполучається з певною масою іншого, відносяться між собою як невеликі цілі числа. Це – **закон кратних відношень**, відкритий англ. Дж. Дальтоном (1802 – 1808).

Відомо, що залізо і сірка утворюють сполуки складу FeS та FeS₂, відповідно до схем:



У першу реакцію вступають 56 г заліза та 32 г сірки, маси їх відносяться як 7 : 4 ($56/7 = 32/4$).

У другу реакцію вступають 56 г заліза і 64 г сірки і їх маси відносяться як 7 : 8 ($56/7 = 64/8$).

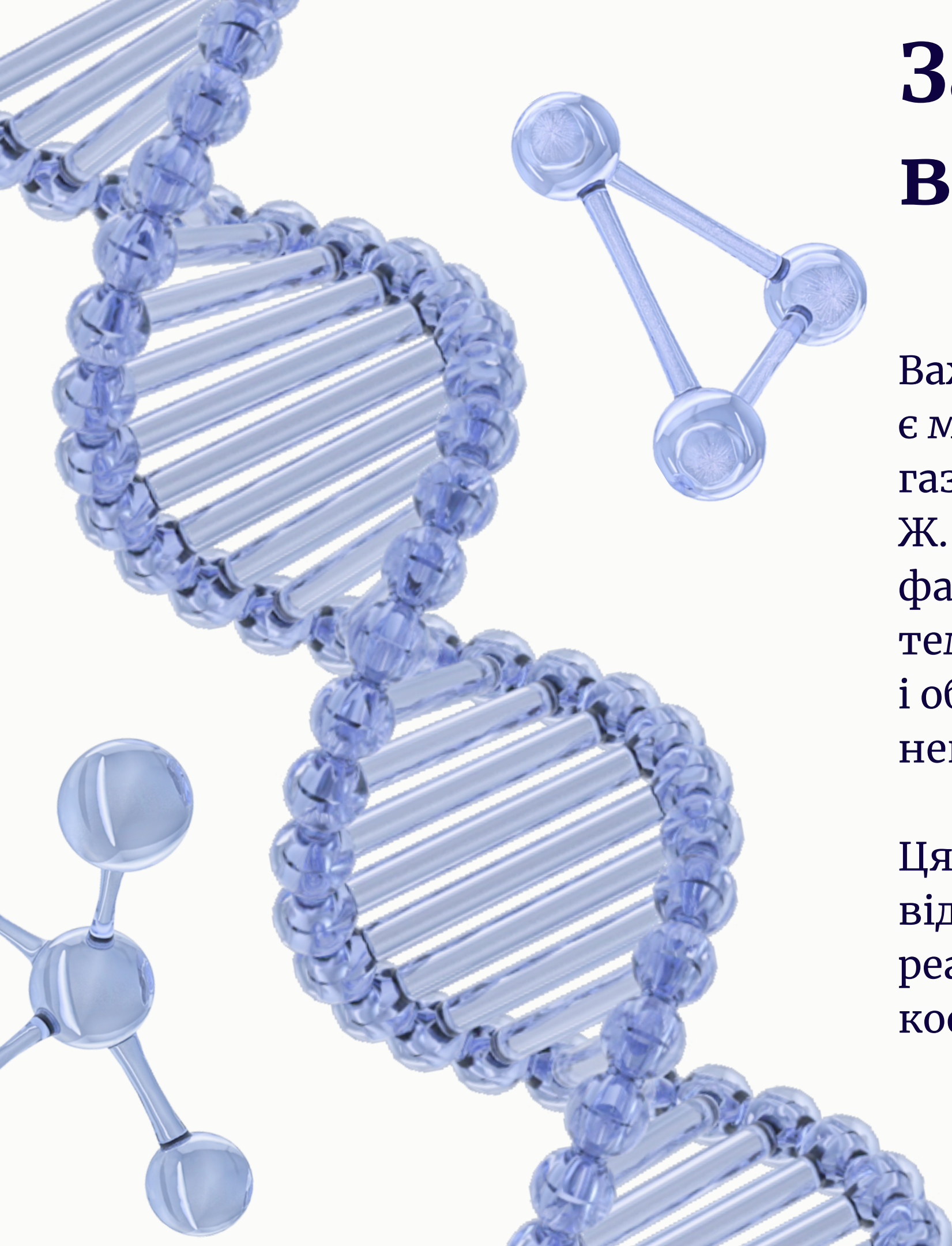
Закон кратних відношень справедливий лише для молекулярних сполук сталого складу (дальтонідів).

Закон об'ємних відношень:

Важливою характеристикою будь-якої твердої речовини є маса. Однак у хімії дуже часто доводиться мати справу з газами, для яких простіше визначати об'єм.

Ж. Гей-Люссак вивчаючи взаємодію речовин у газовій фазі (1808 – 1810, Франція) виявив, що при сталій температурі і тиску об'єми газів, що вступають у реакцію і об'єми утворених продуктів відносяться між собою як невеликі цілі числа.

Ця закономірність дістала назву закону об'ємних відношень. У реакції $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$ об'єми реагентів та продукту відносяться як стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції.





Авогардо:

У часи встановлення закону об'ємних відношень вважалось, що молекули усіх газів одноатомні (Дж. Дальтон), а тому неможливо було пояснити чому з одного об'єму (літра) водню і одного об'єму (літра) хлору утворюється два об'єми (літри) хлороводню (згідно тодішніх уявлень повинен був утворитись 1 об'єм хлороводню). Для вирішення цього питання А. Авогадро (Італія) у 1811 р. припустив, що молекули простих газоподібних речовин двоатомні. Він же сформулював гіпотезу: в однакових об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул. З часом цю гіпотезу назвали законом Авогадро.

Закон Авогадро легко пояснити, виходячи з того, що у газах міжмолекулярні відстані набагато більші від розмірів молекул, тому розміри молекул на об'єм газу не чинять відчутного впливу, і при однакових температурах і тиску міжмолекулярні відстані приблизно однакові.

Справедливим є і зворотне твердження – однакова кількість молекул будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм. А оскільки 1 моль речовини у будь-якому агрегатному стані містить однакову кількість молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$), то один моль будь-якого газу за однакових умов займе однаковий об'єм, який називають молярним об'ємом V_m . Числове значення його можна розрахувати, знаючи масу одного літра газу (його густину) при нормальних умовах:

де M – молярна маса газу, г/моль, ρ – маса одного літра газу (густина), г/л, V – об'єм газу за н.у., n – кількість речовини, моль.

Експериментально встановлено, що для усіх газів за н.у. $V_m = 22,4$ л/моль.

Це є першим наслідком із закону Авогадро.

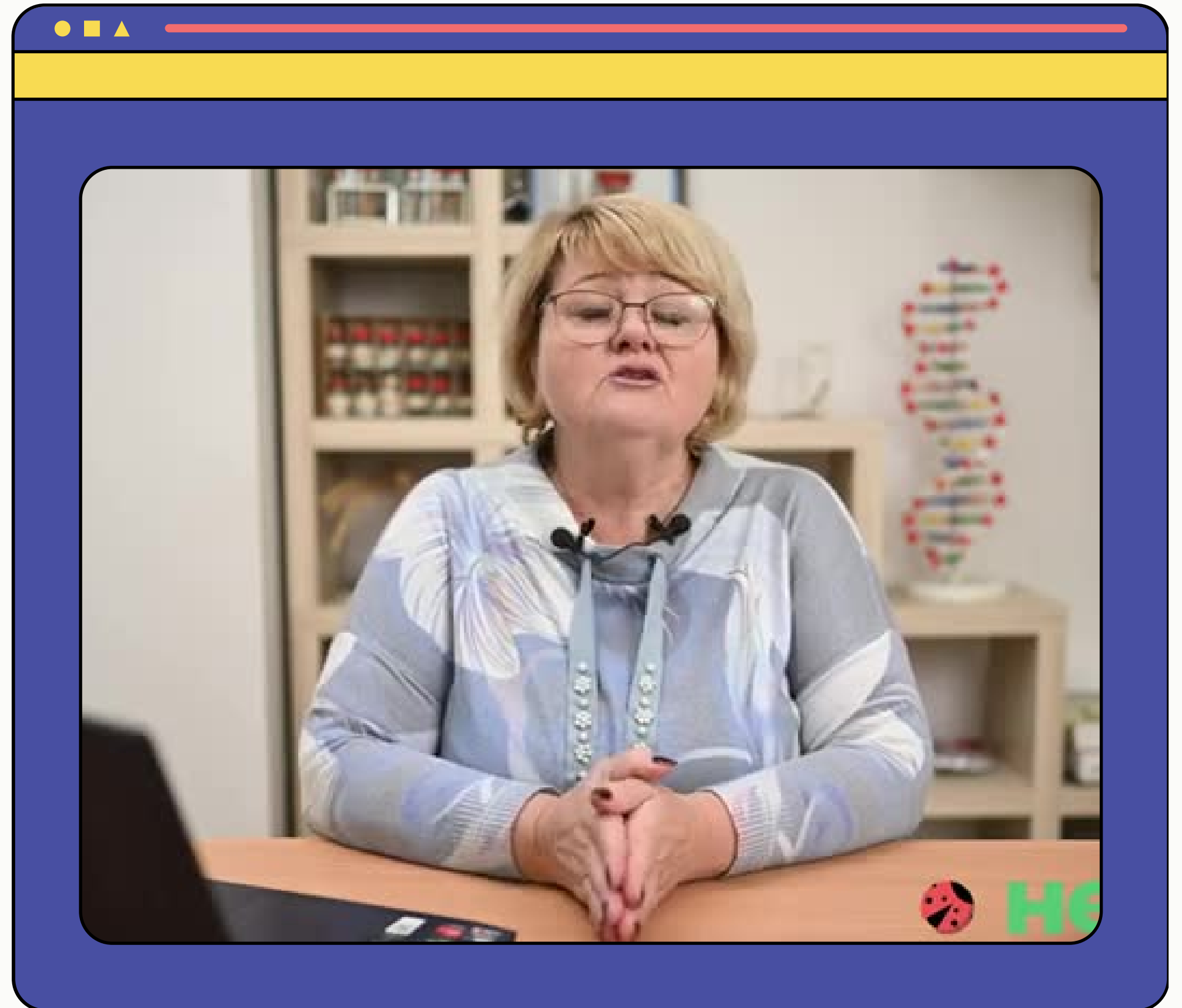
Оскільки однакові об'єми газів за н. у.* містять однакову кількість молекул, тобто коли $N_X = N_Y = N_A$ і $n_X \cdot N_X = n_Y \cdot N_Y$, то $n_X = n_Y$, тоді , звідки . Позначивши , одержимо , де $D(X/Y)$ – відносна густина газу (X) за газом (Y), M_X і M_Y – молярні маси газів (X) та (Y) відповідно. Це – другий наслідок із закону Авогадро.

Найчастіше використовують відносну густину за воднем ($M(H_2) = 2$ г/моль) і повітрям ($M(\text{повітря}) = 29$ г/моль)** , значення яких визначають експериментально.

Підставляючи значення молярних мас відповідних газів у виведену формулу, одержимо та , або у загальному вигляді $M_X = D(X/Y) \cdot M_Y$.

Для умов, відмінних від нормальних, застосовують закон Менделєєва Клапейрона () та об'єднаний газовий закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака ().

Відео на тему:





Дякую за увагу !

