

*ОСНОВНІ*

*ЗАКОНИ*

*ХІМІЇ*



## Основні питання

1. Атомно-молекулярне вчення.

2. Основні стехіометричні закони хімії:

✓ збереження маси та енергії;

✓ сталості складу;

✓ еквівалентів;

✓ кратних відношень;

✓ об'ємних відношень;

✓ Авогадро та наслідки з нього.



**Хімія** – наука про **будову, властивості і перетворення** речовин та **явища**, що їх супроводжують.

**Речовина** – сукупність частинок з **однаковими властивостями**.

**Прості речовини** – з **одного виду атомів**.

**Складні речовини** – з **атомів різних хімічних елементів**.

**Валентність** – здатність атомів хімічного елемента **сполучатись з певною кількістю атомів інших елементів з утворенням хімічних зв'язків**.



## Атомно-молекулярне вчення

Атомна одиниця маси –  $1/12$  частка маси ізотопу Карбону  $^{12}\text{C}$  ( $1,674 \cdot 10^{-27}$  кг) –  $1,660 \cdot 10^{-24}$  г.

Відносна атомна маса – величина, яка показує, у скільки разів маса атома даного елемента більша від атомної одиниці маси:

$$A_r(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{\frac{1}{12}m(^{12}\text{C})} = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,660 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 1,008$$

**Моль** – одиниця кількості речовини: містить стільки ж структурних одиниць, скільки  $0,012$  кг ( $12$  г) вуглецю –  $6,02 \cdot 10^{23}$  – **1 моль**.

**Молярна маса** – маса  $1$  моль речовини:

$$M = \frac{m}{\nu}$$

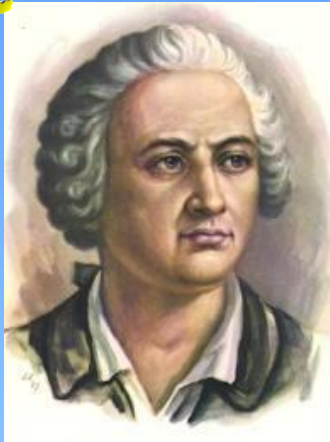


# Основні стехіометричні закони хімії

- ✓ збереження маси та енергії
- ✓ сталості складу
- ✓ еквівалентів
- ✓ кратних відношень
- ✓ об'ємних відношень
- ✓ Авогадро та наслідки з нього



# Закон збереження маси та енергії



М. Ломоносов (1711 – 1765) та А. Лавуазьє (1743 – 1794)

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

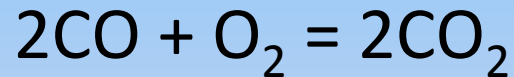
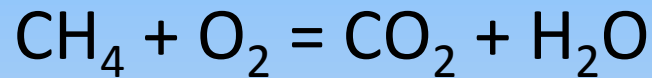


$$56 \text{ г} + 32 \text{ г} = 88 \text{ г}$$

## Закон сталості складу

Будь-яка речовина молекулярної будови незалежно від способу одержання має сталий якісний і кількісний склад

Добування  $\text{CO}_2$ :



Ж. Пруст

(1799 – 1806)

Завжди у складі  $\text{CO}_2$  36,6% С та 63,4% О

Справедливий лише для молекулярних сполук – дальтонідів.

**Дальтоніди** – сталого складу – прості формули з цілочисельними індексами:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CO}_2$ .

**Бертоліди** – залежно від способу одержання мають різний кількісний склад – формули із дробовими змінними індексами ( $\text{VO}$ :  $\text{VO}_{0,9-1,3}$ ).

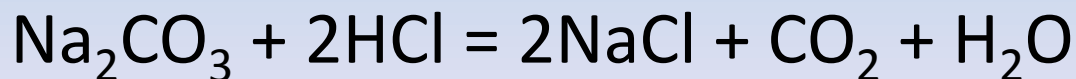
# Закон еквівалентів



I. Ріхтер  
(1762 – 1807)

Речовини взаємодіють між собою і утворюють продукти у певних, чітко визначених (еквівалентних) кількостях.

**Еквівалент** – умовна частина елемента, простої або складної речовини, яка у даній реакції сполучається з одним атомом Гідрогену, або заміщує його.



$$\text{Еквівалент } E(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{1}{2}$$





Еквівалент простої речовини

$$E = 1/V,$$

V – валентність за Гідроеном

Еквівалент елемента у сполуці

$$E = 1/|C.O.|$$

|C.O.| – абсолютне значення ступеня окиснення

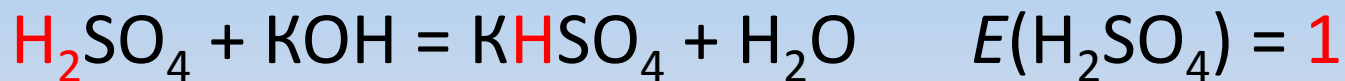
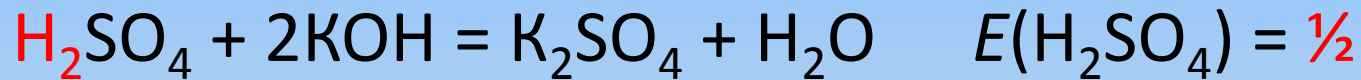


## Закон еквівалентів

Еквівалент кислоти  $H_nA$ :

величина, обернена кількості атомів Гідрогену, що беруть участь у даній реакції:

$$E(H_nA) = \frac{1}{N_{H^+}}$$



Для одноосновних кислот  $HA$  завжди  $E(HA) = 1$

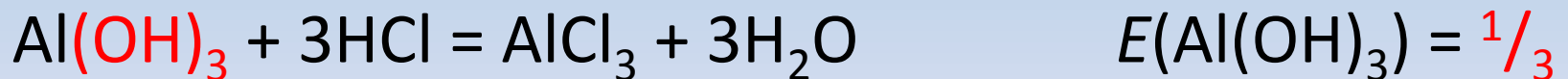
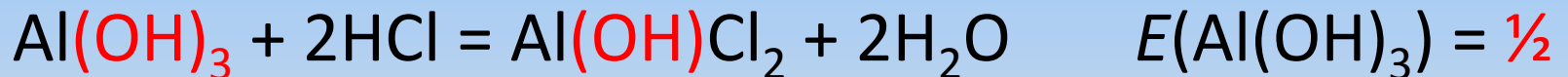
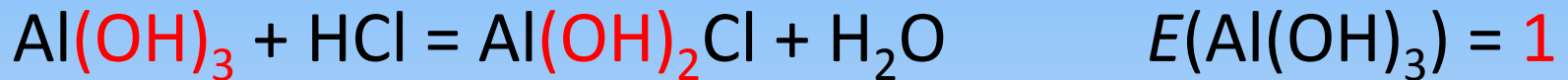


## Закон еквівалентів

Еквівалент основи  $M(OH)_n$ :

величина, обернена кількості OH-груп, що беруть участь у даній реакції:

$$E(M(OH)_n) = \frac{1}{N_{OH^-}}$$



Для однокислотних основ  $MOH$  завжди  $E(MOH) = 1$



## Закон еквівалентів

Еквівалент солі  $M_nA_m$ :

величина, обернена добутку валентностей катіона та аніона, що утворюють дану сіль:

$$E(M_nA_m) = \frac{1}{n \cdot m}$$

$$E(Al_2(SO_4)_3) = \frac{1}{2 \cdot 3} = \frac{1}{6}$$

Аналогічно визначають  $E$  оксидів  $E_2O_m$

У кислих солях атоми H входять до складу аніона:

$$E(NaHSO_4) = 1$$

В основних солях OH-групи входять до складу катіона:

$$E(ZnOHCl) = 1$$



## Закон еквівалентів

**Еквівалент речовин в ОВР:** число, обернене кількості електронів, які віддала молекула відновника або прийняла молекула окисника відповідно:

$$E(Ox) = \frac{1}{ne}$$

$$E(Red) = \frac{1}{ne}$$



## Закон еквівалентів

**Молярна маса еквівалента** (еквівалентна маса)  $M_E(X)$ :  
добуток молярної маси речовини (частинки) на її еквівалент:

$$M_E(X) = E(X) \cdot M_r(X)$$

Еквівалентна маса складної речовини рівна сумі еквівалентних мас:

$$M_E(\text{EO}) = M_E(\text{E}) + M_E(\text{O})$$



**Еквівалентний об'єм  $V_E(X)$ :** об'єм, який займає один еквівалент газоподібної речовини за н.у. (101325 Па або 1 атм., 273 К або 0 °С):

$$V_E(X) = E(X) \cdot V(X)$$

**Кількість речовини еквівалента  $\nu_E(X)$ :** відношення маси (об'єму) еквівалента до молярної маси (об'єму):

$$\nu_E(X) = \frac{m(X)}{M_E(X)} = \frac{V(X)}{V_m(X)}$$



## Закон еквівалентів

Маси реагентів та продуктів реакції  
пропорційні молярним масам їх еквівалентів

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{E1}}{M_{E2}}$$

Розчини з однаковою молярною концентрацією еквівалентів  
кислоти та основи взаємодіють в однакових об'ємах.

Якщо молярні концентрації еквівалентів різні,  
то об'єми обчислюють за формулою:

$$C_{Ha} \times V_a = C_{Hb} \times V_b$$



# Закон кратних відношень



Дж. Дальтон  
(1802 – 1808)

якщо два елементи утворюють один з одним більше однієї сполуки, то маси одного елемента, що припадають на одну й ту ж масу іншого елемента, відносяться як невеликі цілі числа

*справедливий лише для дальтонідів*

Склад оксидів Нітрогену (у відсотках за масою):

Формула	$N_2O$	$NO$	$N_2O_3$	$NO_2$	$N_2O_5$
N, %	63.7	46.7	36.8	30.4	25.9
O, %	36.3	53.3	63.2	69.6	74.1
Відношення O/N	0.57	1.14	1.71	2.28	2.85
Валентність N	1	2	3	4	5

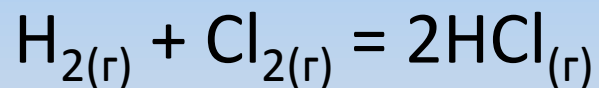
$CaCl_2 \cdot H_2O$ ,  $CaCl_2 \cdot 2H_2O$ ,  $CaCl_2 \cdot 4H_2O$ ,  $CaCl_2 \cdot 6H_2O$

маси води відносяться як 1:2:4:6



Ж. Гей-Люссак  
(1808 – 1810)

при сталій температурі і тиску  
об'єми газів, що вступають у реакцію  
і об'єми утворених продуктів  
відносяться між собою як невеликі цілі числа



$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2$$



в однакових об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул

А. Авогадро, 1811 р.

Перший наслідок:

1 моль будь-якого газу за однакових умов займе однаковий об'єм – **молярний об'єм  $V_m$** :

$$V_m = \frac{M}{\rho} = \frac{V}{\nu} \quad [V_m] = \frac{\text{г/моль}}{\text{г/л}} = \text{л/моль}$$

За н.у.  $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$



## Другий наслідок:

відношення мас однакових об'ємів різних газів за однакових умов – **густина одного газу за іншим:**

$N_X = N_Y = N_A$  і  $v_X \cdot N_X = v_Y \cdot N_Y$  то  $v_X = v_Y$ , тоді

$$\frac{m_X}{M_X} = \frac{m_Y}{M_Y} \Rightarrow \frac{m_X}{m_Y} = \frac{M_X}{M_Y} = D(X/Y)$$

$$M_X = D(X/Y) \cdot M_Y$$

$$D(X/H_2) = \frac{M_X}{2} \qquad D(X/\text{повітря}) = \frac{M_X}{29}$$

Для умов, відмінних від нормальних

закон Менделєєва-Клапейрона

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

об'єднаний газовий закон

Бойля-Маріотта і Гей-Люссака

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{pV}{T}$$



## Підсумки

- ✓ Атоми і молекули взаємодіють у стехіометричних співвідношеннях.
- ✓ Співвідношення реагентів – стехіометричні коефіцієнти в хімічних рівняннях.
- ✓ Стехіометрія – розділ хімії, який вивчає кількісні співвідношення у хімічних реакціях.
- ✓ Усі стехіометричні закони виведені емпірично і підтверджують атомно-молекулярне вчення.



*Дякую  
за увагу!*