A scenic landscape featuring a calm lake in the foreground, surrounded by rocky shores and fallen logs. The background shows a range of mountains with patches of snow and dense evergreen forests. The sky is blue with scattered white clouds. The text is overlaid in the upper half of the image.

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.

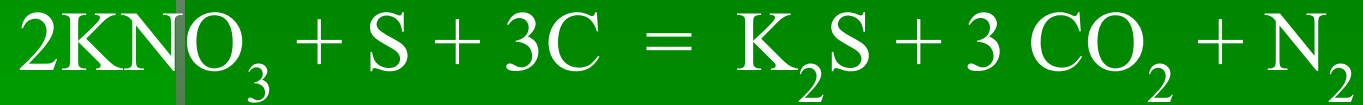
Хімічні формули виражають елементний склад речовини і співвідношення атомів різних видів (чи кількість атомів одного виду) в молекулі цієї речовини.

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

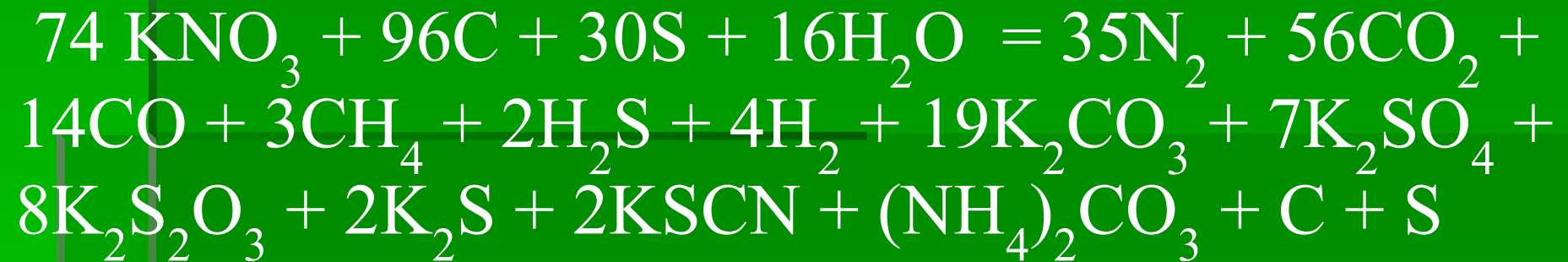
Фізичні властивості: колір, температура плавлення і кипіння, густина, показник заломлення, питоме обертання.

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.

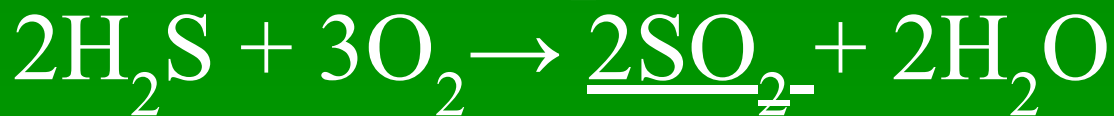
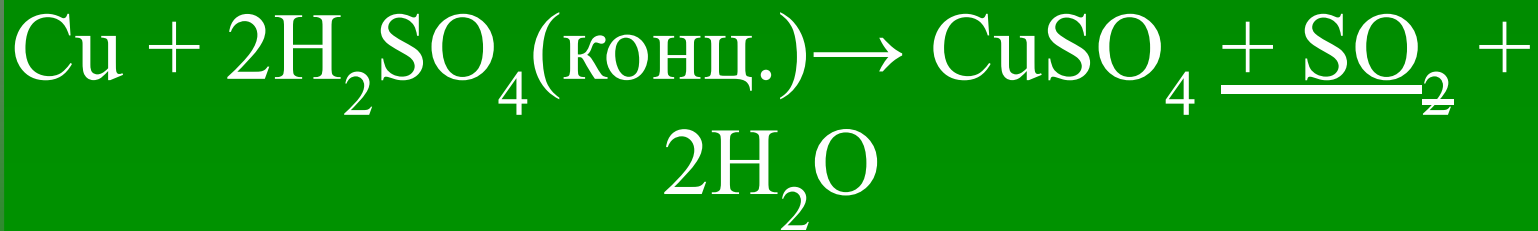
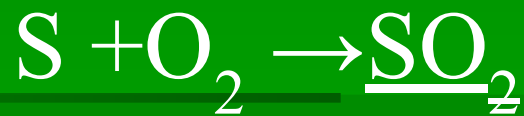
Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції. (М.В.Ломоносов, 1748)

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: $V_1 = V_2$,
 $v_1 = V_1 / V_m$, $v_2 = V_2 / V_m$, $v_1 = v_2$, $m_1 = v_1 \cdot M_1$,
 $m_2 = v_2 \cdot M_2$, $m_1 / m_2 = M_1 \cdot v_1 / M_2 \cdot v_2$, $m_1 / m_2 = M_1 / M_2$
- $m_1 / m_2 = D$ – 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 (273К)

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

$R = 8,31$ Дж/град · моль = $0,082$ дм³ · атм/град · моль = 62400 см³ · мм рт ст/град · 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 1 моль 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 $E=1$ моль, $1/2$ моль, $1/3$ моль, $1/4$ 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 $M_E(E) = Ar_{(E)} / V = Ar \cdot E$, 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 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.



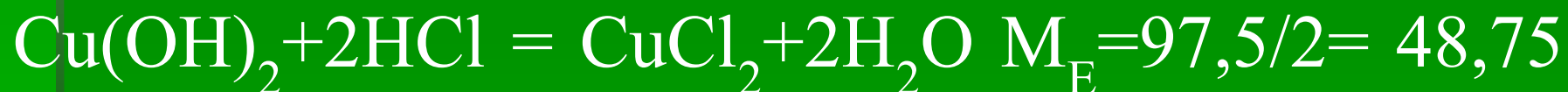
$$M_E = 98/1 = 98 \text{ г/моль}, \quad E = 1 \text{ моль}$$



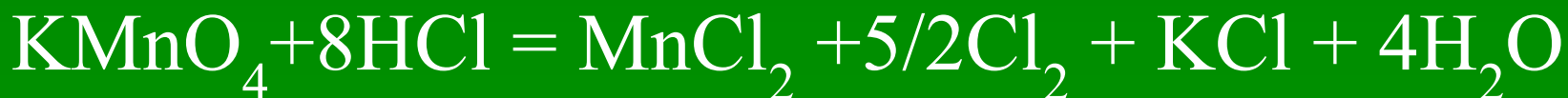
$$49 \text{ г/моль}, \quad E = 1/2 \text{ моль}$$



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



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



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

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

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 ок-ред 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

