

Вступ до вивчення загальної та
неорганічної хімії. Основні закони хімії.
Класи та номенклатура неорганічних
сполук.

Хімія – наука про склад, властивості і будову речовин, про їхні перетворення, про залежність властивостей від складу і будови речовин, про взаємодію, добування і використання речовин.

Основні поняття хімії.

Хімічний елемент – сукупність атомів, що мають однаковий заряд ядра і характеризуються певною атомною масою.

Атом – найменша частинка хімічного елемента, що складається з ядра (позитивнозарядженого) і негативно заряджених електронів, які перебувають на певних енергетичних рівнях; зберігає його типові властивості.

Молекула – найменша частинка речовин, яка здатна самотійно існувати і має всі хімічні властивості речовин.

Простою речовиною називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів одного елемента, наприклад, H_2 , N_2 , алмаз, сірка, графіт.

Хімічною сполукою (складною речовиною), називають індивідуальну речовину, молекули або кристали якої складаються з атомів двох або більше елементів, наприклад, HCl , $NaCl$, $HSCN$, CaC_2 .

Атомна маса — це маса атома, виражена в атомних одиницях маси.

Атомна одиниця маси(а.о.м.) дорівнює $1.667 \cdot 10^{-24}$ г.

Атомна маса показує, у скільки разів маса даного елемента більша за $1/12$ маси нукліду вуглецю (1.а.о.м.)

Молекулярну масу речовини можна визначити як відносну масу молекули, що виражена в атомних одиницях маси. Молекулярна маса речовини дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

Молярна маса – маса одного моля даної речовини в грамах. Молярну масу вимірюють в грамах на моль (г/моль). Чисельно вона дорівнює молекулярній масі тієї або іншої речовини.

Моль – це кількість речовин, що містять стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, еквівалентів, тощо), скільки атомів містить 12г нукліду вуглецю.

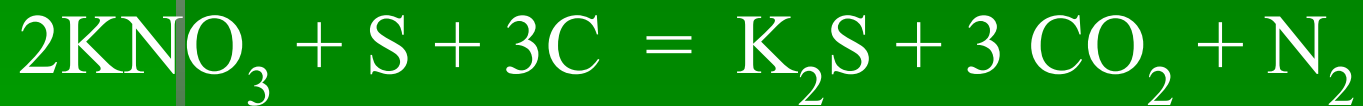
Хімічні формули виражають елементний склад речовини і співвідношення атомів різних видів (чи кількість атомів одного виду) в молекулі цієї речовини.

Хімічні рівняння реакцій вказують на співвідношення, в якому речовини будуть вступати в реакцію з утворенням визначених продуктів, якщо така реакція можлива.

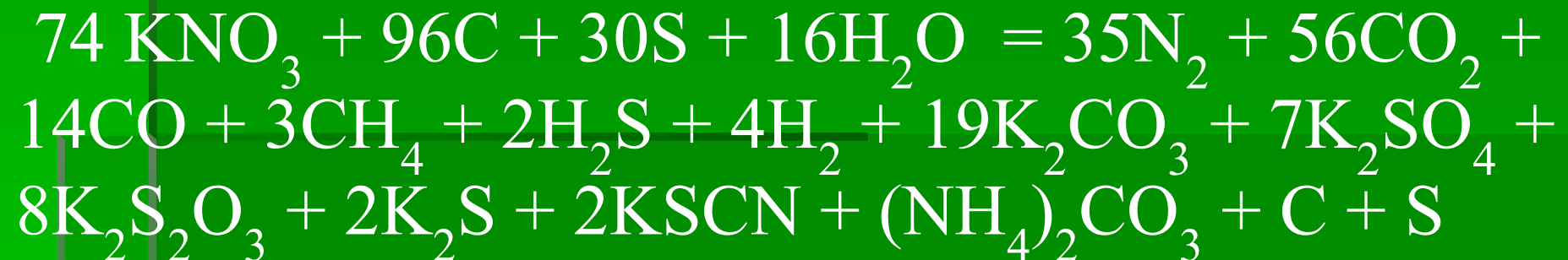
Фізичні властивості: колір, температура плавлення і кипіння, густина, показник заломлення, питоме обертання.

Теорія та експеримент

Реакція горіння чорного пороху з підручників:



Реакція горіння чорного пороху для практичних розрахунків



За ступенем чистоти хімічні реактиви класифікують на групи:

чистий (ч): вміст основної речовини $\geq 98 \%$,
вміст домішок 0,01- 0,5%;

чистий для аналізу (ч.д.а): вміст основної речовини $\geq 99 \%$, вміст домішок до 0.1 %;

хімічно чистий (х.ч): вміст основної речовини $\geq 99 \%$, вміст домішок 10^{-3} - $10^{-5} \%$;

особливо чистий (о.с.ч): вміст основної речовини близько 100 %, вміст домішок 10^{-5} - $10^{-10} \%$.

Основні закони хімії.

Закон збереження маси і енергії.

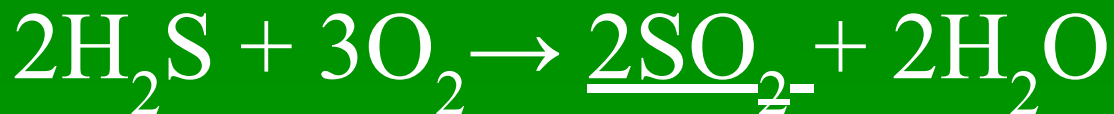
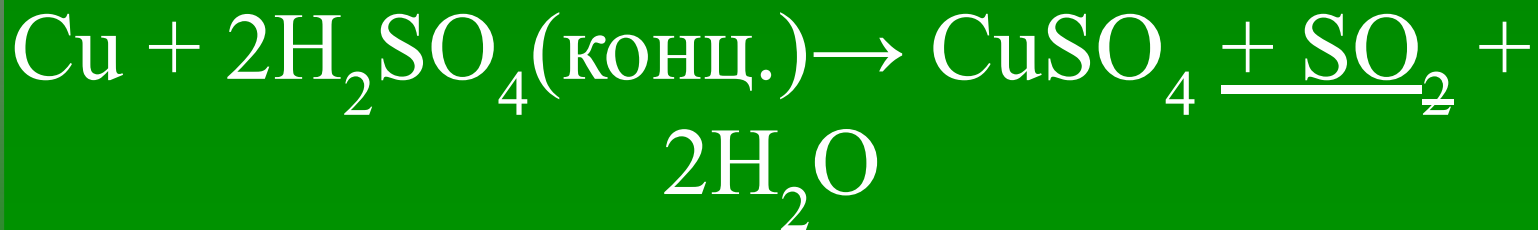
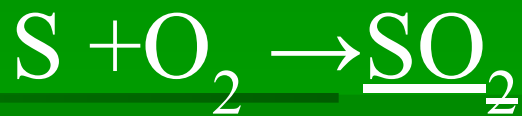
Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції. (М.В.Ломоносов, 1748)

Взаємозв'язок маси і енергії відкрив Ейнштейн і він виражає фундаментальний закон збереження маси-енергії, який виражається рівнянням:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

ΔE і Δm – взаємозв'язані зміни енергії і маси,
 c – швидкість світла

Закон постійного складу відкритий в результаті багаторічної наукової суперечки французьких хіміків Бертом і Пруста, формулюють так: **кожна хімічна сполука, яким би із способів вона не була отримана, має один і той же склад.** (1801 р., Пруст)



Сполуки, які мають сталий склад і цілочислове атомне співвідношення компонентів, називаються дальтонідами.



Сполуки, що мають змінний склад, а стеохіометричне співвідношення компонентів яких не відповідає цілим числам, називаються бертолідами.



Закон сталості складу формулюють так:
Якщо хімічна сполука має молекулярну структуру, то незалежно від умов її добування склад її залишається сталим. Склад хімічної сполуки, що немає молекулярної структури, може змінюватись у певних межах (ділянка гомогенності) залежно від умов добування.

Закон кратних відношень. Встановлений Дж. Дальтоном (1803): в двох сполуках, які утворені з одних і тих же елементів, на одну і ту ж масову кількість одного елементу припадають такі кількості другого елементу, які відносяться, як невеликі цілі числа.

	W_C	W_O	$[C]:[O]$	$[O]_1:[O]_2$
CO	42,86%	57,14%	1:1,333	1
CO ₂	27,27%	72,73%	1:2,666	2

Якщо в хімічних реакціях беруть участь гази, то вступає в силу закон об'ємних відношень: об'єми речовин, які вступають в реакцію відносяться між собою, а також до об'ємів газоподібних продуктів, як невеликі цілі числа. (фр. хімік Гей-Люсак).

Італійський фізик А. Авогадро сформулював закон: **в однакових (рівних) об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах міститься однакове число молекул.**

З закону Авогадро випливає :

- Однакове число молекул різних газів при рівних умовах займає однаковий об'єм;
- 1 моль різних газів при температурі 273,16 К і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па займає об'єм $0,0224 \text{ м}^3$ (22,4 л), в якому міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ структурних одиниць (атомів, молекул) – це постійна Авогадро (N_A).

Визначення молекулярних мас:

- відповідно до закону Авогадро, маси однакових об'ємів газів за однакових умов відносяться як їхні молекулярні маси: $V_1 = V_2$,
 $v_1 = V_1/Vm$, $v_2 = V_2/Vm$, $v_1 = v_2$, $m_1 = v_1 \cdot M_1$,
 $m_2 = v_2 \cdot M_2$, $m_1/m_2 = M_1 \cdot v_1 / M_2 \cdot v_2$, $m_1/m_2 = M_1/M_2$
- $m_1/m_2 = D$ – Відношення мас однакових об'ємів двох різних газів називають відносною густиною першого газу за другим. $D_2 = M_1/M_2$, $D_{H_2} = M/M_{H_2} = 2$,
 $D_{пов} = M/M_{пов} = 29$

молекулярну масу можна обчислити, виходячи з рівняння стану газу: $pV/T = p_0V_0/T_0$ де V -об'єм газу при тиску P і температурі T ; V_0 -об'єм газу за нормального тиску P_0 і температури T_0 (273K)

$p_0V_0/T_0 = R$ – універсальна газова постійна.

$R = 8,31 \text{ Дж/град} \cdot \text{моль} = 0,082 \text{ дм}^3 \cdot \text{атм/град} \cdot \text{моль} = 62400 \text{ см}^3 \cdot \text{мм рт ст/град} \cdot \text{моль}$

Рівняння стану газу для одного моля речовини має вигляд: $pV = RT$, а для будь-якої кількості газу $pV = \nu RT$, $\nu = m/M$, то $pV = \frac{m}{M} RT$; $M = \frac{mRT}{pV}$

Еквівалент. Закон еквівалентів.

Еквівалентом елемента називають таку його кількість, яка сполучається з 1моль атомів водню або заміщає таку ж кількість атомів водню в хімічних реакціях. Еквівалент елемента рівний $1/V$ (моль), де V – валентність. Наприклад, у ряді сполук HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 , еквівалент Cl , S , N , C відповідно є рівний $E=1\text{моль}$, $1/2\text{моль}$, $1/3\text{моль}$, $1/4\text{моль}$.

Маса 1 еквівалента елемента називається його еквівалентною масою.

$$M_E(\text{Cl}) = 35,45 \text{ г /моль}, \quad M_E(\text{O}) = 32 \cdot \frac{1}{2} = 16 \text{ г /моль},$$
$$M_E(\text{N}) = 14/3 = 4,67, \quad M_E(\text{C}) = 12/4 = 3 \text{ г/моль}.$$

Еквівалентна маса елемента знаходиться як частка $M_E(E) = A_{r(E)} / V = A_r \cdot E$, де V -валентність, E – еквівалент.

Еквівалентом складної речовини називається така її кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом водню чи взагалі з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Еквівалент кислоти рівний $E = 1/\text{основність}$,
моль.

$$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \text{ моль}, E(\text{HCl}) = 1/1 = 1 \text{ моль}, E(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 \text{ моль}.$$

Еквівалентна маса кислоти рівна $M_E = M \cdot E = M/\text{основність}$ (г/моль).

$$M_E(\text{HCl}) = 36.5/1 = 36.5 \text{ г/моль}, M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49 \text{ г/моль}, M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98/3 = 32,7 \text{ г/моль}.$$

Еквівалент основи рівний $E = 1/\text{кислотність}$,
моль.

$$E(\text{NaOH}) = 1/1 = 1 \text{ моль}, E(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 1/2 \text{ моль}.$$

Еквівалентна маса основи $M_E = M \cdot E = M/\text{кислотність}$ (г/моль).

$$M_E(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}, M_E(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 137/2 = 85.5 \text{ г/моль}.$$

Еквівалент солі рівний $E = 1/(n \cdot \text{ст.ок})$, моль,
де n -кількість атомів металу; $\cdot \text{ст.ок.}$ - ст.окиснення
металу.

$E(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1/2$ моль, $E(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1/2$ моль,
 $E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6$ моль.

Еквівалентна маса солі $M_E = M \cdot E = M/(n \cdot \text{ст.ок})$,
(г/моль).

$M_E(\text{NaCl}) = 58.5$ г/моль, M_E
 $(\text{CaCO}_3) = 100/2 = 50$ г/моль, $M_E(\text{AlCl}_3) = 133.5/3 =$
 44.5 г/моль.



$$M_E = 98/1 = 98 \text{ г/моль}, \quad E = 1 \text{ моль}$$



$$49 \text{ г/моль}, \quad E = 1/2 \text{ моль}$$



$$\text{г/моль}, \quad E = 1 \text{ моль}$$



$$\text{г/моль}, \quad E = 1/2 \text{ моль}$$



$$\text{Mn}^{+7} + 5e = \text{Mn}^{+2}, \text{ тому } E(\text{KMnO}_4) = 1/5 \text{ моль},$$

$$M_E(\text{KMnO}_4) = 1/5 M(\text{KMnO}_4)$$

Еквівалентна маса складних речовин в окисно – відновних процесах знаходиться як $M_E = M/Z$, де Z – число елементарних зарядів (електронів), які беруть участь в даному ox-red процесі.

Закон еквівалентів: Маса реагуючих речовин (m) пропорційні їх еквівалентам, тобто $m_1/m_2 = E_1/E_2 = M_{E1}/M_{E2}$, $V_{E1}/V_{E2} = V_1/V_2$; (Ріхтер, німецький фізик, 1792 – 1794 рік).

Або “Речовини взаємодіють одна з одною в кількостях, пропорційних їх еквівалентам”.

Еквівалентним об'ємом називають об'єм, який займає в даних умовах 1 еквівалент деякої досліджуваної речовини.

Наприклад, при н.у. еквівалентний об'єм водню рівний 11,2 л, еквівалентний об'єм кисню рівний 5,6 л.

Класи неорганічних сполук

