



ХІМІЯ в таблицях і схемах

• закони

• елементи
та речовини

• формули

• типи реакцій

ХІМІЯ

в таблицях

і схемах

• закони

• елементи
та речовини

• формули

• типи реакцій

ПП «ТОРСІНГ ПЛЮС»

Харків

2012

РОЗДІЛ І. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

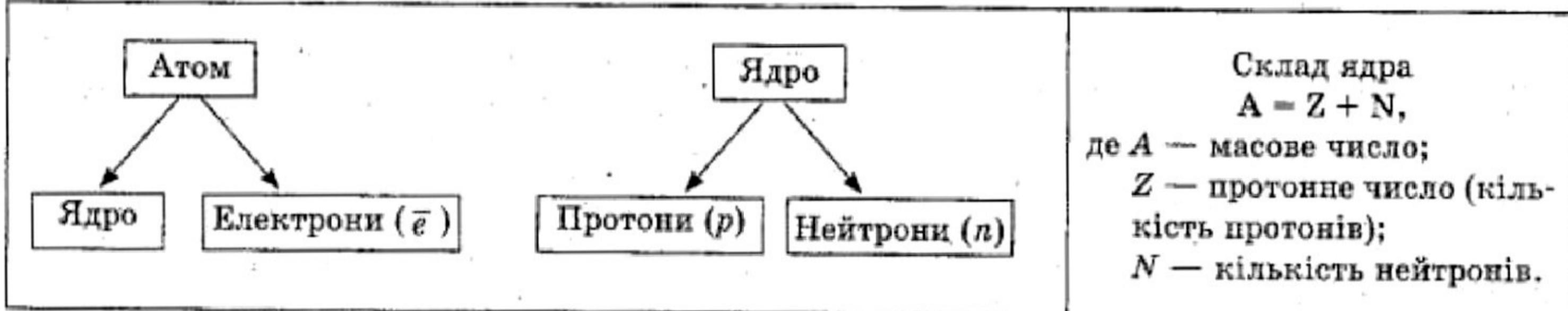
БУДОВА АТОМА



- Англійський фізик, один із творців учения про радіоактивність і будову атома. Відкрив α - і β -промені та визначив їхню природу. Запропонував ядерну модель будови атома (1911 р.), здійснив першу штучну ядерну реакцію. Лауреат Нобелівської премії (1908 р.).
! Після дослідів Е. Резерфорд оголосив: «Зараз я знаю, який вигляд має атом!»
- «Атомос» — з грецької «подільний» за Демокритом (460–370 до н. е.).

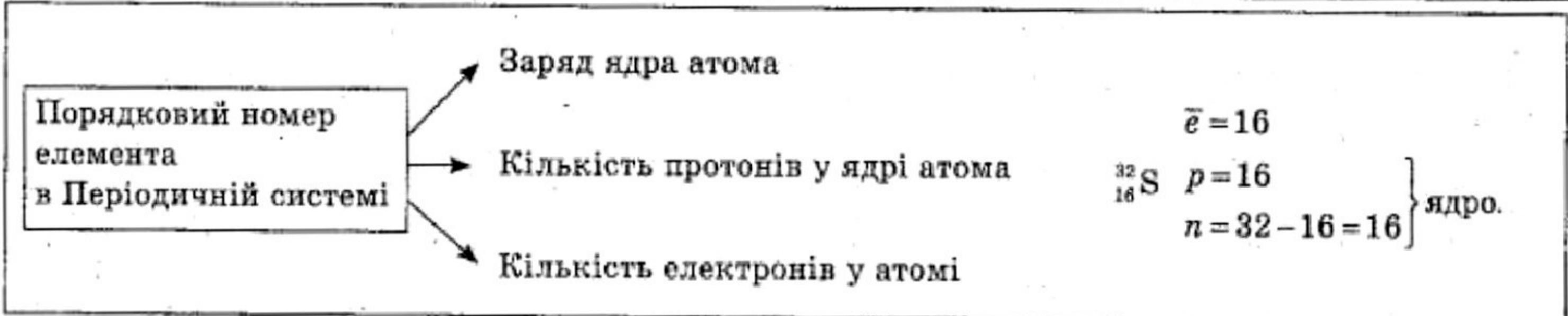
Атом

Електронейтральна частина, що складається з позитивно-зарядженого ядра та негативно заряджених електронів, що рухаються навколо ядра



Елементарні частинки

Назва	Позначення	Маса	Заряд
Електрон	e^-	≈ 0	-1
Протон	p	1	+1
Нейtron	n	1	0



Нукліди

Різновиди атомних ядер з певним числом протонів Z і нейtronів N

Ізотопи

Різновиди атомів одного хімічного елемента, які мають однакові заряди ядер, але різні масові числа

Ізотопи

Оксигену: $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$

Калію: $^{39}_{19}\text{K}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{41}_{19}\text{K}$

Ізотопи Гідрогену

^1_1H протій

$^2_1\text{H} \equiv \text{D}$ дейтерій

$^3_1\text{H} \equiv \text{T}$ тритій

Ізотони

Різновиди атомів різних хімічних елементів, що мають однакову кількість нейтронів, але різні атомні номери

$^{228}_{88}\text{Ra}$; $^{230}_{90}\text{Th}$; $^{231}_{91}\text{Pa}$

Ізобари

Різновиди атомів різних хімічних елементів, що мають однакові масові числа, але різні атомні номери

$^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{40}_{20}\text{Ca}$

Атомна маса елемента

Середнє значення мас усіх природних ізотопів даного елемента з урахуванням їх розповсюдженості наводиться в Періодичній системі

$$\bar{A}_r(\text{елемента}) = w_1 \cdot A'_r + w_2 \cdot A''_r + w_3 \cdot A'''_r + \dots,$$

де \bar{A}_r — середня атомна маса елемента;

A'_r , A''_r , A'''_r — атомні маси ізотопів;

w_1 , w_2 , w_3 — масові частки ізотопів

ЯДЕРНІ РЕАКЦІЇ



Марія Склодовська-Кюрі
(1867-1934 рр.)

- М. Склодовська-Кюрі — одна з творців учения про радіоактивність. Разом з П. Кюрі відкрила Полоній і Радій — радіоактивні елементи. Лауреат Нобелівської премії з фізики (1903 р.) і з хімії (1911 р.).
- А. Беккерель — французький фізик. У 1896 р. відкрив природну радіоактивність солей Урану. Лауреат Нобелівської премії (1903 р.).



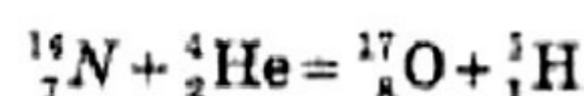
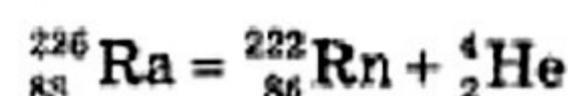
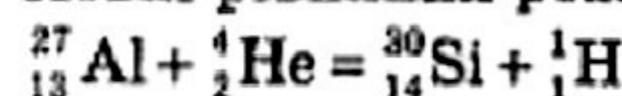
Антуан-Анрі Беккерель
(1852-1908 рр.)

Ядерні реакції

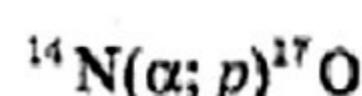
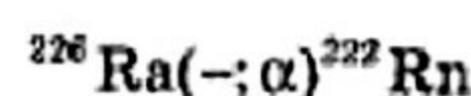
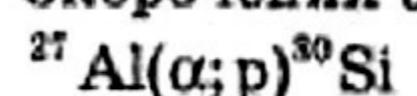
Перетворення атомних ядер у результаті їх взаємодії з елементарними частинками, один з одним або в результаті радіоактивного розпаду

Приклад:

Повні рівняння реакції



Скорочений запис



Види радіоактивного розпаду

α -розпад — випромінювання ядер атома Гелію ^4_2He

β -розпад — випромінювання електронів

γ -розпад — електромагнітне випромінювання, подібне до рентгенівського

СТАН ЕЛЕКТРОНІВ В АТОМІ

...періодичному законові майбутнє не загрожує руйнуванням,
а тільки надбудова
і розвиток передбачаються.

Д. І. Менделеєв

Орбіталь

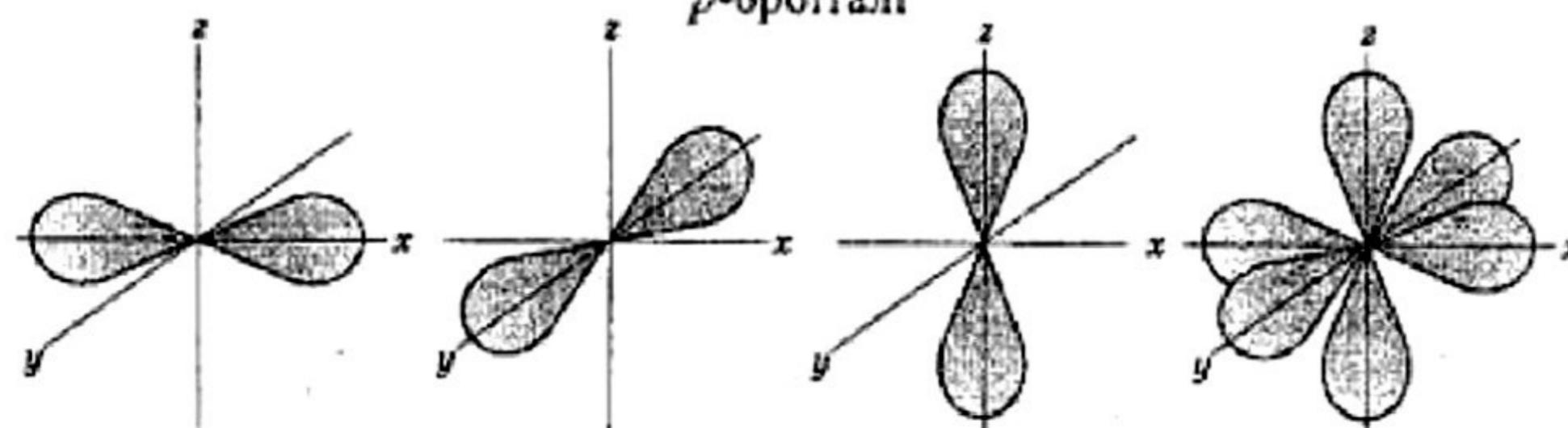
Простір навколо ядра, в якому перебування електрона є найімовірнішим.

Види та форми

s-орбіталь

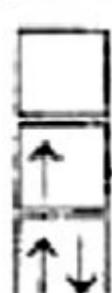


p-орбіталі



інші — d-, f-, g-орбіталі мають більш складну форму

Позначення:



— вильна орбіталь

— орбіталь з одним електроном

— заповнена орбіталь

Електронна формула



Розподіл електронів у атомі за енергетичними рівнями (електронними шарами) та підрівнями

Енергетичний рівень	Число підрівнів	Енергетичний підрівень	Загальне число орбіталь	Найбільше число електронів		Електронна формула заповненого енергетичного рівня
				на енергетичному підрівні	на енергетичному рівні	
1	1	s	1	2	2	$1s^2$
2	2	s	1	2	8	$2s^2 2p^6$
		p	3 } 4	6		
3	3	s	1 } 9	2	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
		p	3 } 9	6		
		d	5 } 10	10		
4	4	s	1 } 16	2	32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$
		p	3 } 16	6		
		d	5 } 16	10		
		f	7 } 14	14		

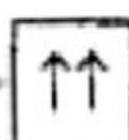
Порядок заповнення орбіталь

Збільшення енергії орбіталь

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p$ тощо

Принцип Паулі

На кожній орбіталі може перебувати не більше двох електронів із різними спінами



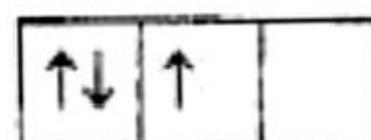
заборонено



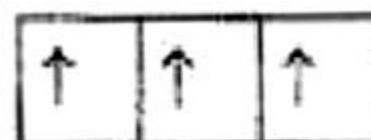
дозволено

Правило Хунта

Орбіталі заповнюються електронами так, щоб їх сумарний спін був максимальним



заборонено



дозволено

ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ТА БУДОВА АТОМА

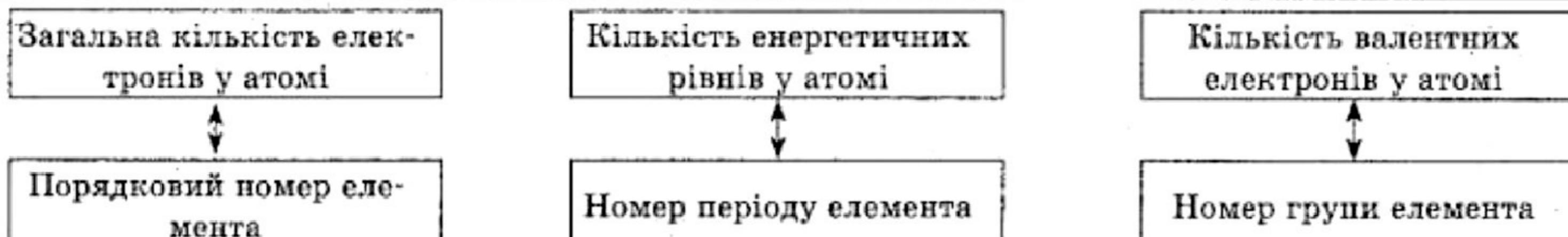


Дмитро Іванович Менделєєв
(1834–1907 рр.)

- За час, який минув з моменту відкриття періодичного закону, було запропоновано понад 400 варіантів графічного зображення періодичної системи.
- Д. І. Менделєєв (1834–1907 рр.) — один з найвидатніших вчених світу. Він є автором фундаментальних досліджень з хімії, хімічної технології, фізики, метеорології, повітropлавання, метрології, сільського господарства, економіки, народної освіти тощо. Був обраний членом Лондонського королівського товариства, Римської, Паризької, Берлінської Академій наук, а також почесним членом багатьох наукових товариств Росії, Західної Європи й Америки.
- Хімічний елемент № 101, добутий групою американських учених під керівництвом Г. Сіборга у 1955 р., був названий Менделевієм на честь великого російського вченого.
- Гленн Теодор Сіборг — американський хімік і фізик. Відкрив і досліджував різні трансуранові елементи. Лауреат Нобелівської премії (1951 р.).

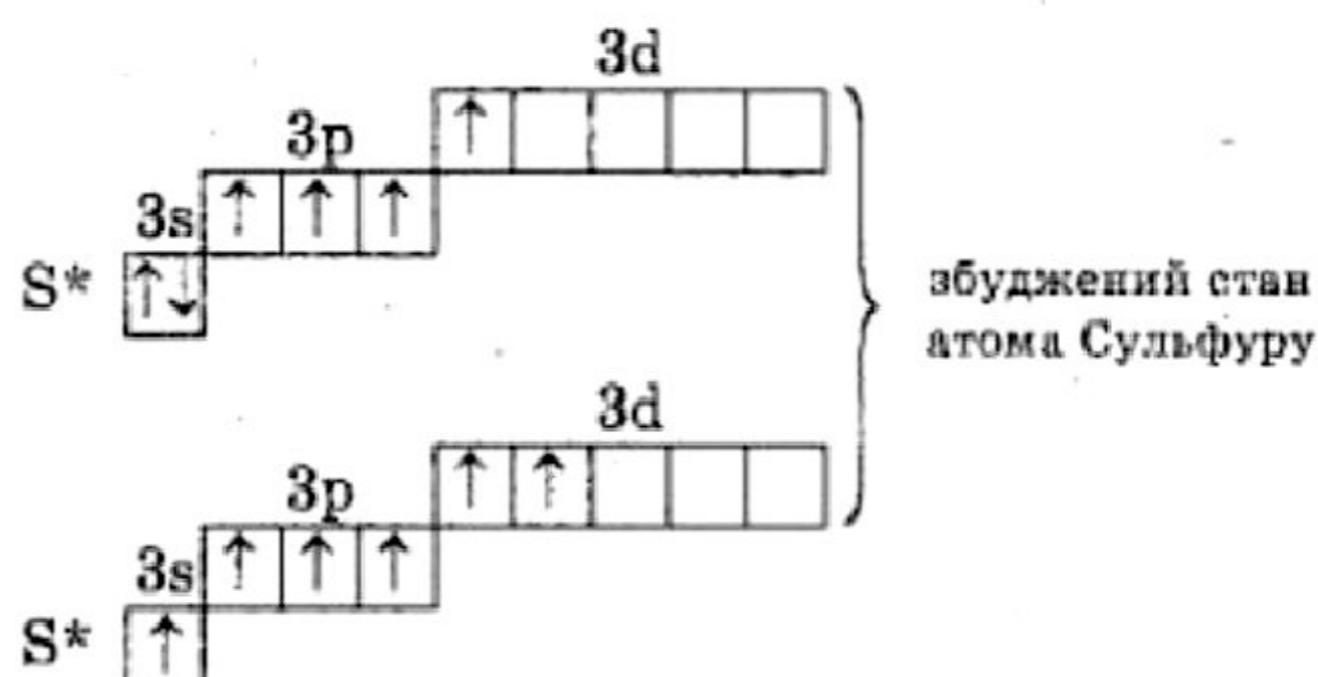
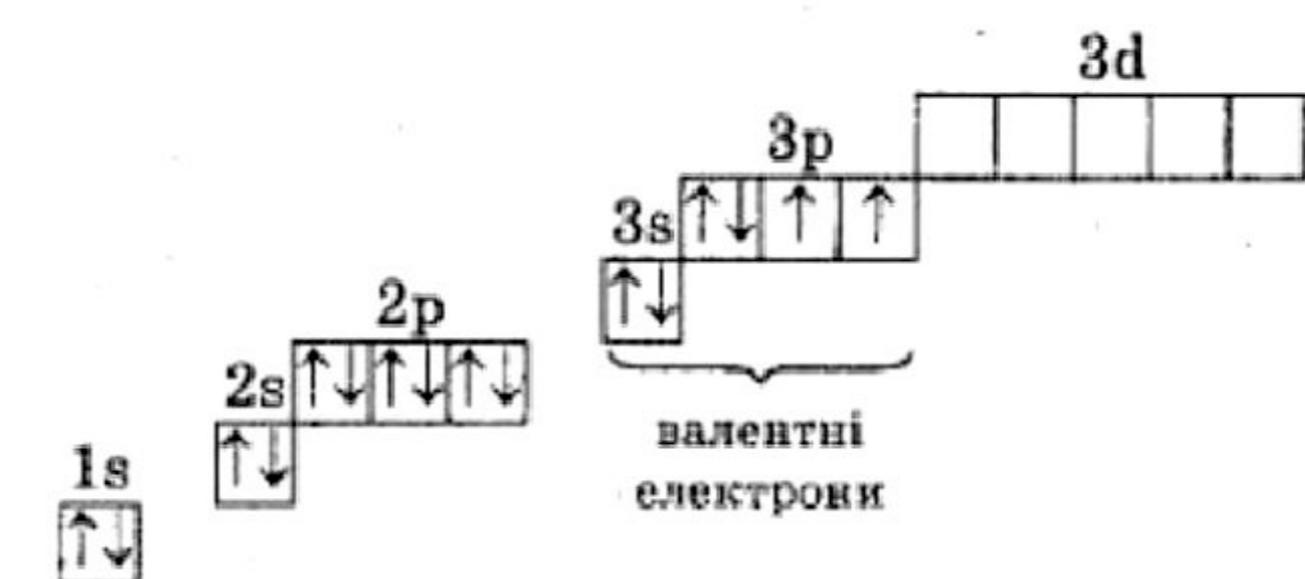
Періодичний закон, Д. І. Менделєєв, 1869

Властивості хімічних елементів, а також форми та властивості сполук елементів перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів



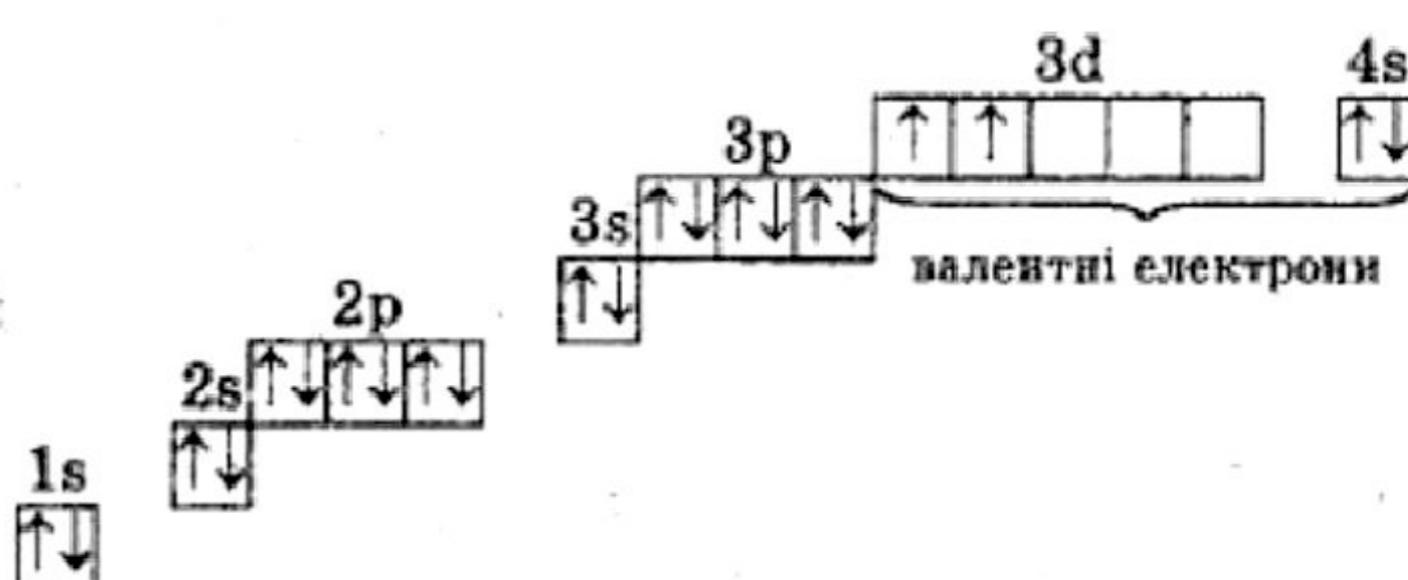
Приклад: 1) $^{32}_{16}\text{S}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

валентні електрони



2) $^{48}_{22}\text{Ti}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

валентні електрони



ПЕРІОДИЧНА ЗМІНА ВЛАСТИВОСТЕЙ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Збільшується кількість енергетичних рівнів у атомі, зростає радіус атомів, металічність простих речовин зростає, основні властивості оксидів і гідроксидів зростають

^3_3Li $1s^2 2s^1$ Li_2O основний оксид LiOH основа	Зростає число ℓ на зовнішньому енергетичному рівні атома, зменшується радіус атомів, зменшується металічність, зростає неметалічність простих речовин, основні властивості оксидів, гідроксидів зменшуються, кислотні — збільшуються							
$^{23}_{11}\text{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$^{24}_{12}\text{Mg}$ $\dots 3s^2$	$^{27}_{13}\text{Al}$ $\dots 3s^2 3p^1$	$^{28}_{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$	$^{31}_{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$	$^{32}_{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$	$^{40}_{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$	
$^+ \text{Na}_2\text{O}$	$^{+2} \text{MgO}$	$^{+3} \text{Al}_2\text{O}_3$	$^{+4} \text{SiO}_2$	$^{+5} \text{P}_2\text{O}_5$	$^{+6} \text{SO}_3$	$^{+7} \text{Cl}_2\text{O}_7$	—	
основні оксиди		амфотер-ний оксид	кислотні оксиди					
$^+ \text{NaOH}$	$^{+2} \text{Mg(OH)}_2$	$^{+3} \text{Al(OH)}_3$	$^{+4} \text{H}_2\text{SiO}_3$	$^{+5} \text{H}_3\text{PO}_4$	$^{+6} \text{H}_2\text{SO}_4$	$^{+7} \text{HClO}_4$	—	
основи		амфотер-ний гідрок-сид	слабка кислота	кислота серед-ньої сили	сильні кислоти			
$^+ \text{NaN}$	$^{+2} \text{MgH}_2$	$^{+3} \text{AlH}_3$	$^{+4} \text{SiH}_4$	$^{-3} \text{PH}_3$	$^{-2} \text{H}_2\text{S}$	$^{-1} \text{HCl}$	—	
гідриди металів (тверді речовини)				легкі сполуки з Гідрогеном				

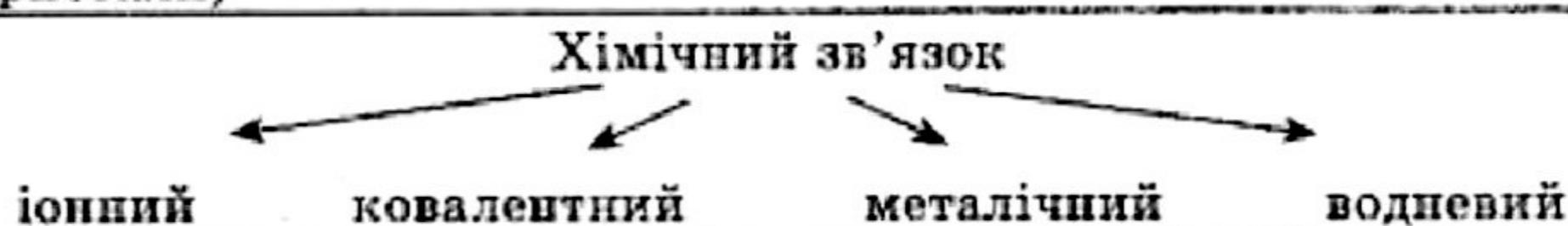
! Періодичність пояснюється певним повторенням структур зовнішніх енергетичних рівнів атомів.

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК. БУДОВА РЕЧОВИНІ

- До XIII ст. було відомо лише 13 хімічних елементів. У XVIII ст. стало відомо 30. За 50 років додалось ще 28. Зараз відомо понад 110.
- Полінг Лайнус Карл — американський фізик і хімік. Автор перших фундаментальних досліджень із застосування квантової механіки до вивчення хімічного зв'язку. Має роботи з вивчення білків, імунохімії, молекулярної генетики. Лауреат Нобелівської премії з хімії (1954 р.) та Нобелівської премії Миру (1954 р.)

Хімічний зв'язок

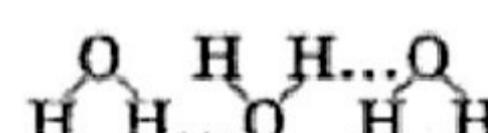
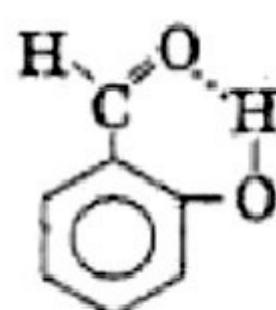
Це взаємодія атомів (або будь-яких інших частинок речовини), що зумовлює їх об'єднання в молекули (або кристали)



Електронегативність (EH)

Умовна величина, яка характеризує здатність атома в хімічній сполуці притягувати до себе електрони

Характеристика видів хімічного зв'язку

Ознаки для порівняння видів зв'язку	Види хімічного зв'язку				
	Йонний	ковалентний		металічний	водневий
		полярний	неполярний		
1. Природа зв'язаних хімічних елементів	Типові метали і типові неметали — елементи, що суттєво відрізняються за електронегативністю	Атоми різних немetalів або металу та неметалу — елементи, що несуттєво відрізняються за електронегативністю	Однакові атоми неметалу — елементи з однаковою електронегативністю	Метали	Атом Гідрогену однієї молекули і атом виразно електронегативного елемента іншої молекули
2. Спосіб утворення хімічного зв'язку	Передача електронів більш електронегативному атому, електростатична взаємодія (тяжіння) різноміжно заряджених іонів	Утворення спільних електронних пар, які зв'язують ядра атомів (за обмінним або донорно-акцепторним механізмом).		Усуніння електронів і вільне переміщення їх в полі ядер атомів металів	Взаємотяжіння атомів Гідрогену ($\delta+$) і атомів F, O, N($\delta-$)
3. Механізм утворення зв'язку (схема)	$\text{Na}^+ \cdot \ddot{\text{Cl}} : \rightarrow \text{Na}^+ [\ddot{\text{Cl}}]$	$\text{H} \cdot + \ddot{\text{Cl}} : \rightarrow \text{H}^{\delta+} : \text{Cl}^{\delta-}$ обмінний $\text{H} \cdot \ddot{\text{N}} : \text{H} + \text{H}^+ \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \ddot{\text{N}} : \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \right]^+$	$\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H} : \text{H}$	$\text{Me}^0 \leftrightarrow \text{Me}^{\alpha+} + n\bar{e}$	Міжмолекулярний зв'язок  Внутрішньомолекулярні зв'язки 

Ознаки для порівняння видів зв'язку	Види хімічного зв'язку				
	Йонний	Ковалентний		Металічний	Водневий
		Полярний	Неполярний		
4. Структури елементи кристалічної решітки речовини	Йони	1. Атоми SiO ₂ , SiC 2. Молекули CO ₂ , H ₂ O	C, Si, B O ₂ , I ₂ , S ₈	Позитивно заряджені іони, атоми металу, відносно вільні електрони («електронний газ»)	Молекули
5. Тип кристалічної гратки	Йонна	1. Атомна; 2. Молекулярна		Металічна	Молекулярна ↓
6. Фізичні властивості речовин	Висока твердість, тугоплавкість, нелетючість. Розчини та розплави електропровідні	1. Нелетючість, тугоплавкість, висока твердість. 2. Летючість, невисока твердість, низькі $t_{\text{пл}}$ та $t_{\text{кпп}}$		Пластичність, металічний блиск, високі теплонпровідність і електропровідність	Збільшується густина речовин, зростають $t_{\text{пл}}$ і $t_{\text{кпп}}$
7. Приклади речовин	Галогеніди лужних і лужноземельних металів, інші солі ($\text{Na}^+ \text{SO}_4^{2-}$, $\text{NH}_4^+ \text{NO}_3^-$, тощо)	1. Кварц SiO ₂ , силіцій карбід SiC. 2. Вуглекислий газ CO ₂ , вода H ₂ O, органічні речовини	1. Алмаз C, кремній Si, бор B. 2. Білій фосфор P ₄ , кристалічна сірка S ₈ , йод I ₂ ; кисень O ₂ , азот N ₂ , інертні гази	Метали, сплави, більшість карбідів металів	1. Молекулярна — рідкі (вода, амоніак, фтороводень, спирти, карбонові кислоти). 2. Внутрішньомолекулярна — білки, нуклеїнові кислоти

Розподіл елементів на метали і неметали

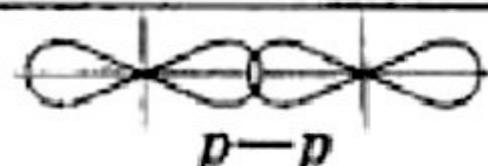
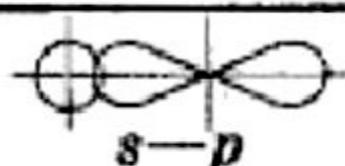
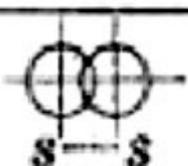
Неметали									
Метали					Неметали				
<i>s</i> -метали					<i>p</i> -метали				
Li	Be		B	C	N	O	F	H	He
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl		Ne
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br		Ar
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I		Kr
Cs	Ba	<i>d</i> - і <i>f</i> -метали		Tl	Pb	Bi	Po	At	Xe
Fr	Ra								Rn

СПОСОБИ ПЕРЕКРИВАННЯ ЕЛЕКТРОННИХ ХМАР

- Різниця в міцності σ і π -зв'язків в кратних зв'язках пояснює типові хімічні властивості сполук з кратними зв'язками.

σ -зв'язок

Електронні хмари перекриваються на лінії, яка з'єднує центри атомів



π -зв'язок

Місце перекривання електронних хмар не лежить на лінії, яка з'єднує центри атомів



ГІБРИДИЗАЦІЯ ЕЛЕКТРОННИХ ХМАР

З метою пояснення просторової структури молекул використовується постулат про гібридизацію валентних орбіталей в атомі під час утворення хімічних зв'язків цього атома.

Гібридизація, Л. Полінг, 1931

Процес вирівнювання орбіталей різних підрівнів за формою та енергією

Схеми гібридизації

	s	p	Гібридні орбіталі	Форма	Приклад
sp				—	$BeCl_2$ C_2H_2
sp^2				180° 120°	BCl_3 C_2H_4
sp^3				Плоска тригональна $109,5^\circ$	Тетраедрична CH_4

Валентні кути

sp — гібридизація 180°

sp^2 — гібридизація 120°

sp^3 — гібридизація $109,5^\circ$

СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ

- Чим більшою є різниця електронегативностей атомів, тим вищим є ступінь йонності зв'язку.
- Назва «ступінь окиснення» (як і інші подібні назви, наприклад «окисне число») пішло від поняття про окиснення, як втрату атомом електронів.

Ступінь окиснення (С.О.)

Умовний заряд атома в сполуці за умови, що вона складається тільки з іонів

Правила визначення С.О.

Негативне значення С.О. мають атоми, які приймають електрони від інших атомів

Позитивне значення С.О. мають атоми, які віддають свої електрони іншим атомам

Елемент у простій речовині має С.О., що дорівнює нуль

Метали мають тільки позитивні значення С.О.

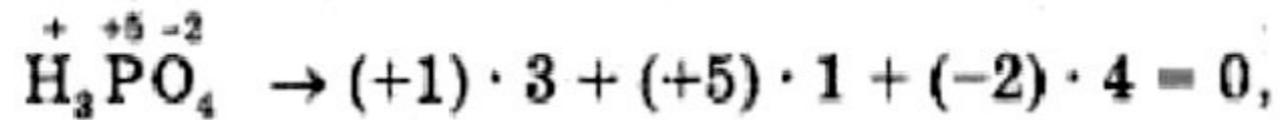
Метали I–III груп головних підгруп мають сталі С.О.: +1, +2, +3 відповідно

С.О. Флуору завжди -1

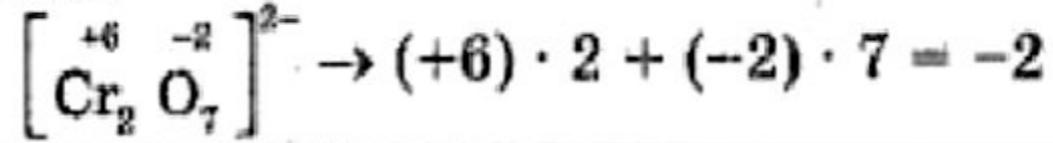
С.О. Оксигену майже завжди -2, окрім $\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$, пероксидів ($\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$)

С.О. Гідрогену в сполуках з неметалами -1, з металами +1

Алгебраїчна сума С.О. атомів у сполуці завжди дорівнює нулю:



а в складному іоні — заряду іона:



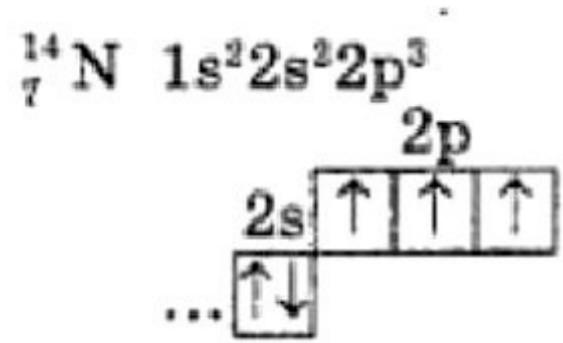
ВАЛЕНТНІСТЬ

- «Валентність» (від лат. «valentia») — «сила». Поняття було введено у 1853 р. англійським ученим Е. Франклендом.

Валентність

Здатність атомів утворювати хімічні зв'язки

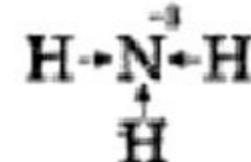
Кількісно визначається числом ковалентних зв'язків, якими певний атом поєднаний з іншими атомами



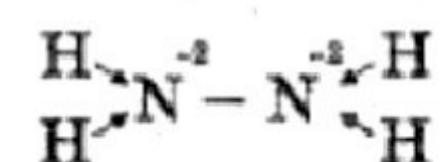
Азот N_2^{III}

$$\text{N}^{\text{v}} \equiv \text{N}^{\text{v}}$$

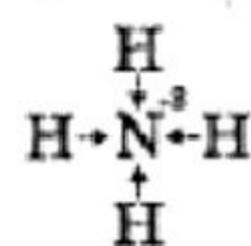
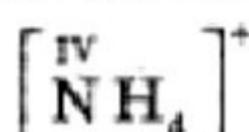
Амоніак NH_3^{III}



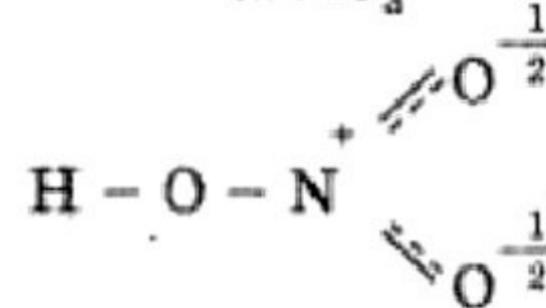
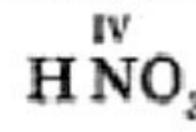
Гідразін $\text{N}_2\text{H}_4^{\text{III}}$



Іон амонію



Нітратна кислота



! Числове значення валентності та С.О. елемента в деяких сполуках не збігається

КІЛЬКІСНІ ЗАКОНИ ХІМІЇ



М. В. Ломоносов
(1711–1765 рр.)

- М. В. Ломоносов — російський учений-енциклопедист, один із засновників сучасного природознавства. За словами О. С. Пушкіна: «Історик, ритор, механік, хімік, мінеролог, художник і віршотворець — він усе дослідив і все збагнув».
- Антуан Лавуазье — французький учений, один із засновників сучасної хімії. Експериментально довів, що повітря — це суміш газів. Пояснив роль кисню в процесах горіння, дихання, встановив хімічний склад води та багатьох інших речовин і мінералів.
- Жозеф Пруст — французький хімік. Відкрив гідроксиди металів, досліджував оксиди та сульфіди металів. Виділив глукозу, дослідив камфору, крохмаль, цукор, відкрив амінокислоту лейцин.
- Джон Dalton — англійський хімік і фізик. Стояв біля витоків атомістичного вчення. Першим визначив атомні маси багатьох елементів. Описав дефект зору, який пізніше назвали дальтонізм.



Антуан Лавуазье
(1743–1794 рр.)



Жозеф Пруст
(1754–1826 рр.)



Джон Дальтон
(1766–1844 рр.)

Закон збереження маси речовин, М. В. Ломоносов, 1748–1756, А. Лавуазье, 1777

Загальна маса речовин, що вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, які утворюються під час реакції

$$\text{Для реакції } aA + bB = cC + dD$$

$$m(A) + m(B) = m(C) + m(D)$$

Загальна кількість атомів до і після реакції залишається незмінною

Закон сталості складу речовин, Ж. Л. Пруст, 1797

Кожна чиста речовина молекулярної будови має стабільний склад незалежно від місця та способу добування

Дальтоніди — речовини, склад яких є стабільним: не залежить від способу їх добування

Бертоліди — нестехіометричні сполуки, склад яких залежить від способу добування
 $\text{UO}_{0,9} + \text{UO}_{1,3} (\text{UO})$

Закон кратних відношень, Дж. Дальтон, 1803

Якщо хімічні елементи A і B можуть поєднуватися між собою, утворюючи декілька різних сполук, то маси елемента A , який зв'язується з постійною кількістю елемента B , відносяться як невеликі цілі числа

Нітроген оксиди	$m(\text{N})/m(\text{O})$	Маси Нітрогену в цих сполуках відносяться як
N_2O	14/8	5 : 4 : 3 : 2 : 1
NO	7/8	
N_2O_3	4,67/8	
NO_2	3,5/8	
N_2O_5	2,8/8	

Фізичні величини

Фізична величина	Формули для визначення фізичної величини	Одиниці вимірювання
Відносна атомна маса елемента A ,	$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})}$	—
Відносна молекулярна маса речовини M_r ,	$M_r = \frac{m(\text{молекули})}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})}$	—
Молярна маса M	$M = \frac{m}{v}$	г/моль; кг/моль
Маса речовини m	$m = M \cdot v = V \cdot \rho$	г; кг
Кількість речовини v (n)	$v = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$	моль
Об'єм газу V	$V = \frac{m}{\rho} = V_m \cdot v$	л; м ³

Фізична величина	Формули для визначення фізичної величини	Одиниці вимірювання
Молярний об'єм V_m	$V_m = \frac{V}{n} = \frac{M}{\rho}$	л/моль
Густина ρ	$\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$	г/мл; г/см ³ ; кг/м ³
Відносна густина газів D	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$	—
Масова частка елемента в речовині W	$W(E) = \frac{A_r(E) \cdot n}{M_{r(\text{реч})}},$ де n — індекс елемента	—
Масова частка частини в цілому w	$w(\text{частини}) = \frac{m(\text{частини})}{m(\text{цілого})}$	—
Вихід речовини η	$\eta = \frac{m_{\text{практична}}}{m_{\text{теоретична}}}$	—
Об'ємна доля газу в суміші ϕ	$\phi(\text{газу}) = \frac{m(\text{газу})}{m(\text{суміші})}$	—

ГАЗОВІ ЗАКОНИ



- Амедео Авогадро — італійський фізик і хімік. Заклав основи молекулярної теорії. Визначив склад, відносну молекулярну масу багатьох речовин. Довів, що молекули водню, кисню, азоту, хлору двоатомні.
- Жозеф-Луї Гей-Люссак — французький хімік і фізик. Здійснив фундаментальні дослідження в галузі фізичної, неорганічної та органічної хімії. Вивчав галогени, сприяв поширенню об'ємних методів у аналітичній хімії.



Закон Авогадро, Авогадро, 1811

Рівні об'єми різних газів за одинакових умов містять однакову кількість молекул

Наслідки із закону Авогадро

Один моль будь-якого газу за одинакових умов займає одинаковий об'єм (молярний об'єм V_m)

Нормальні умови (н. у.): $T = 273^\circ\text{K} = 0^\circ\text{C}$.

$$P = 101,325 \text{ кПа} = 760 \text{ мм. рт. ст.}$$

$$V_m = \text{const} = 22,4 \text{ л/моль}$$

Маса одного й того ж об'єму газу тим більша, чим більша маса його молекул. Відношення мас одинакових об'ємів газів за одинакових умов дорівнює відношенню їх молярних мас

Розрахункові формулі

$$V_m = \frac{V(\text{газу})}{v(\text{газу})}$$

де V_m — молярний об'єм газу (л/моль)

V — об'єм газу (л)

v — кількість речовини газу (моль)

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де m_1, m_2 — маси одинакових об'ємів газів

M_1, M_2 — молярні маси різних газів

D — відносна густота.

Приклад:

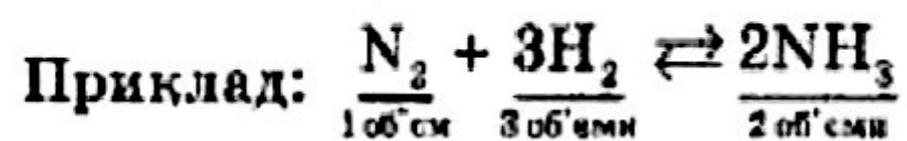
$$\text{Відносна густота газу за воднем } D_{H_2} = \frac{M(\text{газу})}{M(H_2)}$$

$$\text{Відносна густота газу за повітрям } D_{\text{пов}} = \frac{M(\text{газу})}{M(\text{повітря})}$$

$$\bar{M}(\text{повітря}) = 29 \text{ г/моль}$$

Закон об'ємних відношень газів, Гей-Люссак, 1809

Об'єми газів, які вступають у хімічну реакцію та утворюються під час реакції, відносяться між собою як невеликі цілі числа (як їх коефіцієнти)



Закон Бойля-Маріотта

При постійній температурі

$$PV = \text{const}$$

P — тиск

V — об'єм

Закон Гей-Люссака

При постійному тиску

$$\frac{V}{T} = \text{const}$$

V — об'єм

T — температура (К)

Об'єднаний закон

$$\frac{PV}{T} = \text{const}$$

Для розв'язання задач

$$\frac{P_n V_n}{T_n} = \frac{P V}{T}$$

де P_n — тиск
 V_n — об'єм
 T_n — температура

} за н. у.

Рівняння Менделєєва-Клапейрона

$$pV = vRT \text{ або } pV = \frac{m}{M} RT$$

p — тиск (кПа)

V — об'єм (л)

v — кількість речовини газу (моль)

m — маса (г)

M — молярна маса (г/моль)

T — температура (К)

R — універсальна газова стала $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

- Перші наукові уявлення про каталіз виникли майже одночасно з розвитком атомної теорії будови речовин.
- Назву «каталіз» увів Й. Я. Берцеліус у 1835 р. (від грец. «каталоо» — руйнування)
- М. Зелинський: «Нездійснимих реакцій немає, якщо реакція не відбувається, то ще не знайдений каталізатор».

Хімічна реакція

Явіще, під час якого речовини перетворюються та інші речовини

Класифікація хімічних реакцій за ознакою

зміна числа вихідних речовин і продуктів реакції	сполучення $MgO + CO_2 = MgCO_3$
	розкладу $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$
	заміщення $2NaBr + Cl_2 = 2NaCl + Br_2$
	обміну $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$
виділення або поглинання теплоти	екзотермічні $H_2 + Cl_2 = 2HCl; \Delta H = -184,6 \text{ кДж}$
	ендотермічні $N_2 + O_2 = 2NO; \Delta H = 180,8 \text{ кДж}$
zmіна ступеня окиснення елементів	окисно-відновні $4H^+ N\overset{+5}{O}_3^- \rightleftharpoons 2H_2O + 4\overset{+4}{N}\overset{+6}{O}_2 + O_2^0$
	без зміни ступеня окиснення елементів $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
оборотність реакції	оборотні $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$
	необоротні $KMnO_4 \xrightarrow{t} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$

! Існують і інші класифікації: за наявності кatalізатора, за механізмом тощо

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ (ОВР)

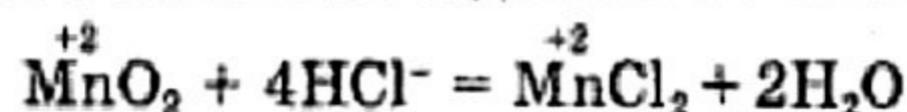
Суть процесів окиснення і відновлення як втрати і приєднання електронів уперше було визначено українським ученим, академіком Л. В. Писаржевським (1874–1938 рр.).

ОВР

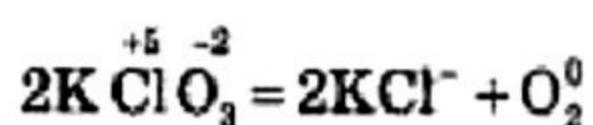
Хімічні реакції, під час яких відбувається зміна С. О. елементів

Види ОВР

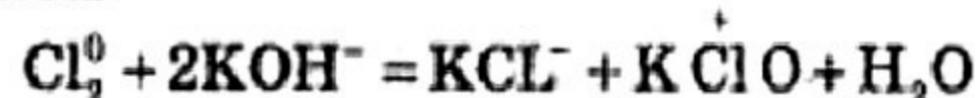
Міжмолекулярні реакції, в яких і окисник і відновник містяться у різних речовинах



Внутрішньомолекулярні — реакції, де окисник і відновник (атоми різних елементів) входять до складу однієї речовини

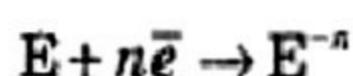


Диспропорціонування — реакції в яких атоми одного елемента, що знаходяться в одній речовині, є і окисником і відновником



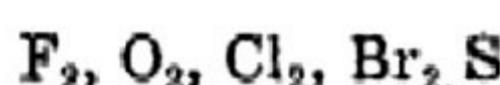
Окисник

Елемент, що приймає електрони, сам відновлюється

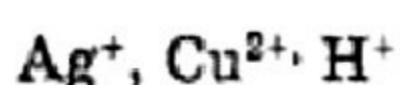


Найважливіші окисники

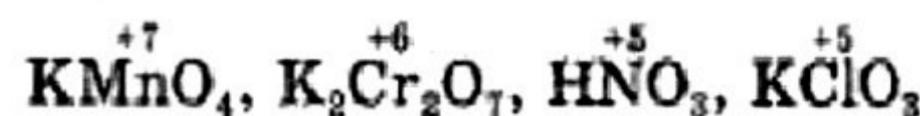
1. Неметали, що під час ОВР переходять у негативно заряджені іони:



2. Катіони металів і Гідрогену, які під час ОВР переходять до нейтрального стану:

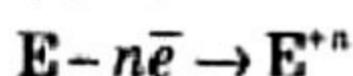


3. Іони і молекули, які містять атоми металів і неметалів у високих С. О.



Відновник

Елемент, що віддає електрони, сам окиснюється

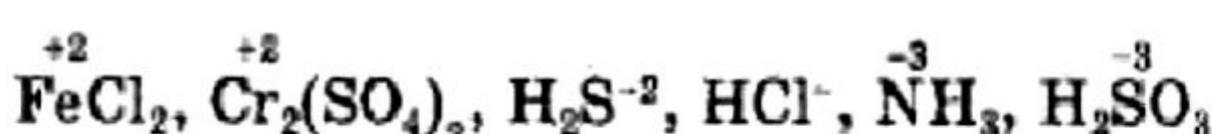


Найважливіші відновники

1. Метали

2. Деякі неметали (H_2 , B , C), які переходять під час ОВР до стану з позитивними С. О.

3. Складні речовини, до складу яких входять елементи з низькими С. О., які переходять під час ОВР в більш високі С. О.:



ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНОЇ РЕАКЦІЇ

- У. Л. Бертолле (1748–1822 рр.) — французький хімік, академік. Уперше розробив основні закономірності протікання хімічних реакцій. Має низку вагомих робіт з неорганічної хімії.
- Якоб Вант-Гофф (1852–1911 рр.) — нідерландський хімік і фізик, перший лауреат Нобелівської премії з хімії (1901 р.), один із засновників стереохімії, хімічної кінетики, вчення про розчини.

Хімічна кінетика

Вивчає швидкості та механізми хімічних реакцій

Швидкість хімічної реакції (середня)

Зміна кількості речовини (Δv) реагенту або продукту реакції за певний відрізок часу (Δt).

$$v = \pm \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

«-» — для реагентів

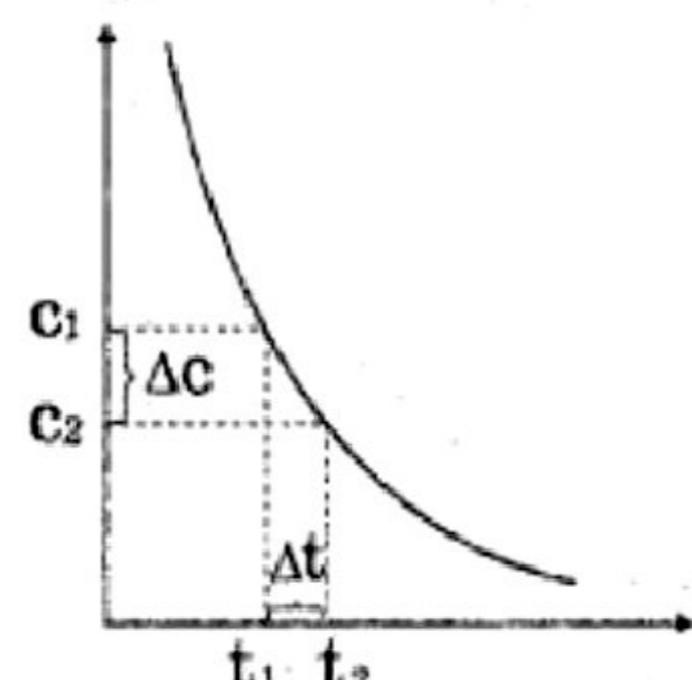
«+» — для продуктів реакції

Для реакцій у розчині кількість речовини відносять до одиниці об'єму реакційного простору

$$v = \pm \frac{1}{V} \frac{\Delta v}{\Delta t} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Для гетерогенних реакцій кількість речовини відносять до одиниці поверхні

$$v = \pm \frac{1}{S} \frac{\Delta v}{\Delta t}$$



Графік залежності концентрації реагентів від часу реакції

Істинна швидкість реакції

Швидкість у певний момент часу

Швидкість визначається

- Кількістю зіткнень частинок.
- Енергією частинок

Швидкість залежить

- Від концентрації реагуючих речовин.

Закон діючих мас (К. М. Гульдберг, Г. Вааге 1864–1867):
для реакції $nA + mB \rightarrow C$

$$V = kC^n(A) \cdot C^m(B)$$

$C(A), C(B)$ — концентрації реагуючих речовин

2. Від температури

Правило Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість більшості хімічних реакцій зростає в 2–4 рази

$$\frac{V_2}{V_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

V_2, V_1 — швидкості реакцій відповідно при температурах t_2 і t_1 ;

γ — температурний коефіцієнт реакції (2 + 4)

3. Від розміру реагуючих частинок.

Тверді речовини реагують швидше, якщо вони тонко подрібнені

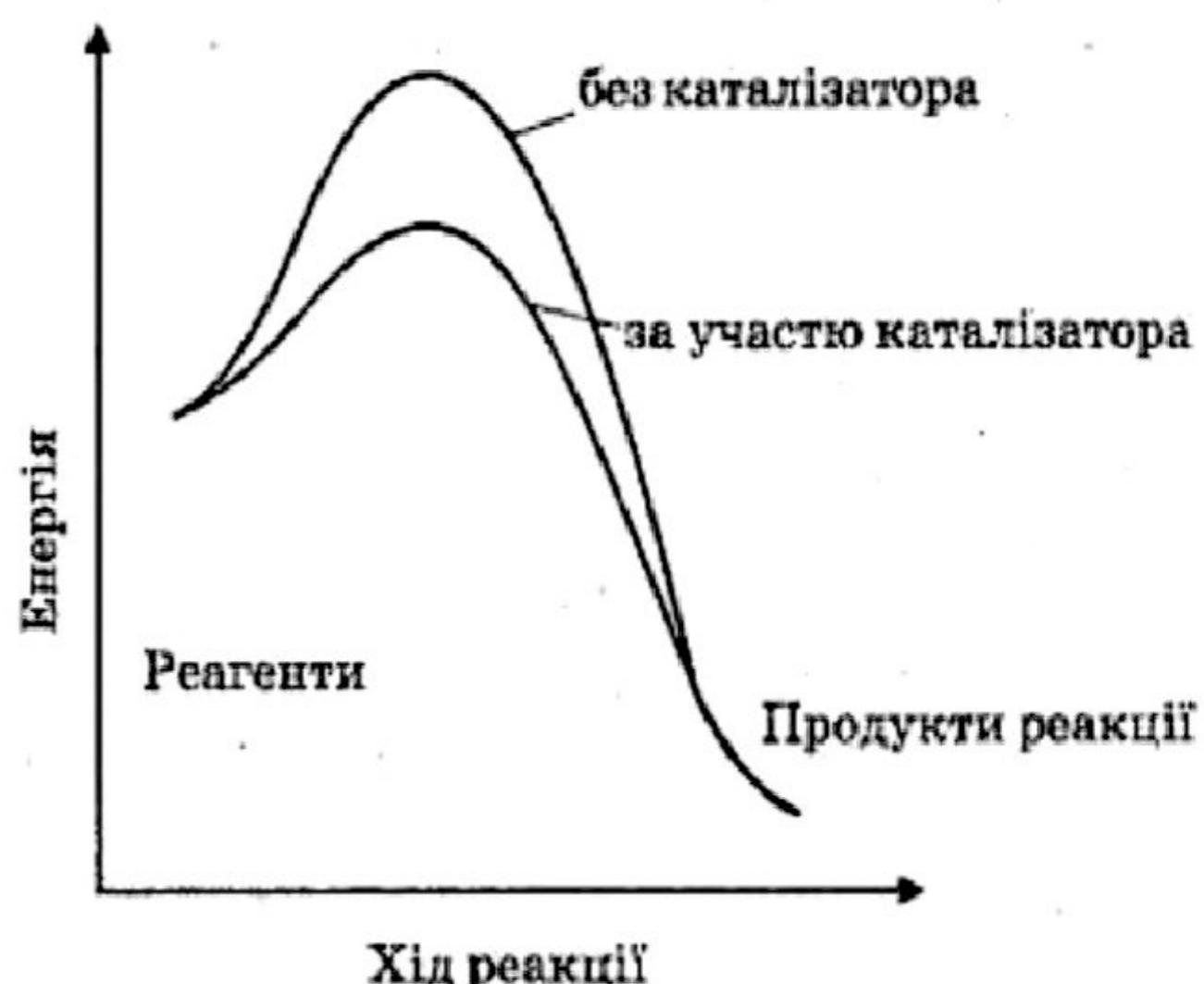
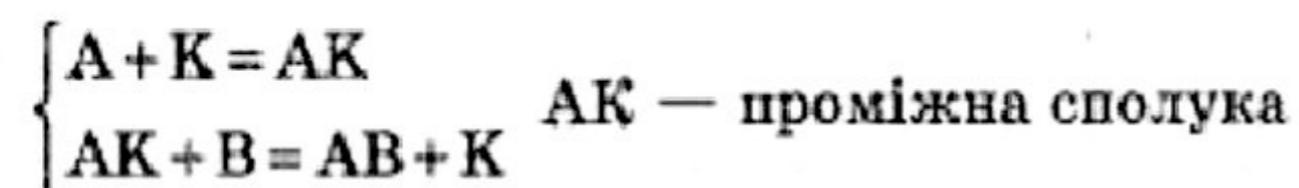
4. Від тиску

Для газуватих речовин збільшення тиску приводить до зростання швидкості реакції

5. Від наявності катализатора — прискорює реакцію
інгібітора — уповільнює реакцію.

Механізм дії катализатора

Для реакції $A + B = AB$ (за участю катализатора K)



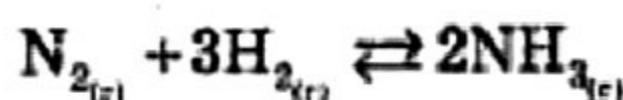
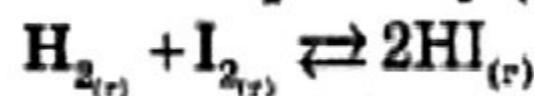
ОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА



- Ле Шательє — французький фізико-хімік, металознавець. Досліджував термодинамічну рівновагу, металічні сплави, сконструював металографічний мікроскоп.

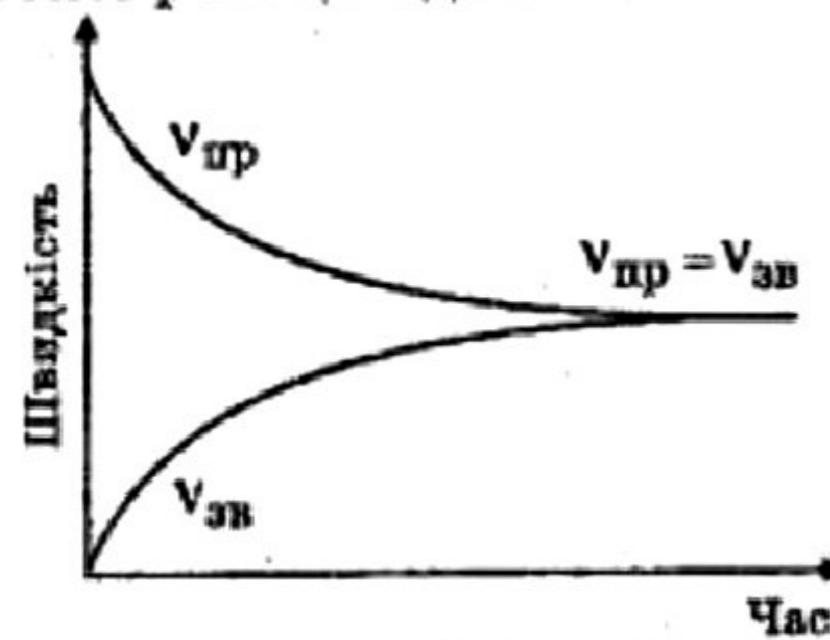
Оборотні реакції

Реакції, які відбуваються в обох напрямках: прямому (\rightarrow) і зворотному (\leftarrow)



Хімічна рівновага (динамічна рівновага)

Стан реагуючої системи, коли швидкості прямої і зворотної реакції однакові.



Константа рівноваги

Для реакції $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [A]^a [B]^b$$

$$v_{\text{зв}} = k_{\text{зв}} [C]^c [D]^d$$

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{зв}}$$

$$k_{\text{пр}} [A]^a [B]^b = k_{\text{зв}} [C]^c [D]^d$$

$$\frac{k_{\text{зв}}}{k_{\text{пр}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \text{ або } K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$[A], [B], [C], [D]$ — рівноважні концентрації речовин A, B, C, D.

Зміщення хімічної рівноваги — перехід з одного рівноважного стану до іншого

Принцип Ле Шательє

Якщо на систему, що перебуває у стані хімічної рівноваги, здійснюється вплив (змінюється температура, тиск або концентрація речовин), то переважно відбувається та реакція, яка зменшує цей вплив

P	Якщо тиск підвищується, рівновага зміщується в бік зменшення об'єму реагуючої системи
	Якщо тиск знижується, рівновага зміщується в бік збільшення об'єму реагуючої системи
T	Якщо температура підвищується, рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції
	Якщо температура знижується, рівновага зміщується в бік екзотермічної реакції
C	Якщо збільшується концентрація одного з реагентів, рівновага зміщується в бік прямої реакції
	Якщо зменшується концентрація одного з реагентів, рівновага зміщується в бік зворотної реакції

РОЗЧИНИ

- В Алжирі розташоване чорнильне озеро. У це озеро впадають дві річки: вода однієї приносить багато розчинених солей Феруму, а вода іншої — гумінові речовини, що утворюються в ґрунті внаслідок розкладання рослинних решток. Змішуючись, ці речовини й утворюють чорнило.
- Є озера з молочно-білою (на Курилах, в Індонезії) і блакитною (в Індонезії) водою, що обумовлене наявністю в ній хлоридної та сульфатної кислот різної концентрації. Червоні озера (в Індонезії) зобов'язані своїм кольором — йонам Феруму. Зустрічаються й зелені озера (на Камчатці), у яких створюються чудові умови для життя синьо-зелених водоростей.
- Йони Аргентуму в малих дозах знезаражують воду.

Розчин

Гомогенна система змінного складу, яка складається з двох чи більше компонентів і продуктів їх взаємодії:

$$\text{Розчин} = \text{Розчинена речовина} + \text{Розчинник}$$

Розчинник

Кількісно переважає та перебуває в тому ж самому агрегатному стані, що й розчин

Агрегатний стан розчинів

Рідини	Твердий	Газоподібний
Розчини солей у воді, спирту у воді	Сплави (срібло у золоті, ртуть у сріблі)	Суміші газів, повітря

Сталість розчинів

Визначається розміром розподілених частинок		
10^{-9} м — молекулярні, істинні розчини	10^{-7} — колоїдні розчини	10^{-4} – 10^{-5} м — зависі

сусpenзії (тверді речовини в рідині)
емульсії (рідини в рідині)

Характеристика розчинів

Якісна	Кількісна
Розбавлений розчин: відносно малий вміст розчиненої речовини.	Масова частка розчиненої речовини в розчині: $w(\text{р. р.}) = \frac{m(\text{р. р.})}{m(\text{розчину})}$
Концентрований розчин: відносно великий вміст розчиненої речовини.	Молярна концентрація: $c(\text{р. р.}) = \frac{v(\text{р. р.})}{V(\text{розчину})}$ [моль/л]
Умовні поняття: 98% H_2SO_4 концентровані 38% HCl	
Насичений розчин — розчин, що перебуває у рівновазі з розчиненою речовиною	

Розчинність речовини

Здатність речовин розчинятися у воді чи іншому розчиннику

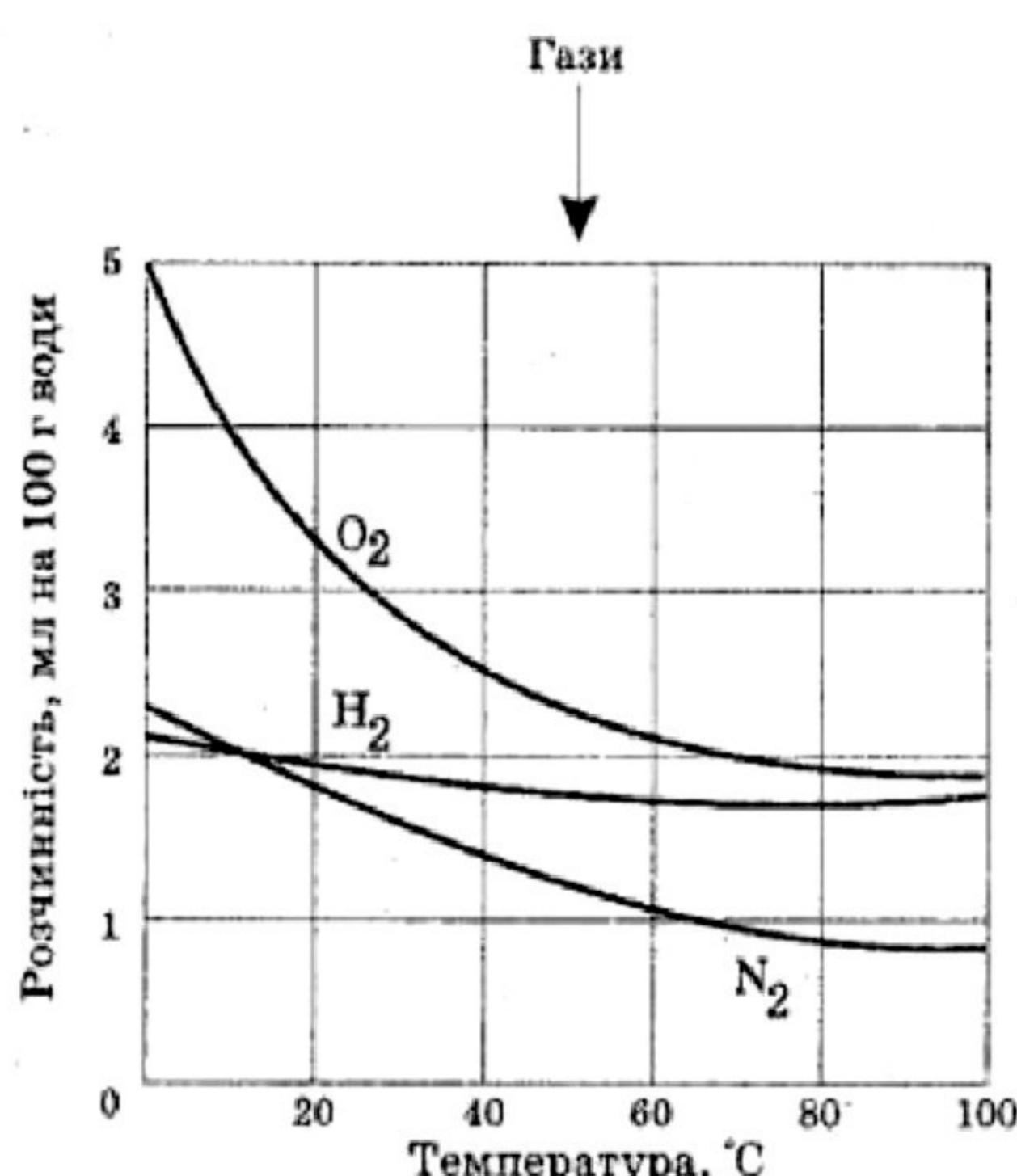
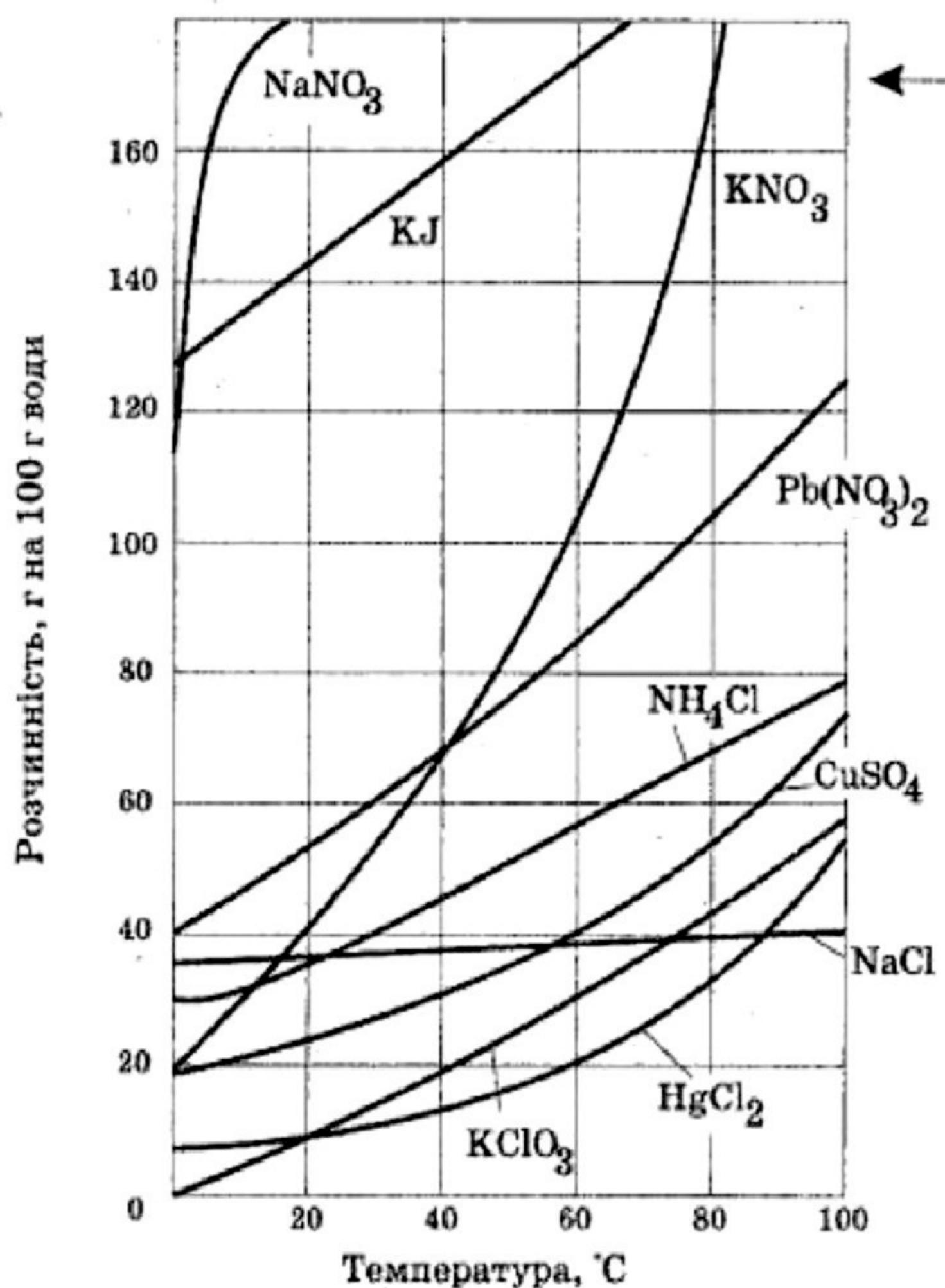
Речовини за розчинністю у воді

добре розчинні (цукор, спирт, амоніак)	малорозчинні (гіпс, діетиловий етер, кисень)	практично нерозчинні (срібло, рослинна олія, інертні гази)
---	---	---

Коефіцієнт розчинності

Маса безводної речовини, яка насичує 100 г розчинника при даній температурі

Криві розчинності



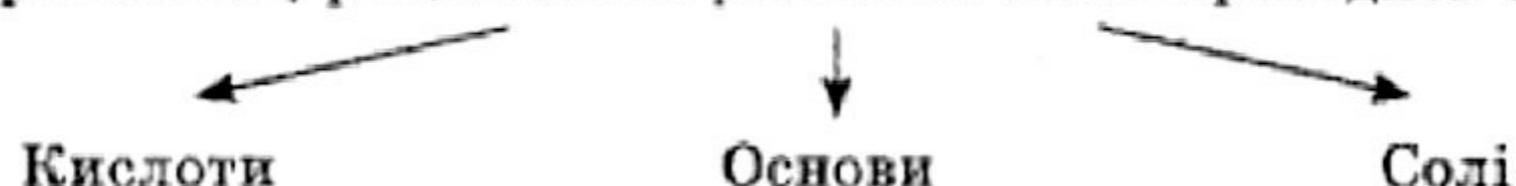
Розчинення	фізичний процес: склад розчинів не є сталим, змінюється в широких межах
	хімічний процес: розчинення супроводжується виділенням або поглинанням теплоти

ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ (ТЕД)

- Сванте Август Арреніус (1859–1927 рр.) — шведський фізик і хімік. У 1887 р. сформулював основні положення про електролітичну дисоціацію. Працював в галузі хімічної кінетики, астрономії, астрофізики, біології. Лауреат Нобелівської премії (1903 р.).
- І. А. Каблуков і В. О. Кистяковський — російські вчені, незалежно один від одного запропонували, що з молекулами води реагують йони електроліту, тобто відбувається гідратадія йонів.
- Дисоціація (від лат. dissociatio) — «роз'єднання».
- Електроліти (від гр. «lytos») — «розвинений».

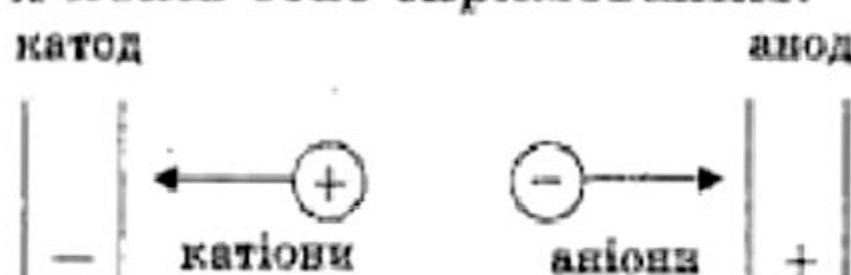
ТЕД, Сванте Арреніус, 1887

Електроліти — речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм

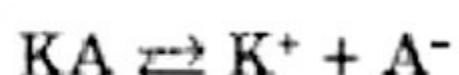


Під час розчинення у воді електроліти розпадаються (дисоціюють) на йони (електролітична дисоціація)

Під дією електричного струму рух йонів стає спрямованим:



Дисоціація — зворотний процес: паралельно з розпадом речовин на йони (дисоціація) відбувається процес сполучення йонів (асоціація):



Ступінь дисоціації

$$\alpha = \frac{n(\text{число молекул, що розпалися})}{N(\text{загальне число молекул})}$$

Електроліти за ступенем дисоціації

3 %

α

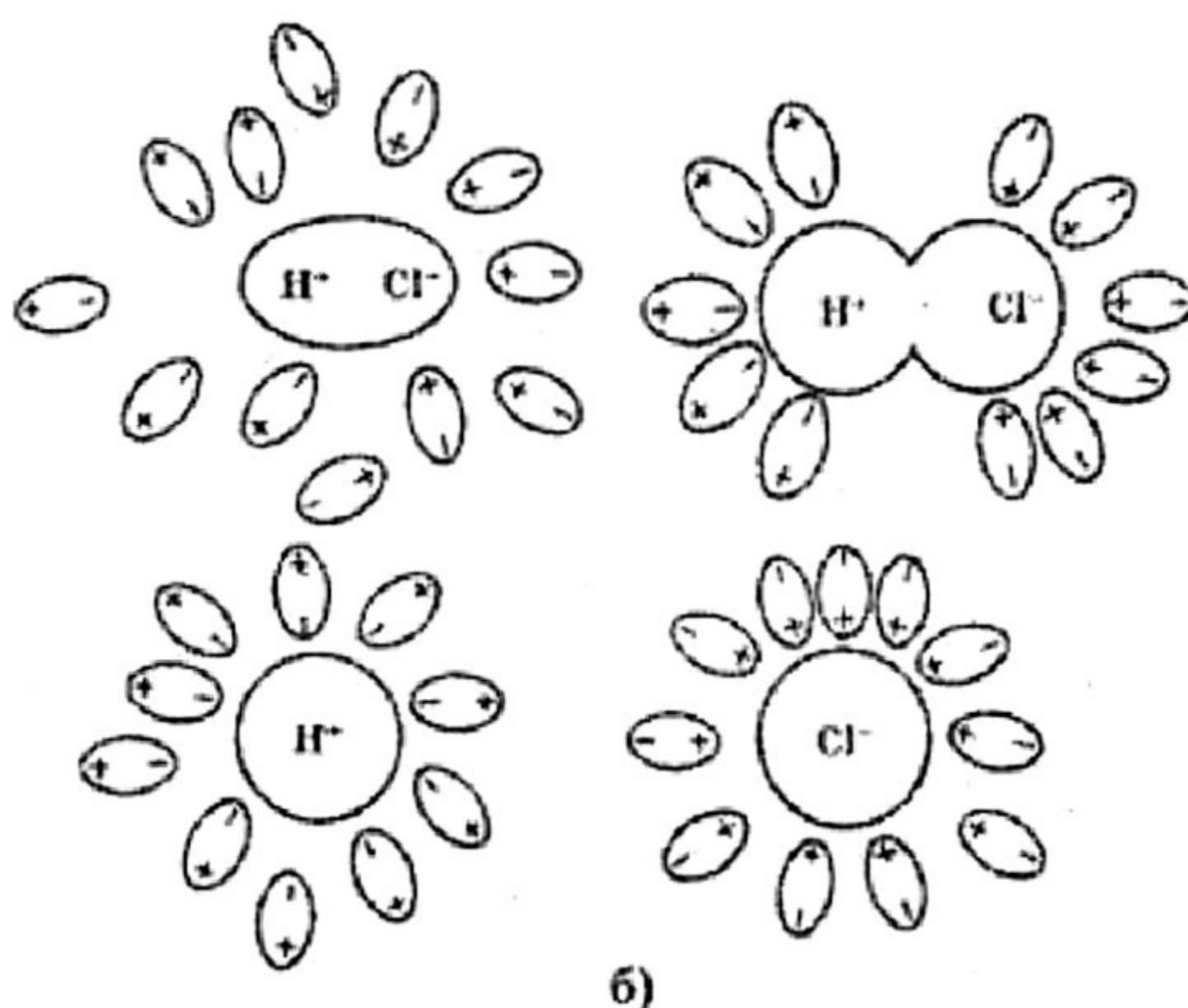
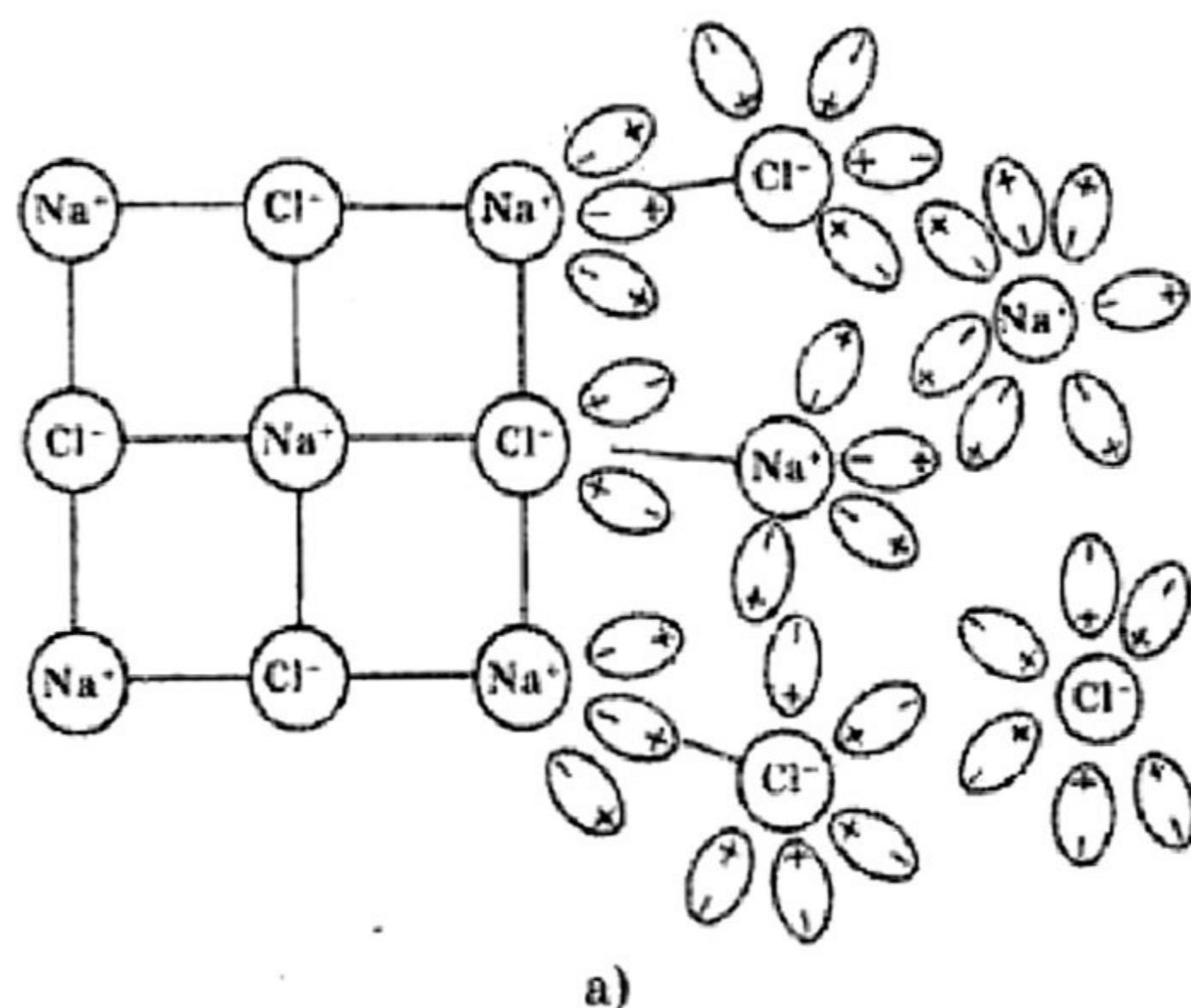
30 %

Слабкі електроліти
1. вода
2. солі важких металів
3. нерозчинні основи
4. кислоти H_2S , H_2SiO_3 , HNO_2 ,
 H_2CO_3 , CH_3COOH , інші органічні кислоти

Електроліти середньої сили
 H_2SO_4 , H_3PO_4

Сильні електроліти
1. майже всі солі
2. луги
3. кислоти $HClO_4$, H_2SO_4 ,
 HNO_3 , HCl , HI , HBr

Механізм дисоціації



а — з іонним типом хімічного зв'язку (NaCl); б — з ковалентним типом хімічного зв'язку (HCl)

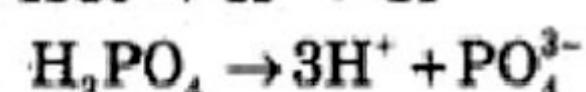
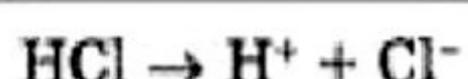
Дисоціація солей

середніх	кислих	основних
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{KHS} \rightarrow \text{K}^+ + \text{HS}^-$ $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$	$\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{Cl}^-$ $\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})^+ + \text{NO}_3^-$

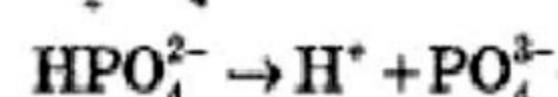
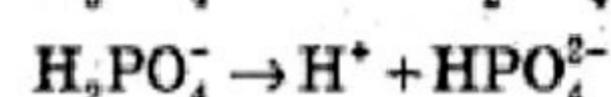
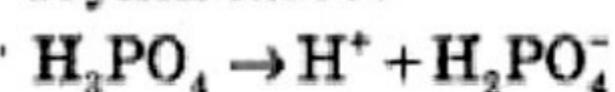
Дисоціація основ

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	ступінчасто: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})^+ + \text{OH}^-$ $\text{CuOH}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{OH}^-$
---	---

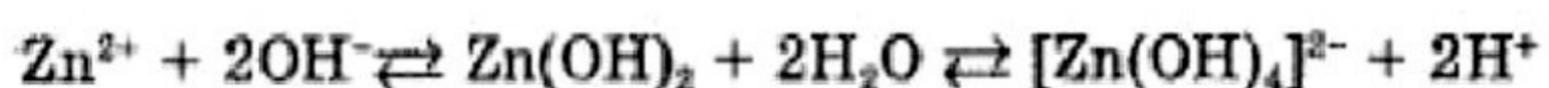
Дисоціація кислот



ступінчасто:

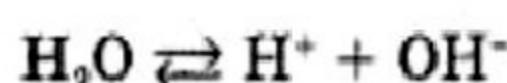


Дисоціація амфотерних електролітів



дисоціюють як кислоти і як основи, тому здатні реагувати і з основами, і з кислотами

Дисоціація води



Дослідом встановлено: в 1 л води за $t = 25^\circ\text{C}$ дисоціє 10⁻⁷ моль/л води, утворюється 10⁻⁷ моль/л H^+ і 10⁻⁷ моль/л OH^-

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$ — концентрації іонів Гідрогену та гідроксид-іонів

$$K_w = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \rightarrow K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

K_w — йонний добуток води

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \text{ або } [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

pH — водневий показник — десятковий логарифм концентрації іонів Гідрогену, взятий з протилежним знаком

pH $\begin{cases} < 7 & [\text{H}^+] > [\text{OH}^-] \text{ кисле середовище} \\ = 7 & [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \text{ нейтральне середовище} \\ > 7 & [\text{H}^+] < [\text{OH}^-] \text{ лужне середовище} \end{cases}$

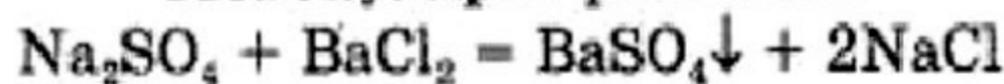
Реакції іонного обміну

Реакції між іонами в водних розчинах електролітів

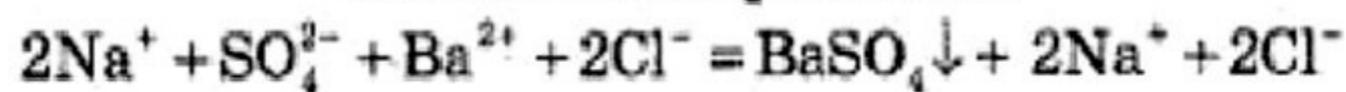
Умови:

1. випадання осаду \downarrow 2. виділення газу \uparrow 3. утворення малодисоційованих речовин

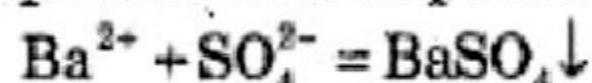
Молекулярне рівняння



Повне іонне рівняння

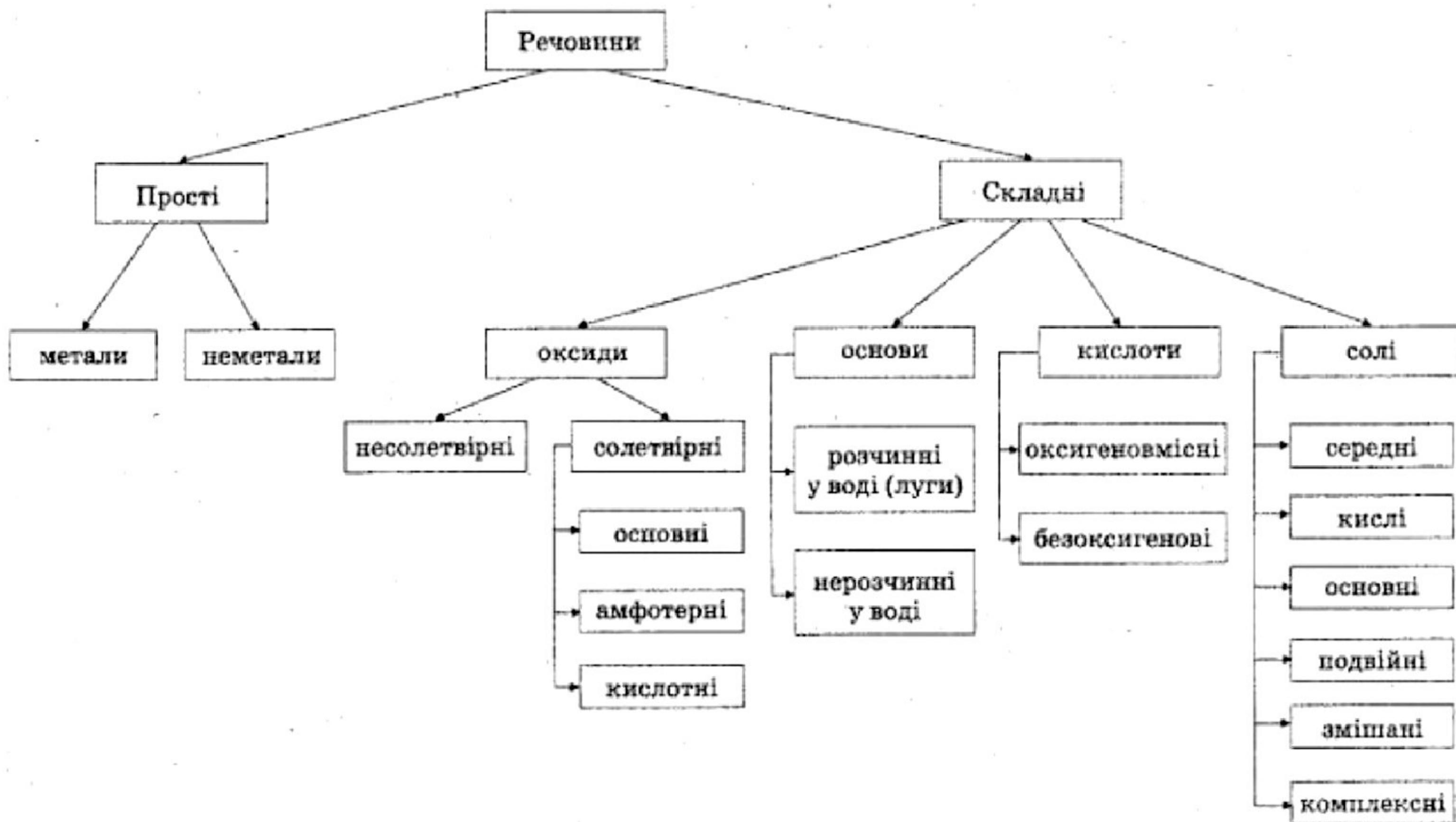


Скорочене іонне рівняння



ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

- Номенклатура (від лат. nomenclatura — розпис імен). В хімії — це система правил, за допомогою яких кожній речовині можна дати ім'я та навпаки, знаючи назву, записати її хімічну формулу.
- Часто використовують тривіальні (від лат. trivialis — звичайний) назви речовин. Наприклад, єдкий натр (каустик) — натрій гідроксид, нашатирний спирт — водний розчин амоніаку, ляпіс — аргентум(I) нітрат.

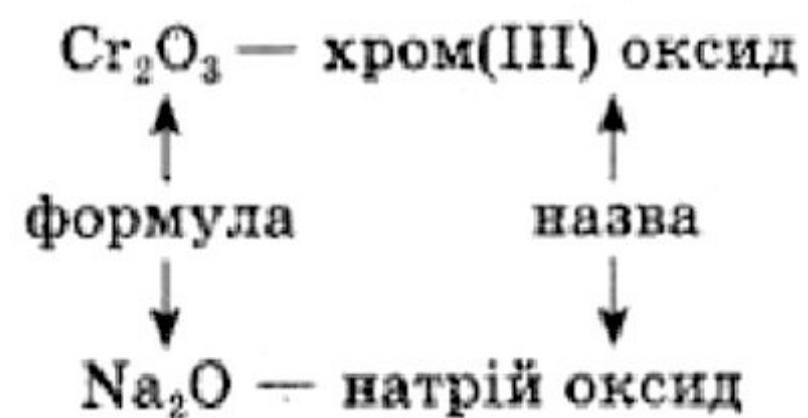


ОКСИДИ

- Один із найінертніших і найтупоплавких оксидів — Ta_2O_5 ($t_{пл} = 1890^{\circ}\text{C}$) використовують для виготовлення покриття літальних апаратів.

Оксиди

Складні речовини, які складаються з двох елементів, один з яких Оксиген у ступені окиснення -2



Класифікація оксидів

Солетвірні здатні утворювати солі			Несолетвірні не утворюють солей
Основні	Кислотні	Амфотерні	N ₂ O; NO; CO
Оксиди, яким відповідають основи Na ₂ O — NaOH MgO — Mg(OH) ₂	Оксиди, яким відповідають кислоти SO ₃ — H ₂ SO ₄ P ₂ O ₅ — H ₃ PO ₄	Залежно від умов виявляють основні або кислотні властивості ZnO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃	
Хімічні властивості			
1. Взаємодія з водою			
утворюють луги K ₂ O + H ₂ O = 2KOH	більшість утворюють кислоти SO ₃ + H ₂ O = H ₂ SO ₄	не взаємодіють	
2. Взаємодія з кислотами			
утворюють сіль і воду CuO + 2HCl = CuCl ₂ + H ₂ O	не взаємодіють	утворюють сіль і воду ZnO + 2HCl = ZnCl ₂ + H ₂ O	
3. Взаємодія з основами			
не взаємодіють	утворюють сіль і воду CO ₂ + 2NaOH = = Na ₂ CO ₃ + H ₂ O	утворюють сіль ZnO + 2NaOH + H ₂ O = = Na ₂ [Zn(OH) ₄]	
4. Взаємодія між собою			
4. Реагують між собою з утворенням солі CaO + CO ₂ = CaCO ₃			

Добування оксидів

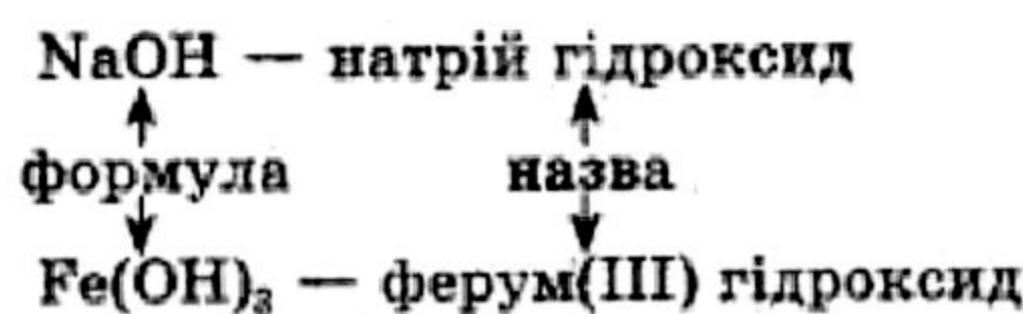
1	Окиснення простих речовин	2Mg + O ₂ = 2MgO C + O ₂ = CO ₂	
2	Окиснення складних речовин	2H ₂ S + 3O ₂ = 2H ₂ O + 2SO ₂	
3	Розкладання солей	CaCO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ CaO + CO ₂ 2Pb(NO ₃) ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ PbO + 4NO ₂ + O ₂ 2AgNO ₃ $\xrightarrow{t^\circ}$ Ag + NO ₂ + O ₂	! Крім карбонатів лужних металів 2KNO ₃ = 2KNO ₂ + O ₂ 2KClO ₃ = 2KCl + O ₂ або не розкладаються
4	Розкладання основ	Cu(OH) ₂ $\xrightarrow{t^\circ}$ CuO + H ₂ O	! Луги не розкладаються
5	Взаємодія кислото-окисників з металами та деякими неметалами	Cu + 2H ₂ SO ₄ = CuSO ₄ _(конц) + SO ₂ ↑ + H ₂ O Zn + 4HNO ₃ _(конц) = Zn(NO ₃) ₂ + 2NO ₂ ↑ + 2H ₂ O	

ОСНОВИ

- Лакмус — це складна суміш природних сполук. Був відомий ще в Стародавньому Єгипті та в Стародавньому Римі як фіолетовий барвник — замінник коштовного пурпura.
- Буряковий сік змінює забарвлення залежно від кислотності середовища.
- В теорії, яка розроблена американським фізико-хіміком Гілбертом Ньютоном Льюісом (1875–1946 рр.), кислота — це речовина, яка є акцептором електронної пари, а основа — донор електронної пари.
- Згідно з протолітичною теорією Ніколауса Бренстеда (Данія, 1879–1947 рр.) та Томаса Лоурі (Англія, 1874–1936 рр.) кислота — частинка, яка віддає протон (донор H^+), основа — частинка, яка приймає протон (акцептор H^+).

Основи

Складні речовини, які під час дисоціації у водному розчині з негативних іонів утворюють тільки гідроксид-іони OH^-



Розчинні у воді — луги
 NaOH , KOH , Ba(OH)_2

Нерозчинні у воді
 Fe(OH)_3 , Mg(OH)_2

Властивості

Фізичні

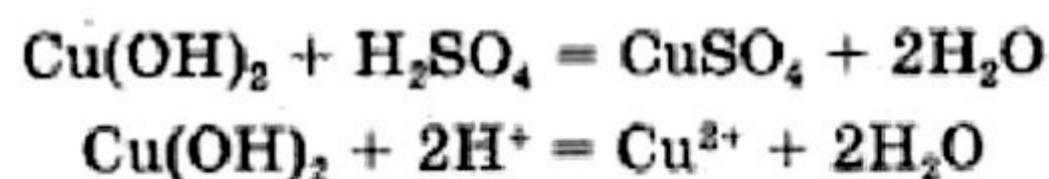
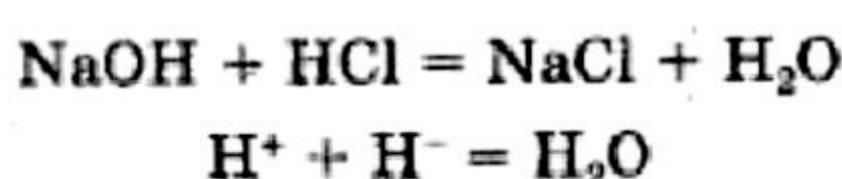
- Тверді кристалічні речовини.
- Деякі розчиняються у воді (луги).
- Водні розчини — мильні на дотик, роз'їдають шкіру, тканини (їдкі)!

Хімічні

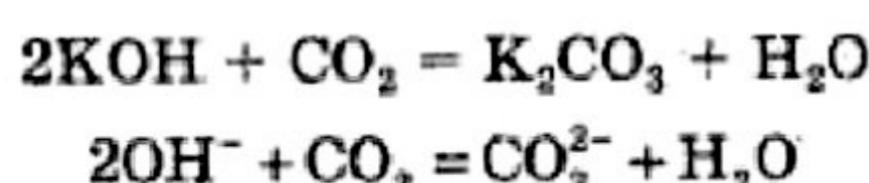
Луги

Нерозчинні основи

1. Взаємодія з кислотами (реакція нейтралізації)

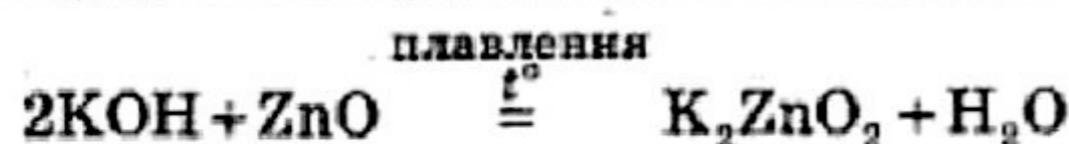


2. Взаємодія з кислотними оксидами



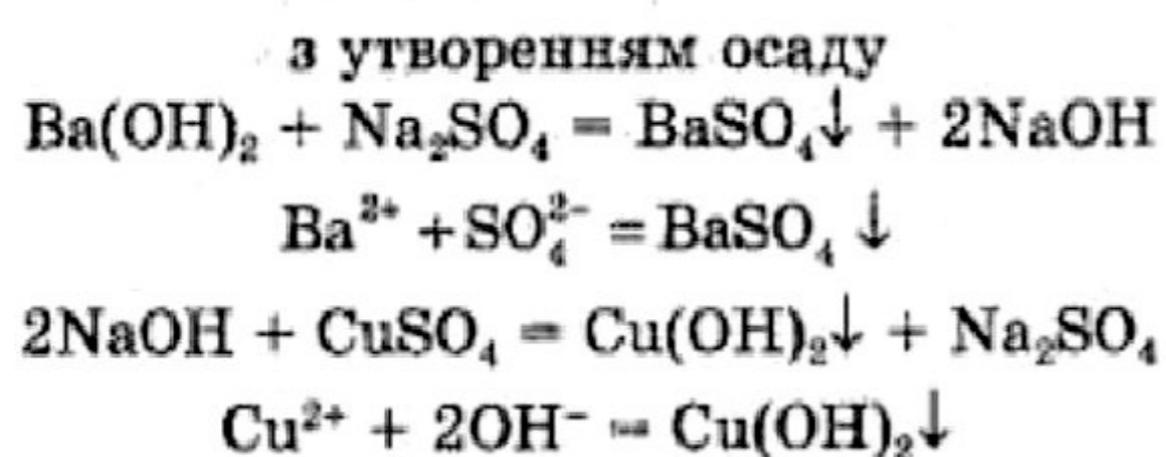
не взаємодіють

3. Взаємодія з амфотерними оксидами



не взаємодіють

4. Взаємодія з розчинами солей



не взаємодіють

5. Термічний розклад

не розкладаються

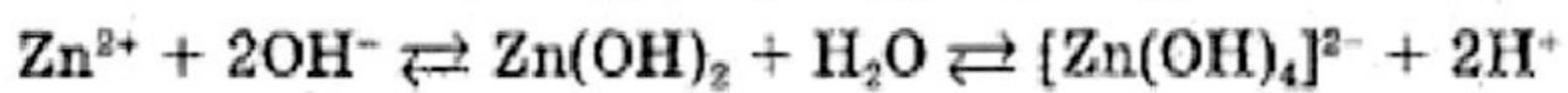
утворюється відповідний оксид і вода
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

! Розчини лугів мають $\text{pH} > 7$, змінюють забарвлення індикаторів:

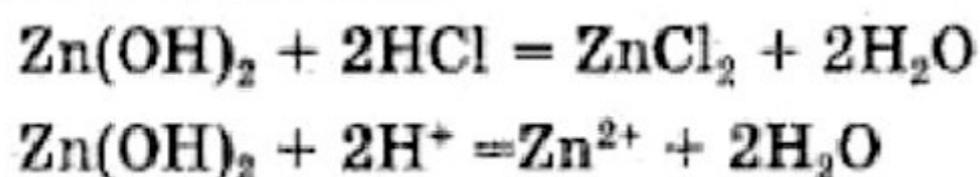
фенолфталеїн \rightarrow малинове
 лакмус \rightarrow синє
 метиловий оранжевий \rightarrow жовте

Амфотерні гідроксиди

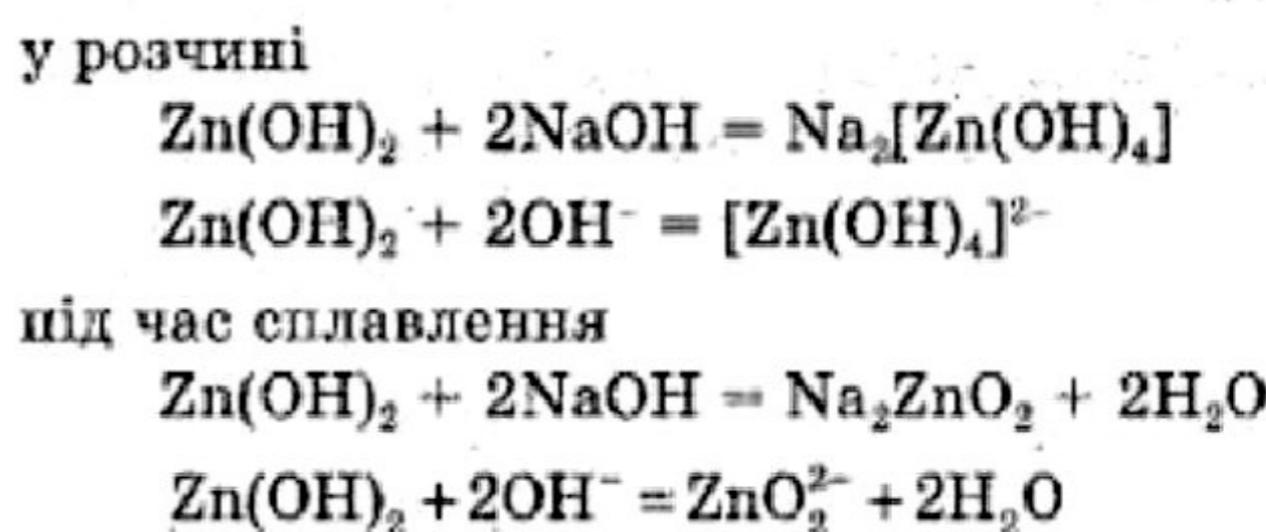
При дисоціації у воді утворюють катіони Гідрогену H^+ і гідроксид-йони OH^-
 $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Cr}(\text{OH})_3$



• з кислотами



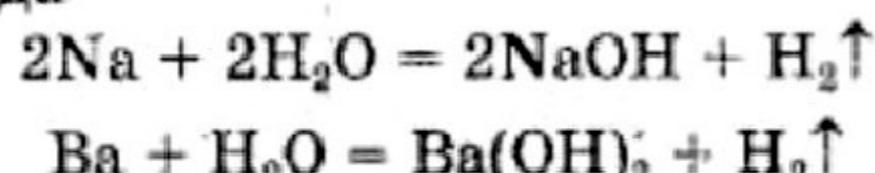
• з лугами



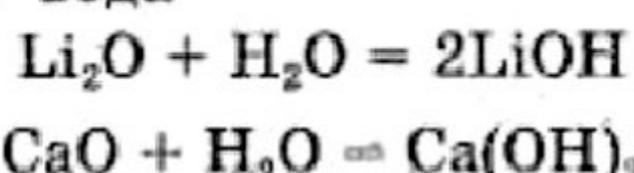
Добування

Луги

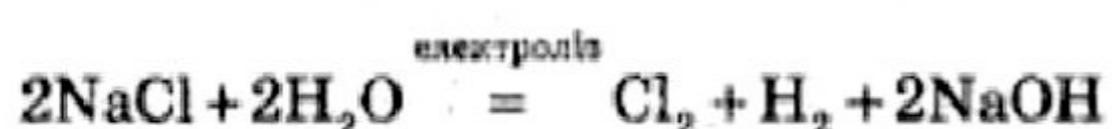
• метал + вода



• оксид металу + вода

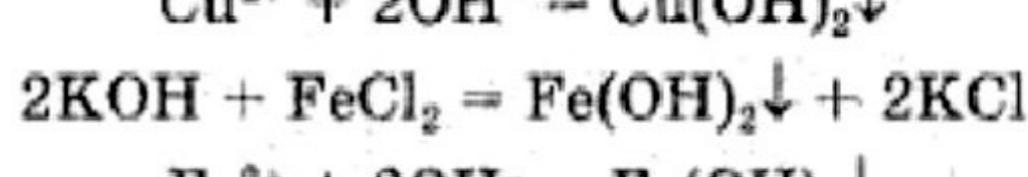
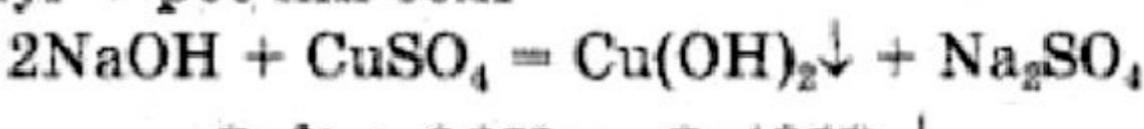


• електроліз водних розчинів солей лужних металів



Нерозчинні основи

• луг + розчин солі



КИСЛОТИ

- Спочатку під кислотою розуміли речовину, розчин якої мав кислий смак.
- Головні мінеральні кислоти — хлоридна, сульфатна та нітратна — були добуті ще алхіміками.
- Сама сильна кислота з відомих HClO_4 .

Кислоти

Складні речовини, які під час дисоціації у водному розчині з позитивних іонів утворюють тільки іони Гідрогену H^+ (гідроксонію H_3O^+)

<i>Безоксигенові</i>	<i>Оксигеновмісні</i>
HF — фторидна кислота	HNO_3 — нітратна кислота
HCl — хлоридна кислота	H_2SO_4 — сульфатна кислота
HBr — бромідна кислота	H_2SO_3 — сульфатна(IV) кислота, сульфітна
HI — іодидна кислота	H_3PO_4 — ортофосфатна кислота
H_2S — сульфідна кислота	H_2SiO_3 — силікатна кислота
	H_2CO_3 — карбонатна кислота

Властивості

<i>Фізичні</i>	<i>Хімічні</i>
<ul style="list-style-type: none"> • Тверді (H_3PO_4, H_2SiO_3, лимонна кислота) або рідини (H_2SO_4, HNO_3) • Більшість добре розчиняється у воді • Розчини мають кислий смак • Роз'їдають шкіру, тканини (їдкі)! 	<ul style="list-style-type: none"> • $\text{pH} < 7$ • Розчини змінюють забарвлення індикаторів лакмус \rightarrow червоне метиловий оранжевий \rightarrow рожеве • Взаємодія з металами, які стоять у ряду напруження до водню $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \quad ! \text{ крім } \text{HNO}_3 \text{ та } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)}$ • Взаємодія з основними та амфотерними оксидами $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ • Взаємодія з основами (реакція нейтралізації) $\text{Fe(OH)}_3 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ • Взаємодія із солями, якщо утворюється мало-розчинна сіль або летка сполука $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Добування

<ul style="list-style-type: none"> • Пряма взаємодія водню з неметалом з подальшим розчиненням у воді $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} \uparrow$	<ul style="list-style-type: none"> • кислотний оксид + H_2O $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$
$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HCl} \uparrow + \text{NaHSO}_4$	<ul style="list-style-type: none"> • неметал + сильний окисник (для деяких кислот) $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$

• сіль + менш летка кислота



СОЛІ

- Сіль є кислота, в якій Гідроген замінений металом» (Д. І. Менделєєв «Основи хімії»).
- Сіль — від лат. «*sil*» — сонце.

Солі

Електроліти, які у водних розчинах дисоціюють на катіони металів (або амоній-катіони) й аніони кислотних залишків (а іноді ще й іони Гідрогену H^+ і гідроксид-іони OH^-)

<i>Середні</i>	Результат повного заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал або групи OH основи на кислотні залишки $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$ $Ba(NO_3)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2NO_3^-$
<i>Кислі</i>	Результат неповного заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металу $NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^- \rightleftharpoons Na^+ + H^+ + CO_3^{2-}$
<i>Основні</i>	Результат неповного заміщення гідроксогруп основи на кислотні залишки $Mg(OH)Cl \rightarrow Mg(OH)^+ + Cl^- \rightleftharpoons Mg^{2+} + OH^- + Cl^-$
<i>Подвійні</i>	Складаються з іонів двох металів і одного кислотного залишку $KAl(SO_4)_2 \rightarrow K^+ + Al^{3+} + 2SO_4^{2-}$
<i>Змішані</i>	Складаються з іонів одного металу та двох кислотних залишків $Ca_5(PO_4)_3F \rightarrow 5Ca^{2+} + 3PO_4^{3-} + F^-$
<i>Комплексні</i>	До складу входять складні (комплексні) іони $K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$

Номенклатура

Na_2SO_4 — натрій сульфат
 $Ba(NO_3)_2$ — барій нітрат
 K_3PO_4 — калій фосфат
 $AlCl_3$ — алюміній хлорид
 $FeBr_2$ — ферум(II) бромід
 CuS — купрум(II) сульфід
 $NaHCO_3$ — натрій гідрогенкарбонат

$NH_4H_2PO_4$ — амоній дигідрогенфосфат
 $MgOHCl$ — магній гідроксид хлорид
 $KAl(SO_4)_2$ — алюміній калій сульфат
 $K_4[Fe(CN)_6]$ — калій гексаціаноферат(ІІ)
 $Na_3[Fe(CN)_6]$ — натрій гексаціаноферат(ІІІ)
 $Na[Al(OH)_4]$ — натрій тетрагідроксоалюмінат

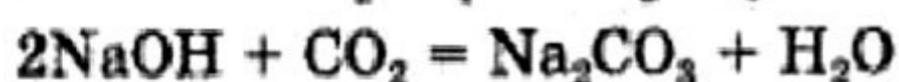
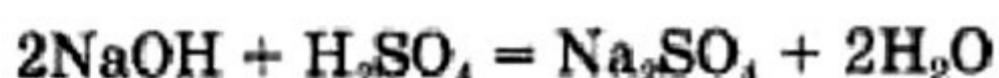
Властивості

Фізичні	Хімічні
<ul style="list-style-type: none"> • Тверді кристалічні речовини • Мають високі $t_{\text{пл}}$ і $t_{\text{кип}}$ • За розчинністю у воді <ul style="list-style-type: none"> — розчинні NaCl, KNO_3 — малорозчинні PbCl_2, CaSO_4 — практично нерозчинні BaSO_4, PbS 	<ul style="list-style-type: none"> • Взаємодія з металами (! див. ряд стандартних електродних потенціалів — витискує той, що стоїть лівіше) $\text{Zn} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$ • Взаємодія з лугами $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KCl}$ • Взаємодія з кислотами $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ • Взаємодія розчинів солей $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ • Деякі розкладаються під час прокалювання <ul style="list-style-type: none"> — карбонати (крім карбонатів лужних металів) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ — нітрати (залежно від положення металу в ряду стандартних електродних потенціалів) $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
	Йонні реакції, один із продуктів має бути видалений

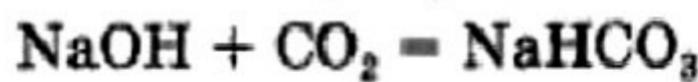
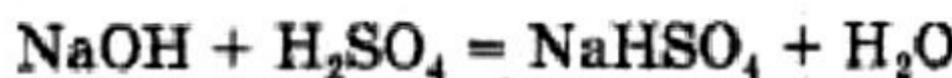
Добування

1. Із металів	метал з неметалом метал з кислотою метал з сіллю	$2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$
2. Із оксидів	основні оксиди з кислотами кислотні оксиди з лугами кислотні оксиди з основними	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
3. Реакцією нейтралізації	кислота з основою	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Із солей	солі з солями солі з лугами солі з кислотами	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Кислі солі добувають таким самим способом, як і середні, але при інших молярних співвідношеннях реагентів

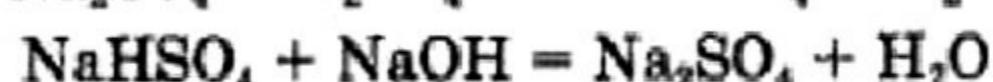


2 : 1 — середня



1 : 1 — кисла

Кислі солі можуть перетворюватись у середні і навпаки: середня сіль $\xrightleftharpoons[\text{+OH}^-]{\text{+H}^+}$ кисла сіль



ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

- Гідроліз (від гр. «гідро» — вода, «ліз» — розклад).
- У побуті як солі, що здатні до гідролізу з утворенням слаболужного середовища, використовуються сода (Na_2CO_3), мила — натрієві та калієві солі слабких органічних кислот.

Гідроліз

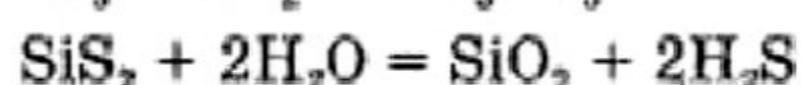
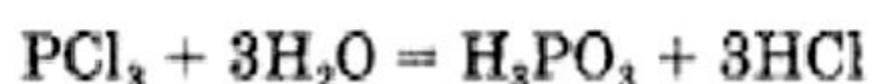
Процес взаємодії солі з водою, що приводить до утворення слабкого електроліту

<p>Сіль утворена сильною основою і слабкою кислотою</p>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ <p>I ст. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \quad \text{pH} > 7$</p> <p>II ст. $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ — практично не відбувається тому $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$</p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$	<p>Гідроліз за аніоном</p>
<p>Сіль утворена сильною основою та сильною кислотою</p>	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	<p>Гідроліз неможливий $\text{pH} = 7$</p>
<p>Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою</p>	$\text{Al}_2\text{S}_3 \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-}$ $2\text{Al}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 6\text{H}^+ \quad \left. \begin{matrix} \\ \end{matrix} \right\} 6\text{H}_2\text{O}$ $3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 6\text{OH}^-$ $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$ <p>гідроліз відбувається майже необоротно</p>	<p>Повний гідроліз</p>
<p>Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою</p>	$\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ <p>I ст. $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ \quad \text{pH} < 7$</p> <p>II ст. $\text{ZnOH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$ практично не відбувається тому</p> $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+$ $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$	<p>Гідроліз за катіоном</p>

- Чим слабші кислота або основа, що утворюють сіль, тим сильніше ця сіль гідролізується.
- Розбавлення розчину солі підсилює ІІ гідроліз.
- Гідроліз за катіоном (аніоном) підсилюється при додаванні до розчину солі основи (кислоти).
- При підвищенні температури розчину солі ІІ гідроліз підсилюється

Гідроліз ковалентних сполук

Більшість сполук металів з неметалами у воді на іони не розпадаються, а піддаються повному гідролітичному розкладанню



ЕЛЕКТРОЛІЗ

- Наприкінці XVIII ст. італійські вчені Луїджі Гальвані (1737–1798 рр.) та Алессандро Вольта (1745–1827 рр.) створили перше хімічне джерело струму. З того відкриття в історії людства почалась нова ера — ера електрики.
- Електрод — від гр. «електро» і «ходос» — «дорога», «шлях».
- У розчині електрика переноситься йонами (від гр. «йон» — той, що іде»).
- Катод — від гр. «катод» — «шлях униз».
- Анод — від гр. «анод» — «шлях угору».
- У 1833–1834 рр. Майкл Фарадей (1791–1867 рр.) сформулював закони електролізу. Найвиразливіші електрохімічні терміни — електроліз, електроліт, електрод (анод і катод), йони (катіони та аніони), — були введені Фарадеєм.

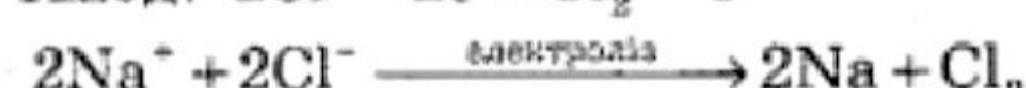
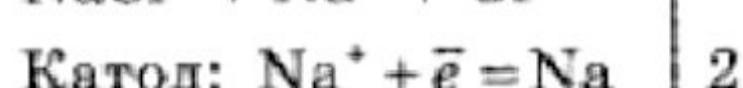
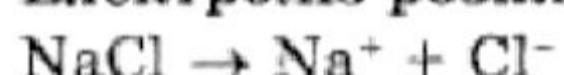
Електроліз

Окисно-відновний процес, який відбувається на електродах при проходженні постійного електричного струму крізь розчин або розплав електроліту.

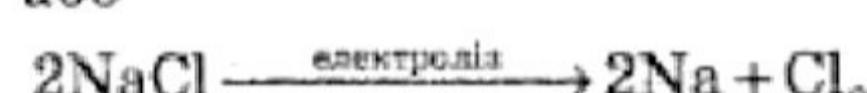
Електроди: катод (–) і анод (+)

На аноді — окиснення

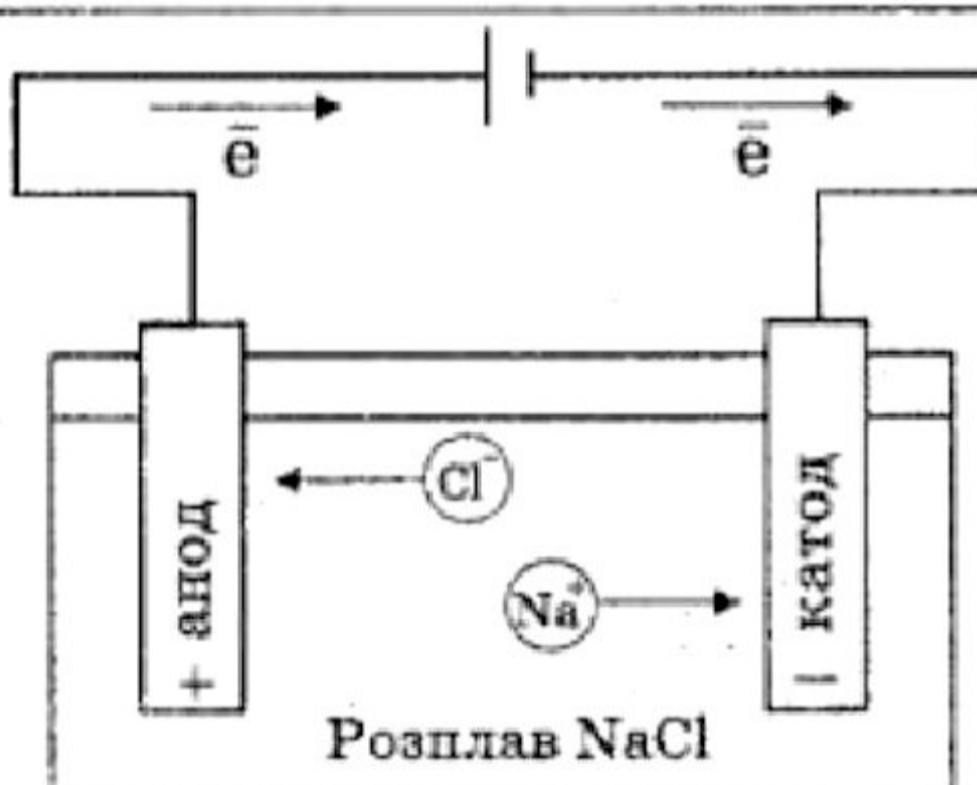
Електроліз розплаву NaCl



або



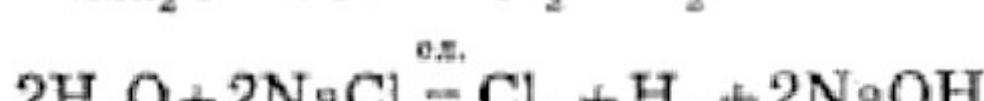
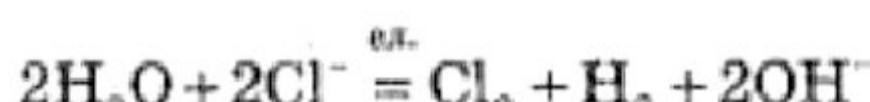
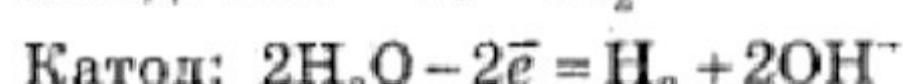
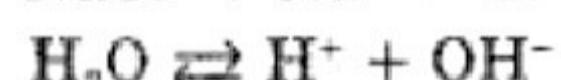
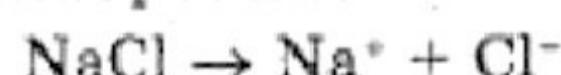
На катоді — відновлення



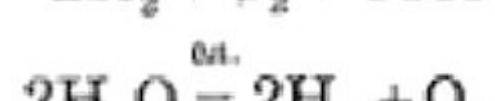
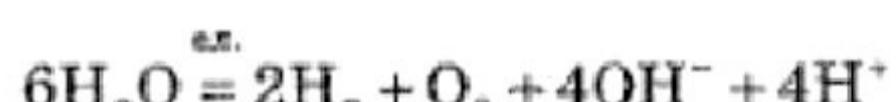
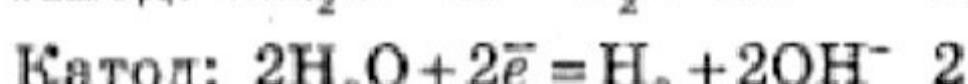
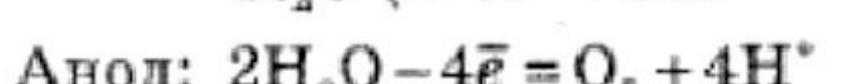
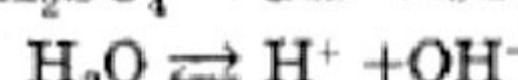
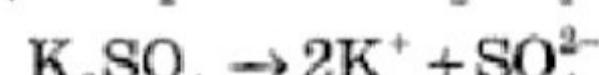
Електроліз розчинів

Значно складніший через присутність води

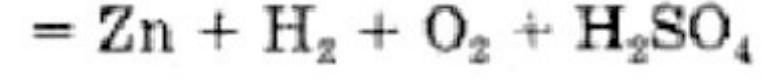
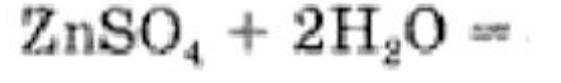
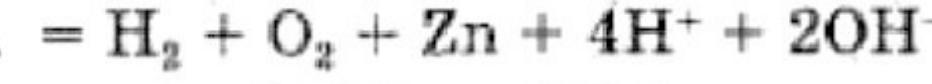
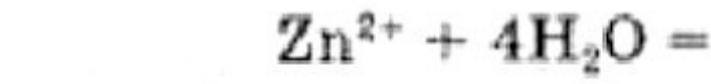
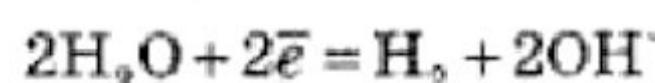
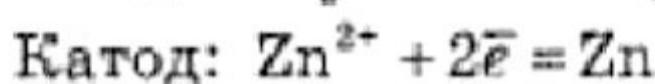
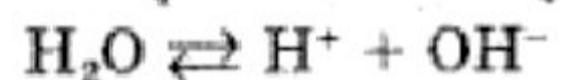
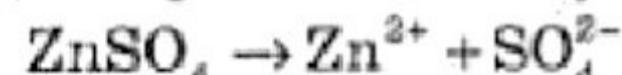
• Водний розчин NaCl



• Водний розчин K₂SO₄



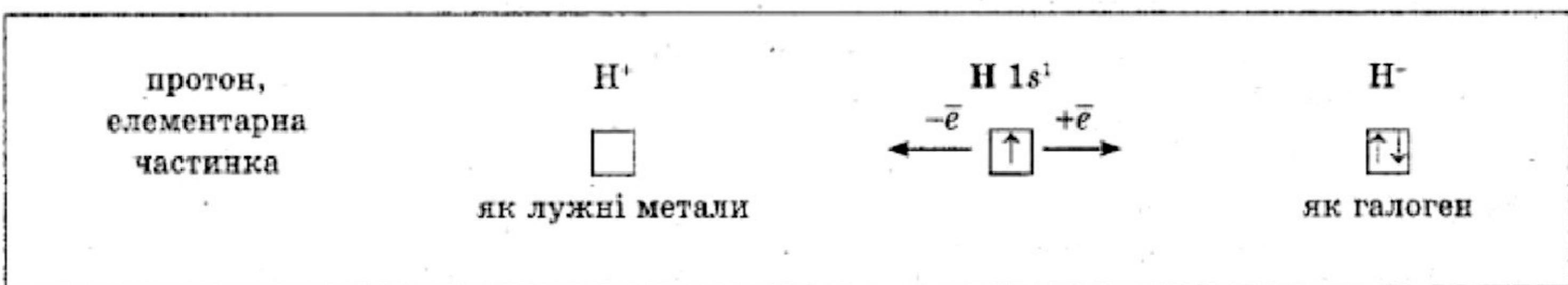
• Водний розчин ZnSO₄



РОЗДІЛ II. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

ГІДРОГЕН (${}^1\text{H}$; ${}^2\text{D}$; ${}^3\text{T}$)

- Гідроген — від лат. «гідро» — вода і «геннао» — народжує.
- Вперше водень виявив німецький учений Парацельс у XVI ст., занурюючи залізо в сульфатну кислоту.
- Генрі Кавендіш (1731–1810 рр.) вперше у чистому вигляді добув водень і описав його властивості.
- В нижніх шарах атмосфери міститься виключно мало водню, на висоті 50 км його вміст складає 3% (за об'ємом), а на висоті 100 км приблизно 95 %.



Розповсюдження у природі

- У Всесвіті — найрозповсюдженіший елемент
- У земній корі до 1 %
- У зв'язаному стані — вода, тваринні та рослинні організми, нафта, глина, деякі інші мінерали
- У вільному стані — вулканічні гази, деякі природні гази.

ВОДЕНЬ H_2

Властивості

Фізичні

- Найлегший газ
- Без кольору
- Без запаху
- Погано розчиняється у воді, добре — у деяких металах (Pd, Pt)
- $t_{\text{пп}} = -2562,6^\circ\text{C}$

Хімічні

Як відновник $H_2 - 2\bar{e} = 2H^+$	Як окисник $H_2 + 2\bar{e} = 2H^-$
<ul style="list-style-type: none"> з неметалами <p style="text-align: center;"> H_2 $\xrightarrow{+O_2} H_2O$ $\xrightarrow{+F_2} HF$ (при $t_{комп.}$ з вибухом) $\xrightarrow{+Cl_2 \atop h\nu} HCl$ (на світлі з вибухом) $\xrightarrow{+Br_2 \atop t} HBr$ $\xrightleftharpoons{+I_2} HI$ $\xrightleftharpoons[Fe, 500^\circ C, 200 \text{ атм.}]{+N_2} NH_3$ $\xrightleftharpoons[t]{+S} H_2S$ </p>	<ul style="list-style-type: none"> Утворення гідридів лужних і лужноземельних металів $H_2 + 2Na = 2NaNH$ $H_2 + Ca = CaH_2$ <p>Гідриди металів — сильні відновники</p> $NaNH + H_2O = NaOH + H_2$
<ul style="list-style-type: none"> реакцій приєднання в органічній хімії за місцем кратного зв'язку $C_2H_4 + H_2 \xrightarrow[t, p]{Ni} C_2H_6$	
<ul style="list-style-type: none"> відновлення оксидів деяких металів $H_2 + CuO = Cu + H_2O$	

Добування

У промисловості	У лабораторії
<ul style="list-style-type: none"> Каталітичне відновлення водяної пари $CH_4 + H_2O \xrightarrow[Ni]{800-900^\circ C} CO + 3H_2$ $CO + H_2O \xrightarrow[Fe_2O_3]{500^\circ C} CO_2 + H_2$ <ul style="list-style-type: none"> Крекінг метану $CH_4 \xrightarrow{800-900^\circ C} C + 2H_2$ <ul style="list-style-type: none"> Електроліз водних розчинів лугів (води) на катоді $2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-$	<ul style="list-style-type: none"> Відновлення металами води, кислот, лугів $Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2$ $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$ $2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$

Застосування

- Синтез HCl , NH_3
- Для відновлення деяких кольорових металів
- В органічному синтезі

СПОЛУКИ ГІДРОГЕНУ

ВОДА H_2O

- Вода є універсальним розчинником.
- Лавуаз'є першим встановив склад води.
- Якщо всю воду Землі розподілити рівномірним шаром по її поверхні, то утворився б Світовий океан завглибшки 4 км.
- «Вода! У тебе нема а ні смаку, а ні запаху, тебе неможливо описати, тобою насолоджуються, не відаючи, що ти таке» (*Антуан де Сент-Екзюпері*).
- «Вода — джерело життя» (*Леонардо да Вінчі*).

<p>Між молекулами діють водневі зв'язки</p>	$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ Слабкий електроліт $pH = -\lg [H^+] = 7$
---	---

Властивості

Фізичні	Хімічні
$t_{\text{кип}} = 100^\circ C$ $t_{\text{зам}} = 0^\circ C$	$\left. \begin{array}{l} \text{З металами активними} \\ 2H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2 \uparrow \end{array} \right\} \text{тиск норм. атм.}$ менш активними $Zn + H_2O \xrightarrow{t} ZnO + H_2 \uparrow$
<ul style="list-style-type: none"> Рідина без кольору, без смаку Має високі значення теплоємкості і теплоти плавлення льоду Розчиняє багато речовин 	$\cdot \text{З неметалами}$ $C + H_2O \rightarrow H_2 + CO$ (водяний газ) $H_2O + Cl_2 \rightarrow HClO + HCl$ $2H_2O + 2F_2 \rightarrow 4HF + O_2$
	$\cdot \text{З оксидами}$ основними кислотними $H_2O + CaO = Ca(OH)_2$ $H_2O + SO_3 = H_2SO_4$
<ul style="list-style-type: none"> З солями гідроліз (див. розділ «Гідроліз») утворення кристалогідратів 	
$CuSO_4 + 5H_2O = CuSO_4 \cdot 5H_2O$	
<ul style="list-style-type: none"> З гідридами активних металів 	$H_2O + NaH = NaOH + H_2$
<ul style="list-style-type: none"> З органічними речовинами 	
реакції гідратації $H_2C=CH_2 + H_2O \xrightleftharpoons[\text{кат.}]{t} H_3C-CH_2-OH$ реакції гідролізу $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{CH}_3}{\text{C}}} + H_2O \xrightleftharpoons[H_2SO_4(s)]{t} \text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{CH}_3OH$	

ГІДРОГЕН ПЕРОКСИД H_2O_2

- Майже в кожній домашній аптечці є склянка з 3 % -м розчином гідроген пероксиду — перекисом водню. Його застосовують для дезинфекції ран, зупинення кровотеч.
- Пергідроль — 30 % розчин гідроген пероксиду.



Властивості

Як відновник	Як окисник
$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}^{-2}$

Добування

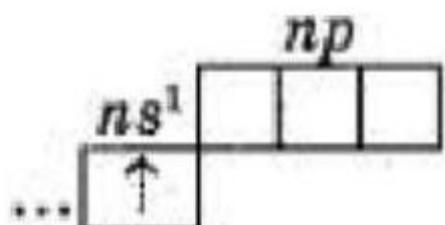
У лабораторії	У промисловості
$\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2$	$2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{H}_2 + \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$
$\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$

Застосування

- | | |
|--------------------------|---|
| • Відбілювання | • Для ініціювання реакцій полімеризації |
| • У медицині та фармації | • Реактивна техніка тощо |

ЛУЖНІ МЕТАЛИ — I ГРУПА, ГОЛОВНА ПІДГРУПА

- Гемфрі Деві (1778–1829 рр.) — англійський фізико-хімік 1808 р. за допомогою електролізу добув натрій, калій, барій, кальцій, стронцій, магній.
- У XIX ст. були відкриті літій (від гр. «літос» — «камінь») А. Арфведсоном, рубідій (від лат. rubidus — «темно-червоний») і цезій (від лат. caesius — «блакитний») Р. Бунзеном і Г. Кірхгофом.
- Сода Na_2CO_3 (натрон) зустрічається в природі, наприклад у водах натронних озер Єгипту. Природну соду стародавні єгиптяни використовували для бальзамування, відбілювання полотна, виготовлення фарб і глазурі.

Li Na K Rb Cs	R_a зростає, збільшуються відновні властивості	 низька електронегативність, легко віддають \bar{e}	C. О. $+1$
---------------------------	--	---	---------------

У природі

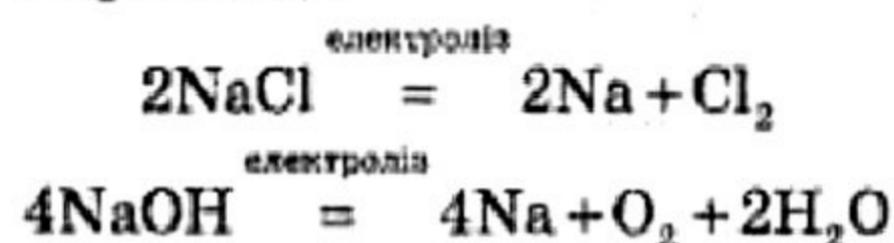
- | | |
|--|---|
| • Найбільш розповсюджений Na:
NaCl — кам'яна сіль
NaNO_3 — чилійська селітра
$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — бура
Na_2AlF_6 — криоліт
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — глауберова сіль | • Калійні добрива
KCl — сильвін
$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ — сильвініт |
|--|---|

Властивості

Фізичні	Хімічні
<ul style="list-style-type: none"> Дуже м'які метали Легко ріжуться ножем На зрізі — металічний блиск, який на повітрі зникає внаслідок окиснення Зберігаються під шаром гасу 	<p>Дуже активні, сильні відновники</p> <ul style="list-style-type: none"> з киснем $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ пероксид з галогенами $4\text{Li} + \text{O}_2 = \text{Li}_2\text{O}$ (тільки літій оксид) з сіркою $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ (сульфід) з азотом $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{Na}_3\text{N}$ (нітрид) з воднем $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ (гідрид) з водою $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ (гідроксид)

Добування

Електроліз розплавів хлоридів і гідроксидів



Сполуки лужних металів

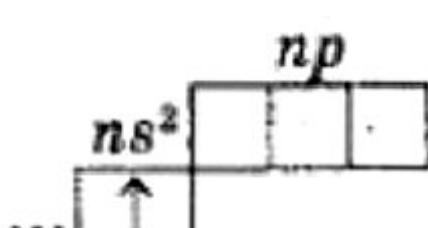
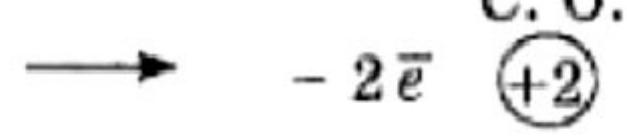
Луги	Солі
<p>МеОН</p> <ul style="list-style-type: none"> їдкі речовини тверді кристалічні типічно йонні сильні основи ропливаються на повітрі (за винятком LiOH) <p>Добування</p> <ul style="list-style-type: none"> Електроліз водних розчинів хлоридів лужних металів $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2 \uparrow$ Каустифікація соди $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3 \downarrow$ Взаємодія металів або їх оксидів з водою $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ 	<ul style="list-style-type: none"> йонні сполуки добре розчиняються у воді електроліти в розплаві й у водному розчині ті, що утворені слабкими кислотами, гідролізуються <p>Na_2CO_3 — кальцинована сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристалічна сода NaHCO_3 — питна сода K_2CO_3 — поташ</p> <p>Найважливіша NaCl використовується для їжі, для консервування, сировина для добування їдкого натру NaOH, хлору, хлоридної кислоти, соди...</p>

Забарвлення полум'я

Li^+ — яскраво-червоне	Rb^+ — темно-червоне
Na^+ — жовте	Cs^+ — блідо-блакитне
K^+ — синьо-фіолетове	

ЕЛЕМЕНТИ ІІ ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ

- Результатом колообігу солей Кальцію в природі є утворення карстових печер, а в них — чудернацьких сталактитів, сталагмітів і сталагматів. Прикладом таких печер є Мармурові печери в Криму.
- Кальцій посідає п'яте місце серед найпоширеніших елементів земної кори (4,1 % за масою) після Оксигену, Силіцію, Алюмінію й Феруму.
- Організм людини містить у середньому близько 1 кг Кальцію, який у вигляді ортофосфату входить до складу кісткової тканини.
- Назва «Кальцій» походить від лат. *calx* — вапно. Так алхіміки називали продукти випалювання різних речовин.

лужноземельні метали { Be Mg Ca Sr Ba Ra ↓	<i>R_e</i> зростає, збільшення відновних властивостей			С. О. +2
--	--	---	---	---------------------------

Забарвлення полум'я

Mg²⁺ — не забарвлює
Sr²⁺ — темно-червоне

Ca²⁺ — оранжево-червоне
Ba²⁺ — світло-зелене

КАЛЬЦІЙ Са

Властивості

Фізичні	Хімічні
<ul style="list-style-type: none"> легкий білувато-сірий пластичний, але твердіший за лужні метали 	<p>Хімічно активний, сильний відновник</p> <ul style="list-style-type: none"> з киснем $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ (оксид) <ul style="list-style-type: none"> з галогенами $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ (хлорид) <ul style="list-style-type: none"> з сіркою $\text{Ca} + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{CaS}$ (сульфід) <ul style="list-style-type: none"> з азотом $3\text{Ca} + \text{N}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca}_3\text{N}_2$ (нітрид) <ul style="list-style-type: none"> з воднем $\text{Ca} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaH}_2$ (гідрид) <ul style="list-style-type: none"> з водою $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (гідроксид) <ul style="list-style-type: none"> відновлює деякі метали (Ti, Zr, Hf, Nb, Ta) з їх оксидів і хлоридів

Розповсюдження у природі

Один з найпоширеніших елементів, міститься в природних водах і живих організмах Землі

CaCO_3 — вапняк, крейда, мармур

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гіпс

$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ — доломіт

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — фосфорит

Добування

Тільки електролізом розплавів солей, звичайно хлоридів $\text{CaCl}_2 \xrightarrow{\text{ел-з}} \text{Ca} + \text{Cl}_2$

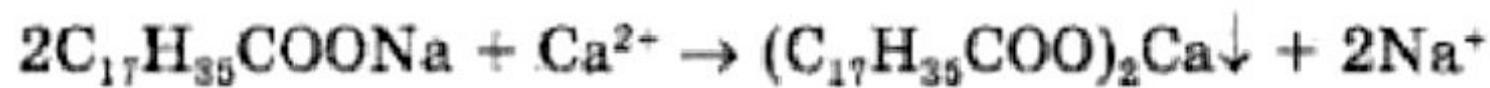
Сполуки кальцію

	Кальцій оксид CaO — негашене вапно <ul style="list-style-type: none"> Фізичні властивості: Кристалічна речовина білого кольору Дуже тугоплавка $t_{\text{пл}} = 2627^\circ\text{C}$ 	Кальцій гідроксид Ca(OH)_2 — гашене вапно <ul style="list-style-type: none"> Гашене вапно Ca(OH)_2, змулене у воді — <i>вапняне молоко</i> Безбарвний прозорий розчин гашеного вапна Ca(OH)_2 — <i>вапняна вода</i>
Хімічні властивості	<ul style="list-style-type: none"> Виявляє усі властивості основних оксидів $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ — процес гашення вапна $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <ul style="list-style-type: none"> При взаємодії з вуглецем за високих температур утворює кальцій карбід $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO} \uparrow$	<ul style="list-style-type: none"> Ca(OH)_2 — сильна основа, виявляє всі властивості лугів $\text{Ca(OH)}_2 + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$ <p>Якісна реакція Ca^{2+}:</p> $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$ <p>(розчин стає каламутним)</p> $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ <p>(при подальшому пропусканні вуглекислого газу розчин стає прозорим)</p>
Добування	<ul style="list-style-type: none"> Випалювання вапняку $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$	<ul style="list-style-type: none"> Гашення вапна $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

Твердість води

Зумовлена наявністю у воді іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , спричиняє:

- Утворення накипу
- Зменшення мийних властивостей мила через утворення осаду



Види твердості	
Карбонатна (тимчасова)	Некарбонатна — постійна
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{CaCl}_2, \text{MgCl}_2, \text{CaSO}_4, \text{MgSO}_4$
• кип'ятінням	• додаванням соди
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
• додаванням соди	$\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{Mg}(\text{OH}))_2\text{CO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3 \downarrow + 2\text{NaHCO}_3$	
	відалення твердості, «пом'якшення води»

ЕЛЕМЕНТИ ІІІ ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ

- У 1825 р., коли був відкритий алюміній, він коштував у 1500 раз дорожче заліза (зараз — втричі), навіть дорожче золота.
- В один із днів 1886 р. Чарльз Холл, 22-річний американський хімік, прийшов у лабораторію з десятком маленьких алюмінієвих кульок у руці та заявив, що він знайшов дешевий спосіб добування алюмінію.
- Спектральний аналіз гробниці китайського полководця Чжоу Чжу, захороненого на початку II ст. н. е. показав, що орнамент гробниці виготовлений із сплава, який на 85 % складається з алюмінію.
- Амфотерний — від гр. «амфотерос» — «і той, і інший».

неметал — B	R_e зростає, збільшення металічних властивостей	<p>The diagram illustrates the electron configuration of aluminum (Al). It shows three main horizontal rows of AO boxes. The top row has one box labeled nS^1 with an upward arrow. The middle row has two boxes labeled nS^2, each with two arrows (one up, one down). The bottom row has three boxes labeled nS^2, each with one upward arrow. Ellipses indicate intermediate rows between the second and third shells. An arrow points from the configuration to a transition state labeled $E^{\star\dots}$ followed by another row of three boxes labeled nS^1 with one upward arrow each.</p>	<p>An arrow points to a transition state where the Al atom has lost three electrons, resulting in a $+3$ charge and three empty nS orbitals.</p>
перехідний елемент — Al			
метали			
{ Ga In Tl			

АЛЮМІНІЙ, AL

У природі

Третій елемент за поширенням, перебуває лише у зв'язаному стані: глини, алюмосилікати, а також

корунд — Al_2O_3
криоліт — Na_3AlF_6

Дорогоцінне каміння:

червоний рубін — корунд з домішками 0,3 % Cr_2O_3
синій сапфір — корунд з домішками 0,2 % Ti_2O_3 та слідами Fe

Властивості

Фізичні

- сріблясто-білий метал
- твердий
- міцний
- легкий
- має високу електро- і теплопровідність
- пластичний
- легкоплавкий $t_{\text{пл}} = 660^{\circ}\text{C}$

Хімічні

Активний метал, відновник, активність знижена через щільну, міцну оксидну плівку Al_2O_3

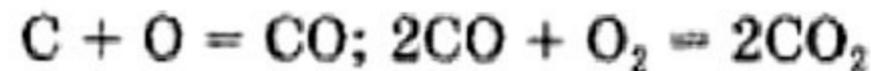
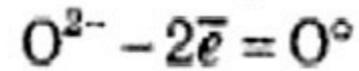
З простими речовинами	Зі складними речовинами
<ul style="list-style-type: none"> • З киснем — покривається плівкою, а в подрібленому стані — горить $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ • З іншими неметалами $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ (хлорид) $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ (сульфід) $2\text{Al} + \text{N}_2 = 2\text{AlN}$ (нітрид) $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ (карбід) <p>! Алюмотермія Відновлює метали (Fe, Cr, V, Mn, Ti, W) з їх оксидів $8\text{Al} + 3\overbrace{\text{Fe}_3\text{O}_4}^{\text{(терміт)}} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$</p>	<ul style="list-style-type: none"> • З водою після знищенння оксидної плівки $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow$ • З розчинами кислот $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$ • Концентровані HNO_3 і H_2SO_4 деактивують Al: на холоді Al з ними не реагує $\text{Al} + 6\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ • Розчиняється у лугах $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2 \uparrow$ натрій тетрагідроксоалюмінат (або $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$) — натрій гексагідроксоалюмінат

Добування

З бокситів, в розчині криоліту, тому що Al_2O_3 не проводить електричний струм

Катод: $\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}$

Анод: вугільний анод витрачається під час електролізу



Застосування

- У транспортному машинобудувництві (літаки, суда, автомобілі)
- У хімічній промисловості (як відновник)
- У будівництві
- У харчовій промисловості (плівка, посуд)
- У сплавах: дюралюмін, алюмінієві бронзи
- Для виготовлення дроту, «срібної» фарби

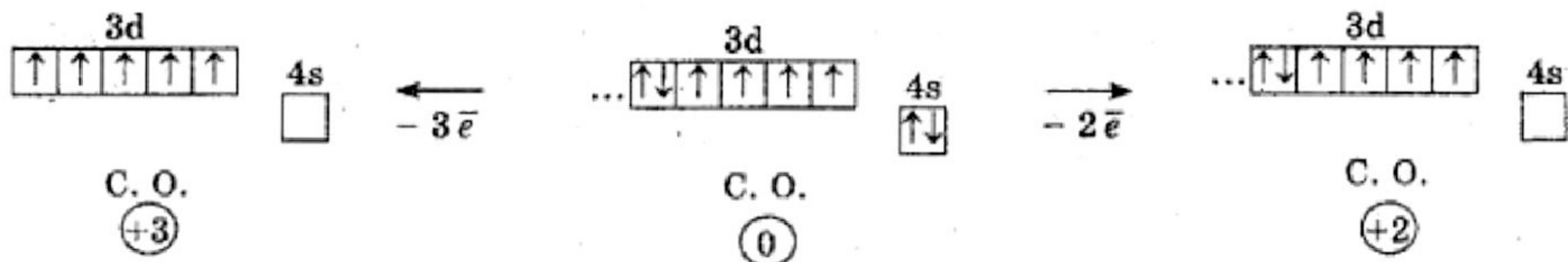
Сполуки алюмінію

Алюміній оксид Al_2O_3	Алюміній гідроксид $Al(OH)_3$
<i>Фізичні властивості</i>	
<ul style="list-style-type: none"> • Білий порошок • Дуже тугоплавкий $t_m = 2044^{\circ}C$ • Не розчиняється у воді 	<ul style="list-style-type: none"> • Біла тверда речовина • Драглистий осад • Не розчиняється у воді
<i>Хімічні властивості</i>	
Мають амфотерний характер	
<ul style="list-style-type: none"> • Реагує з кислотами $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$ • Реагує з лугами $Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$ — у розчині $Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$ — у розплаві 	<ul style="list-style-type: none"> • Розчиняється в кислотах $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$ • Реагує з лугами $Al(OH)_3 + 2NaOH = Na[Al(OH)_4]$ — у розчині $Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O$ — <small>натрій металюмінат</small> у розплаві
<i>Добування</i>	
<ul style="list-style-type: none"> • Спалювання металу в O_2 $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ • Прожарювання $Al(OH)_3$ $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$ 	<ul style="list-style-type: none"> • Осадження із солей $AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$ (без надлишку) $K[Al(OH)_4] + HCl = Al(OH)_3 \downarrow + KCl + H_2O$ $Al_2S_3 + 6H_2O = Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$

Солі Al^{3+} добре розчиняються у воді (крім $AlPO_4$), піддаються гідролізу, утворюючи кисле середовище

ФЕРУМ — VIII ГРУПА, ПОБІЧНА ПІДГРУПА

- Деякі стародавні мови називають залізо «небесним камінням».
- Сталь виплавляли ще в Стародавньому Єгипті.
- Щорічно від корозії псуються 15–20 % виробів із заліза.
- У наш час чавун виплавляють у домнах, а сталь — у конверторах (від англ. convert — переробляти, перетворювати).
- Секрет дамаської сталі, яку виплавляли на Близькому Сході, зберігали так ретельно, що розкрили його лише наприкінці XIX ст.



Стійка напівзаповнена оболонка

У природі

Четверте місце за поширенням у земній корі після O, Si, Al.

Магнетит, магнітний залізняк — Fe_3O_4 .

Гематит, червоний залізняк — Fe_2O_3 .

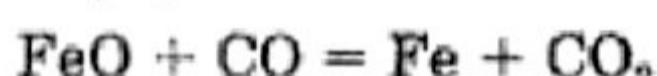
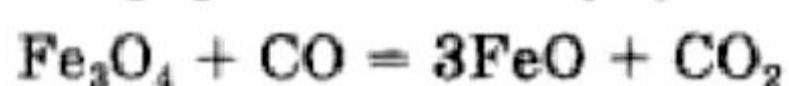
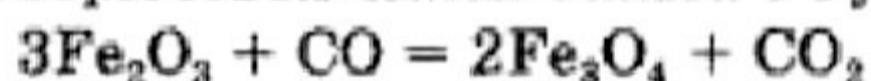
Лимоніт, бурий залізняк — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Сидерит, залізний шпат — FeCO_3 .

Пірит, залізний колчедан, сірчаний колчедан — FeS_2

Добування заліза

Засновано на відновленні його оксидів карбон(ІІ) оксидом і коксом (вуглецем). Під час цього утворюється сплав заліза з вуглецем (до 4 %) та іншими домішками (Si, Mn, S, P) — чавун.



Сталь — сплав заліза з вуглецем (до 2 %), де інших домішок (Si, Mn, S, P) менш, ніж у чавуні

Властивості

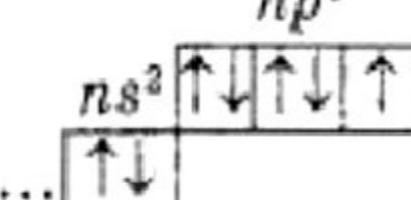
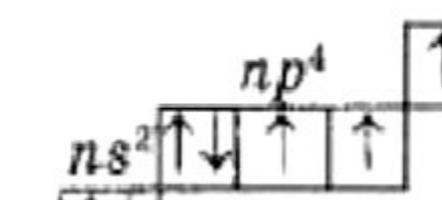
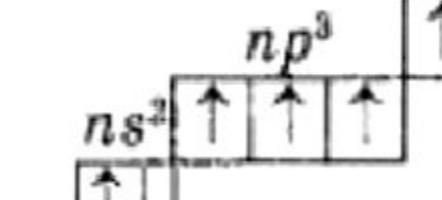
Фізичні	Хімічні
<ul style="list-style-type: none"> Сріблясто-білий метал Має високу пластичність $t_{\text{пл}} = 1539^{\circ}\text{C}$ Легко намагнічується та розмагнічується 	<ul style="list-style-type: none"> Зі слабкими окисниками — до Fe^{2+} з кислотами $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ з розчинами солей $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$ з неметалами $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ з парами води $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ З сильними окисниками — до Fe^{+3} $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ (або Fe_2O_3) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $4\text{Fe} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t^{\circ}} \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>! Пасивує на холоді в концентрованих HNO_3 та H_2SO_4</p>

Сполуки феруму

Fe^{+2}	Fe^{+3}
FeO — порошок чорного кольору <i>Добування:</i> $\text{Fe(OH)}_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2\text{FeO} + \text{CO}_2$	Fe_2O_3 — порошок бурого кольору <i>Добування:</i> $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ $2\text{Fe(OH)}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{H}_2\text{O}$
Fe(OH)_2 — має основний характер	Fe(OH)_3 — має слабо виражений амфотерний характер
$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ зелений осад	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$ бурий осад
$3\text{FeCl}_2 + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 + 6\text{KCl}$ чорвата кров'яна сіль синє забарвлення	$4\text{FeCl}_3 + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 + 12\text{KCl}$ жовта кров'яна сіль синє забарвлення
	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{CNS} = \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ рудник червоне забарвлення
якісні реакції	
$\text{Сполуки } \text{Fe}^{2+} \xrightarrow{\text{легко}} \text{сполуки } \text{Fe}^{3+}$	
$4\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3$ на повітрі; $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$	

ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ (ГАЛОГЕНИ — ТІ, ЩО УТВОРЮЮТЬ СОЛІ)

- Людина вживає за добу приблизно 10 г, а за рік — 3,5 кг натрій хлориду (кухонної солі).
- Хлоридна кислота утворюється в шлунку та використовується для процесу травлення. Крім того, це сильний бактерицидний засіб. Більшість бактерій, які потрапляють у шлунок із іжею, швидко гинуть під впливом хлоридної кислоти.

F	R_e зростає зменшення	np^5	$\rightarrow -1\bar{e}$	$+1$	
Cl	неметалічних властивостей,	ns^2 	$\rightarrow +1\bar{e}$	-1	або — для всіх галогенів
Br	електронегативності, стійкості сполук з Гідрогеном	nd^1			
I		$... \uparrow \downarrow$	$\rightarrow -3\bar{e}$	$+3$	
		np^4			
		ns^2 			
		nd^2	$\rightarrow -5\bar{e}$	$+5$	тільки для Cl, Br, I (тому що F немає d-орбіталей)
		$... \uparrow \downarrow$			
		np^3			
		ns^2 			
		nd^3	$\rightarrow -7\bar{e}$	$+7$	
		$... \uparrow$			

Прості речовини:
зменшення хімічної
властивості

F_2	>	гази
Cl_2	=	рідина
Br_2	=	тверда речовина
I_2	↓	

- Молекули двохатомні
- Типові неметали
- Мають ковалентний неполярний зв'язок
- Кожен попередній витискує наступний з його розчинів кислот і солей

ХЛОР Cl_2

У природі

У вигляді сполук

$NaCl$ — кам'яна сіль, галіт

$MgCl_2 \cdot 6H_2O$ — хлорид магнія гексагідрат

KCl — сільвін

$NaCl \cdot KCl$ — сильвініт

$KCl \cdot MgCl_2 \cdot H_2O$ — карналіт

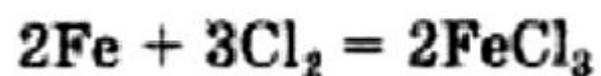
Властивості

Фізичні

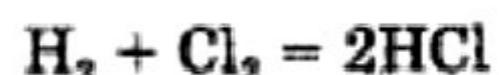
- Газ жовто-зеленого кольору.
- Має задушливий запах.
- Негорючий.
- У 2,5 рази важчий за повітря.
- Отруйний.
- Розчин у воді — хлорна вода

Хімічні

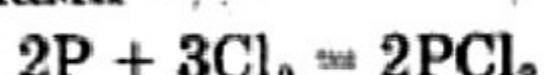
- З металами



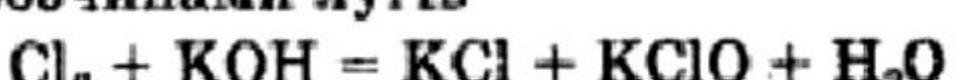
- З воднем



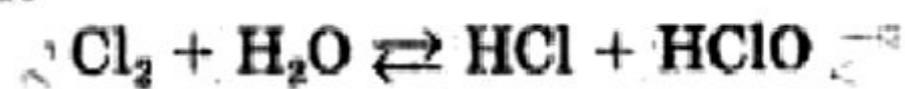
- З неметалами



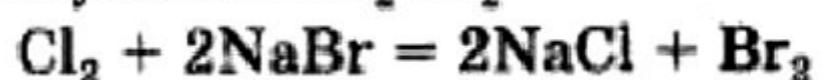
- З розчинами лугів



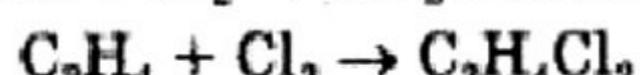
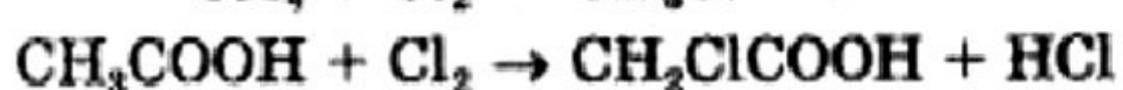
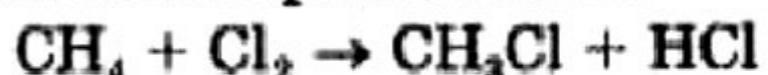
- З водою



- Витискування Br_2 і I_2



- З органічними речовинами



C. O.

-1 Cl^- — хлорид-іон

+5 ClO_3^- — хлорат-іон

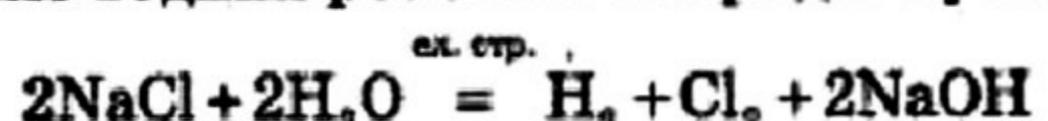
+1 ClO^- — гіпохлорит-іон

+7 ClO_4^- — перхлорат-іон

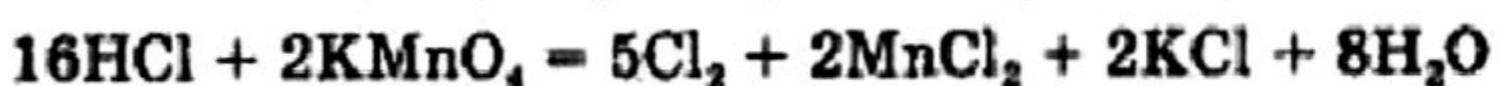
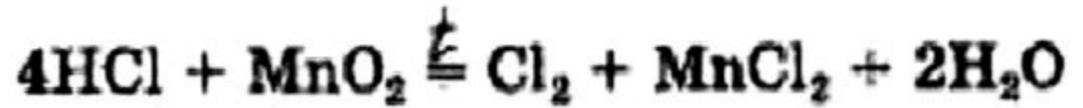
+3 ClO_2^- — хлорит-іон

Добування

- У промисловості — електроліз водних розчинів хлоридів лужних металів



- У лабораторії



Застосування

- Дезінфекційний засіб для води
- Відбілювання тканин, паперу
- Для добування хлороводню, хлоридної кислоти, полівінілхлориду, хлорного вапна
- Виготовлення вибухових речовин

Сполуки хлору

Добування хлороводню

- У промисловості $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} \uparrow$
- У лабораторії $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$

Властивості

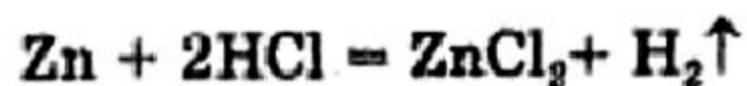
Фізичні

- Хлороводень**
газ
безколірний
важчий за повітря в 1,3 рази
розвчин у воді — хлоридна кислота

- Хлоридна кислота**
безколірова рідина
у вологому повітрі «димить»

Хімічні

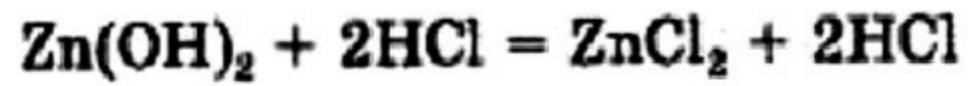
- Хлоридна кислота**
 - З металами (до H)



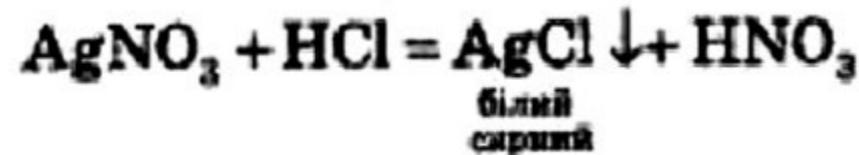
- З основними, амфотерними оксидами



- З основами

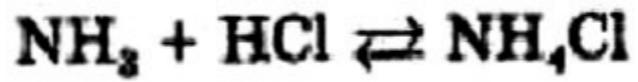


- З солями

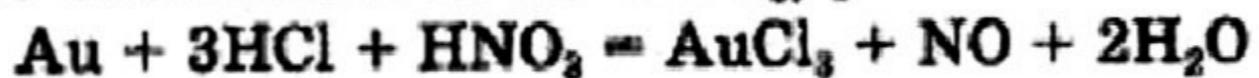


! Якісна реакція на Cl^-

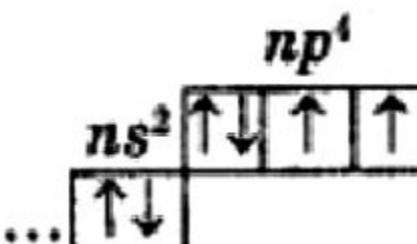
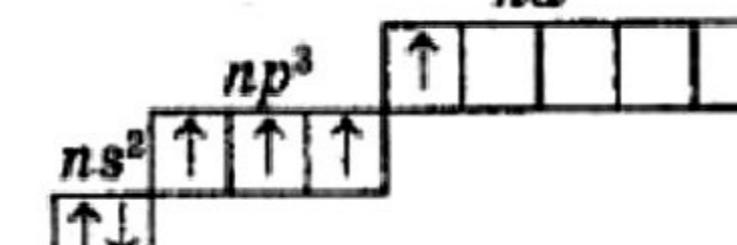
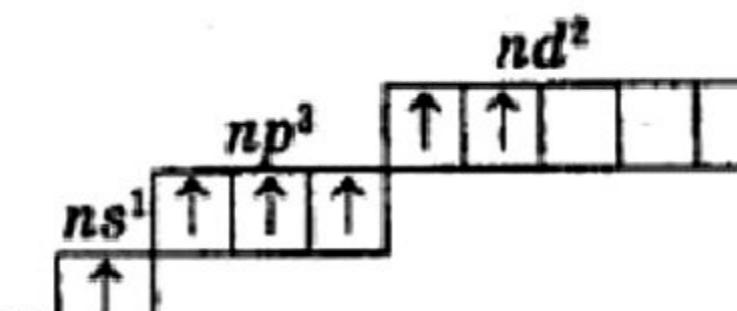
- З амоніаком



- «Царська водка» (3 об'єми HCl і 1 об'єм HNO_3) розчиняє Au і Pt

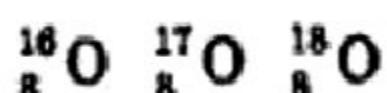


ЕЛЕМЕНТИ VI ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ (ХАЛЬКОГЕНИ — ТІ, ЩО УТВОРЮЮТЬ РУДИ)

утворюють алотропні сполуки	O	R_e зростає, зменшення неметаліч-	pr^4	$\rightarrow -1\bar{e}$	$+1$	в пероксидах
	S	них влас- тивостей,	ns^2 	$\rightarrow +2\bar{e}$	-2	для всіх халькогенів
Te	Se	тистивостей,		$\rightarrow -2\bar{e}$	$+2$	
	Te	електроне- гативності, стійкості сполук із Гідрогеном				
Po			ns^2 	$\rightarrow -4\bar{e}$	$+4$	для S, Se, Te, Po (тому що O не має d-орбіталей)
			ns^1 	$\rightarrow -6\bar{e}$	$+6$	

ОКСИГЕН О

- Горіння — перше з хімічних перетворень, яке спостерігала людина.
- Оксиген (від гр. «оксис» — «кислий» і «геннао» — «народжую») — той, що народжує кислоти.



- Найпоширеніший елемент природі (47% земної кори)
- Як проста речовина становить 21 % за об'ємом повітря
- Як елемент входить до складу води, гірських порід, мінеральних солей, білків, жирів, вуглеводів

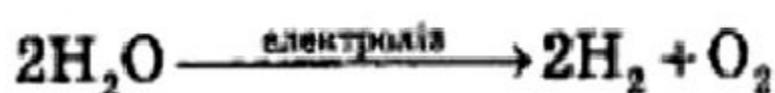
Алотропія

Оксиген утворює дві сполуки: O_2 и O_3

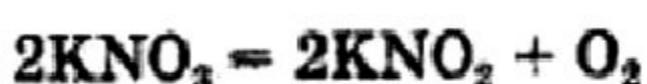
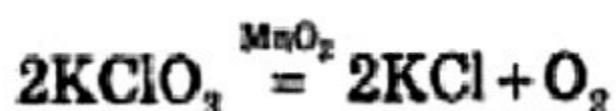
Кисень O_2 — газ без кольору, смаку, запаху, важчий за повітря. Малорозчинний у воді. $t_{\text{кип}} = -183^\circ\text{C}$ за норм. атм. тиску.

Добування:

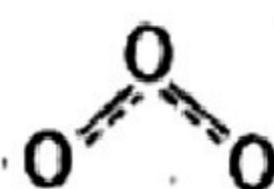
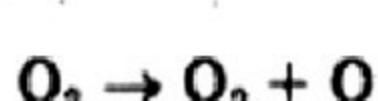
- У промисловості: з рідкого повітря, електроліз води



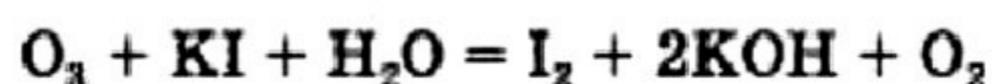
- У лабораторії:



Озон O_3 — газ, має характерний запах. Утворюється під час електричних розрядів, нестійка речовина, має сильну окисну дію.



Якісна реакція на озон:



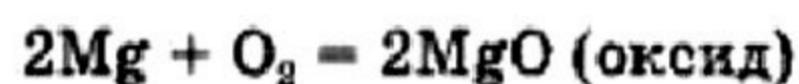
Знебарвлює барвники, відбиває УФ-промені, знищує мікроорганізми

Властивості

Хімічні:

O_2 — сильний окисник

- З металами



- З неметалами

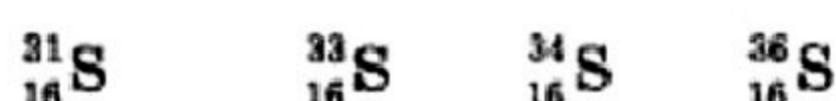


- З і складними речовинами



СУЛЬФУР, S

- Алхіміки добули сульфатну кислоту ще в Х ст. під час прокалювання сульфатів (купоросів). Звідси й пішла історична назва сульфатної кислоти — купоросне масло.
- У 670 р. захисники Константинополя спалили арабський флот за допомогою «грецького вогню»: це була суміш сірки з калійною селітрою та вуглецем.
- Сірководень має лікувальні властивості. На їх основі побудовані деякі здравниці.



Алотропія

- Пластична сірка S_a
- Ромбічна сірка S_a

- Моноклінна сірка S_b
- У парах є S_8 , S_6 , S_4 , S_2

У природі

У вільному стані — тверда речовина, жовтого кольору, не розчиняється у воді, розчинна у сірковугледі CS_2 , бензині C_6H_6 та інших органічних розчинниках.

Як елемент у складі сполук:

Сульфідів: ZnS — цинкова обманка, FeS_2 — пірит, Cu_2S — мідний бліск;

Сульфатів: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — глауберова сіль;

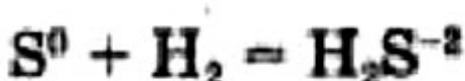
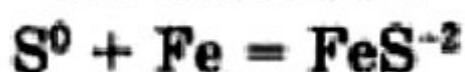
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — гіпс;

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$ — гірка сіль

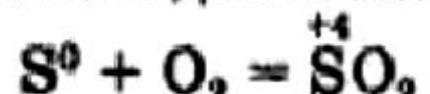
Властивості

Хімічні

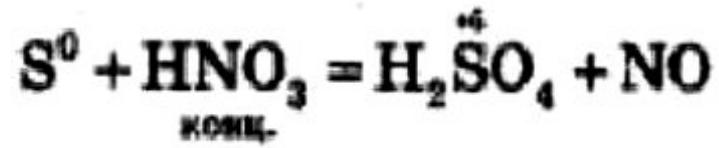
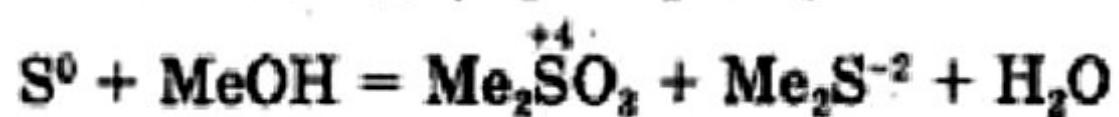
Як окисник



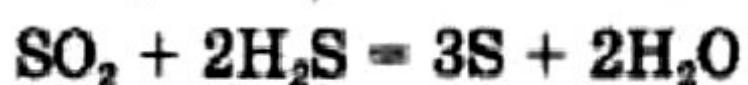
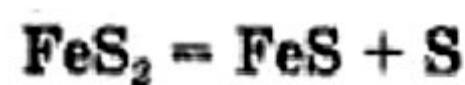
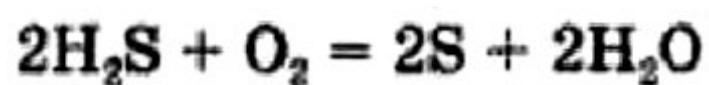
Як відновник



Реакція диспропорціонування

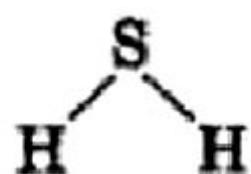


Добування



Сполуки S^{-2}

Сірководень H_2S



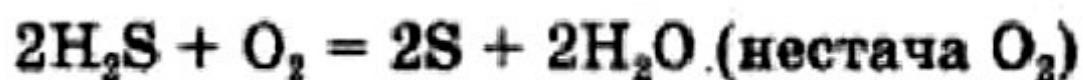
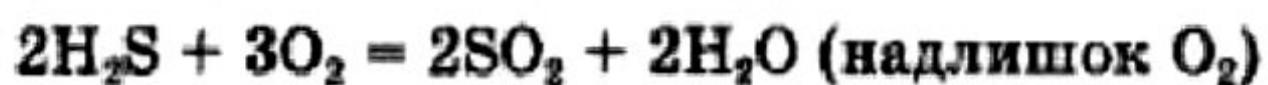
- безбарвний газ із характерним задушливим запахом тухлих яєць;
- трохи важчий за повітря;
- розчиняється у воді з утворенням сульфідної кислоти;
- має низькі $t_{\text{пл}}$ і $t_{\text{зам}}$
- отруйний, у великих кількостях спричиняє смерть

У природі

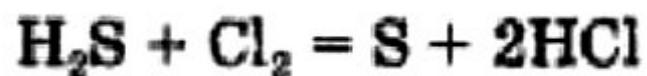
- внаслідок гнилтя органічних решток
- у вулканічних газах
- у водах мінеральних джерел

Хімічні властивості

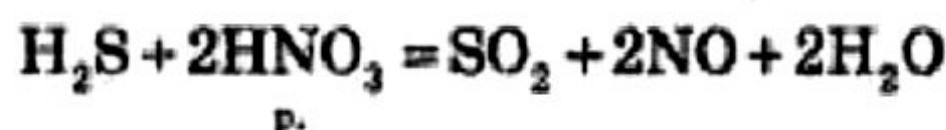
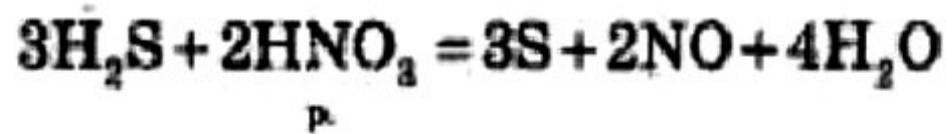
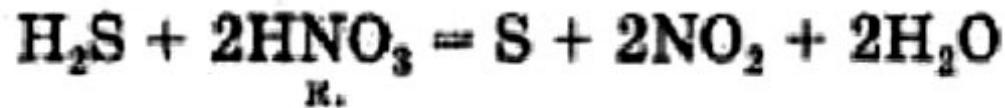
H_2S^{-2} — відновник, окиснюється до S^0 , іноді до S^{+4} , S^{+6} залежно від сили та кількості окисника



- з галогенами:



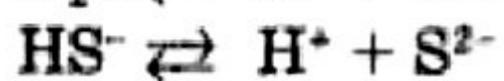
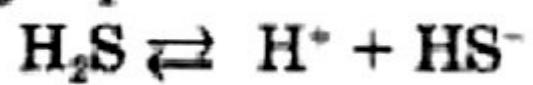
- з HNO_3 :



Добування



Сульфідна кислота — слабка кислота

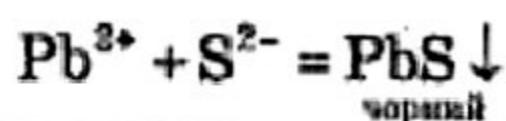


сульфіди
 Na_2S

Солі

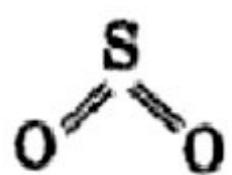
гідрогенсульфіди
 NaHS

Якісна реакція на S^{2-}



Сполуки S^{+4}

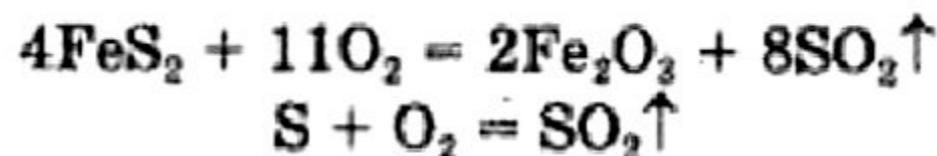
Сульфур (IV) оксид SO_2



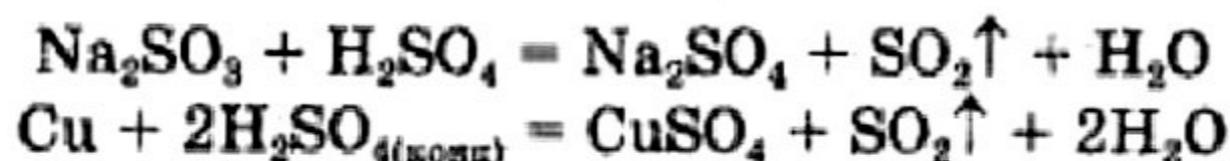
- безбарвний газ із характерним задушливим запахом палених сірників
- добре розчиняється у воді
- $t \leq -10^\circ\text{C}$ переходить у рідкий стан
- $t \leq -73^\circ\text{C}$ переходить у твердий стан
- отруйний

Добування

- у промисловості

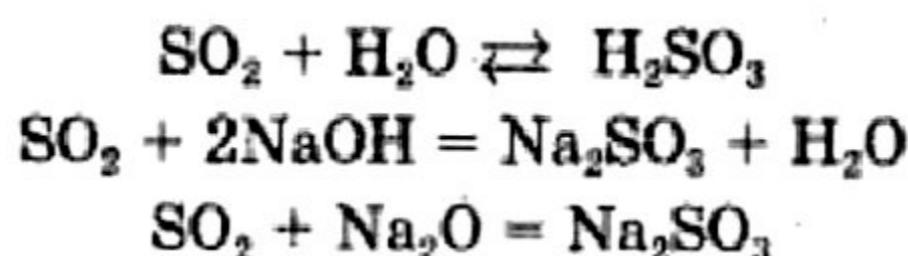


- у лабораторії

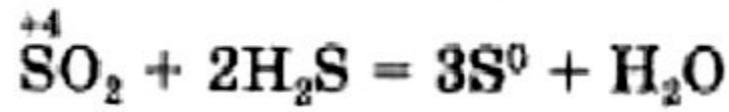


Хімічні властивості

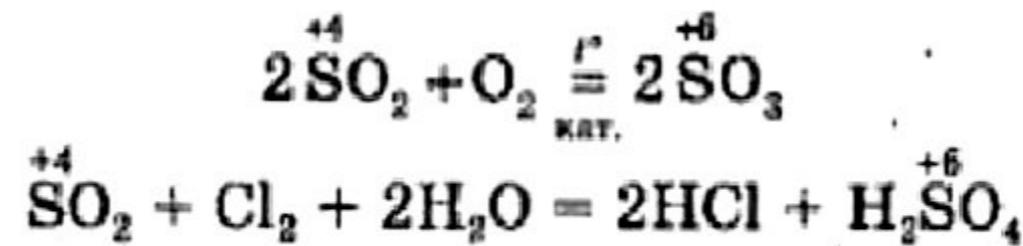
SO_2 — кислотний оксид



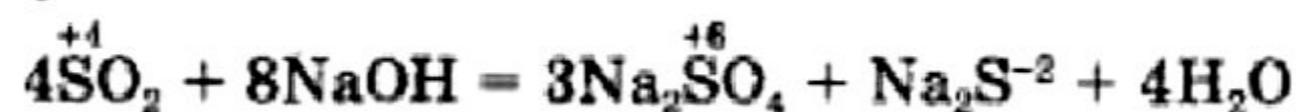
SO_2 — окисник



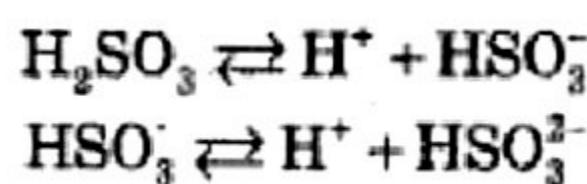
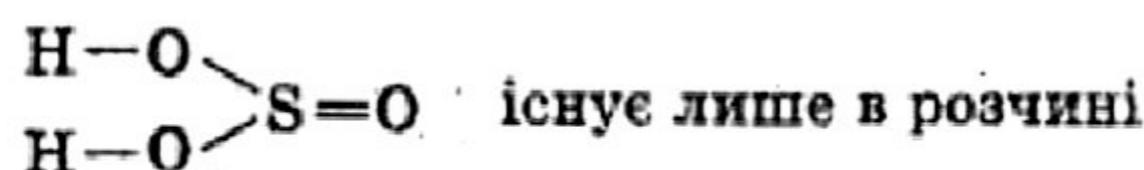
SO_2 — відновник



SO_2 в реакції диспропорціонування



Сульфітна кислота — H_2SO_3 кислота середньої сили



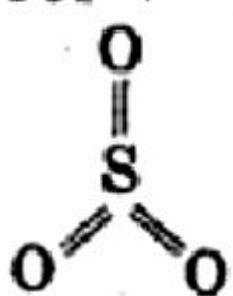
сульфіти
 Na_2SO_3

Солі

гідрогенсульфіти
 NaHSO_3

Сполуки S⁺⁶

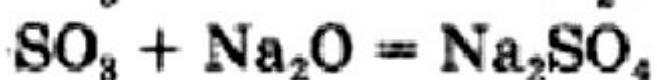
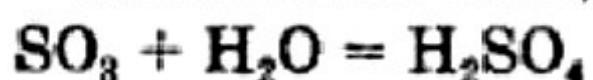
Сульфур (VI) оксид SO₃



- безбарвна рідина
- $t_{\text{кпп}} = 45^{\circ}\text{C}$
- $t \leq 17^{\circ}\text{C}$ перетворюється на білу кристалічну речовину.

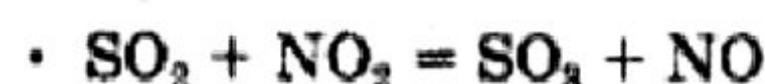
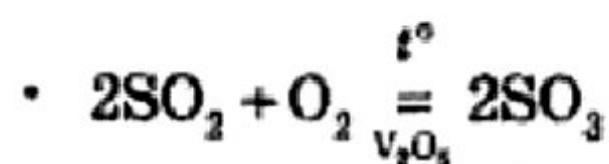
Хімічні властивості

SO₃ — кислотний оксид

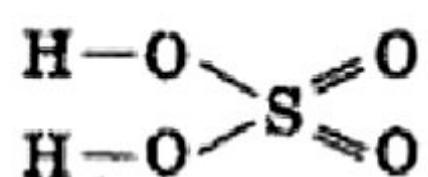


SO₃ — сильний окисник

Добування



Сульфатна кислота H₂SO₄



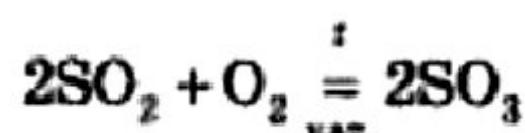
- безбарвна оліїста рідина
- сильна кислота

Добування

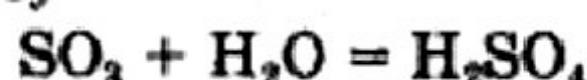
1) одержання SO₂



2) окиснення SO₂ до SO₃

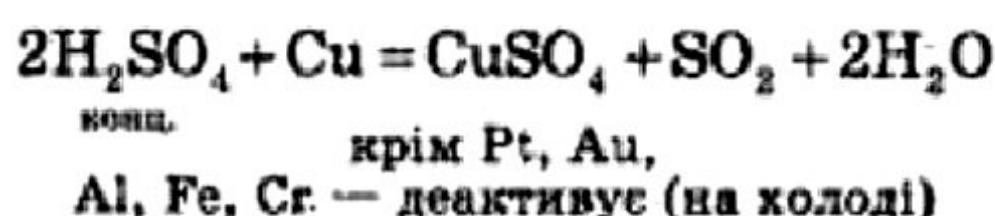
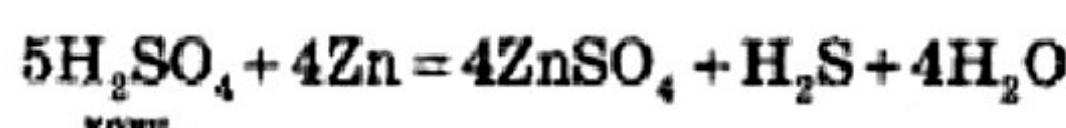
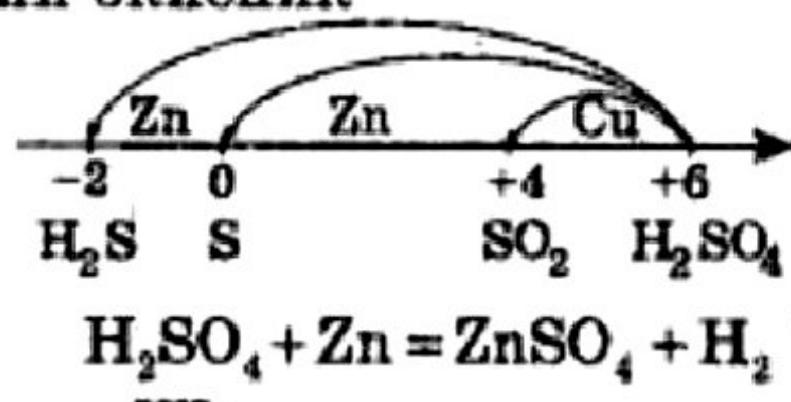


3) поглинання SO₃, утворення олеуму

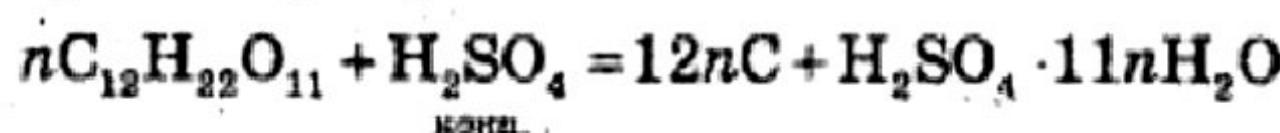


Хімічні властивості

- Розчин H₂SO₄ виявляє загальні властивості кислот
- Концентрована H₂SO₄ — сильний окисник



Концентрована H₂SO₄ — звугллює цукор

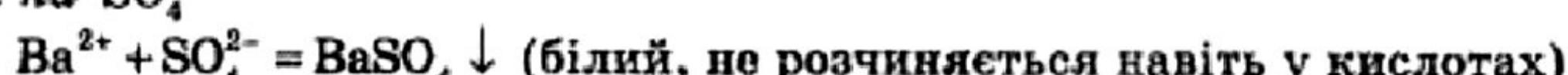


сульфати
 Na_2SO_4

Солі

гідрогенсульфати
 Na_2HSO_4

Якісна реакція на SO₄²⁻

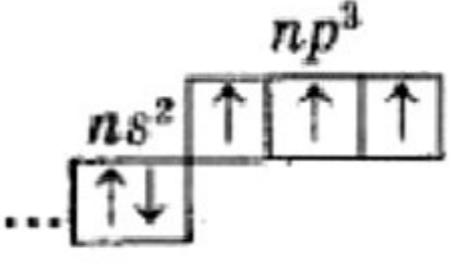


ЕЛЕМЕНТИ V ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ

N	Збільшується	{	R_a радіус атомів
P			металічні властивості
As	Зменшується	{	відновлювальні властивості
Sb			електронегативність
Bi			стійкість сполук з Гідрогеном (EH_3)

НІТРОГЕН N

- Нітроген — з лат. «той, що народжує селітру».
- Азот — від гр. «а» — не, без і «зос» — який дає життя.
- Людський організм містить у середньому 1,8 кг Нітрогену.
- Слово «амоніак» походить від стародавньої назви нашатирю NH_4Cl — sal ammoniac, який добували в Лівії поблизу святилища бога Амона.
- Царська водка — рідина жовтого кольору, утворюється при змішуванні трьох об'ємів хлоридної і одного об'єму нітратної кислот. Розчиняє навіть золото й платину.

${}_{7}^{14}\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	C. O.	приклади сполук	
		-3	NH_3	
		0	N_2	максимальна валентність IV
		+1	N_2O	
		+2	NO	
		+3	N_2O_3	
		+4	NO_2	йон амонію
		+5	N_2O_5	

У природі

Як проста речовина — складає у повітрі 78 % об'єму

Як елемент — у ґрунті, в органічних сполуках, в тому числі білках, нуклеїнових кислотах

АЗОТ, N₂



Властивості

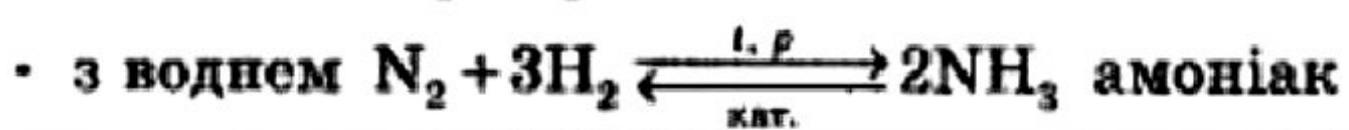
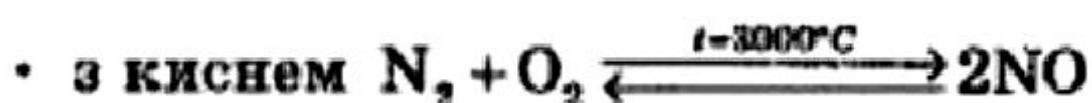
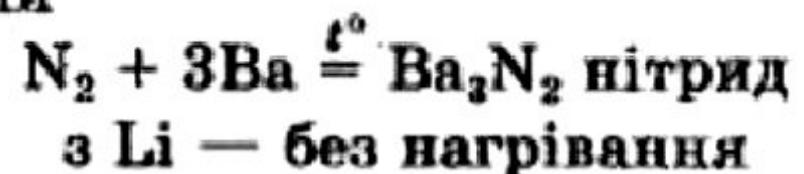
Фізичні

- газ без кольору, смаку, запаху
- малорозчинний у воді
- $t_{\text{кип}} = -196^{\circ}\text{C}$
- $t_{\text{зам}} = -210^{\circ}\text{C}$

Хімічні

Низька реакційна здатність, бо має міцний потрійний зв'язок у молекулі

- з металами



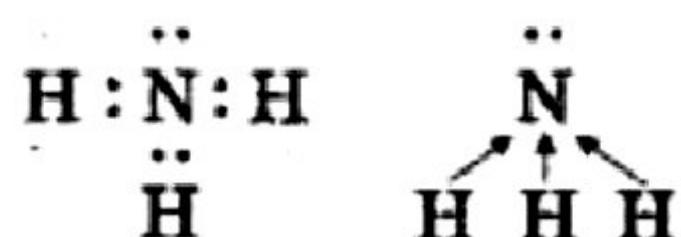
Добування

- У промисловості — з рідкого повітря
- У лабораторії $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{?} \text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Застосування

- Для виробництва амоніаку, нітратної кислоти
- Для створення інертного середовища
- Для виробництва мінеральних добрив

АМОНІАК NH₃



Властивості

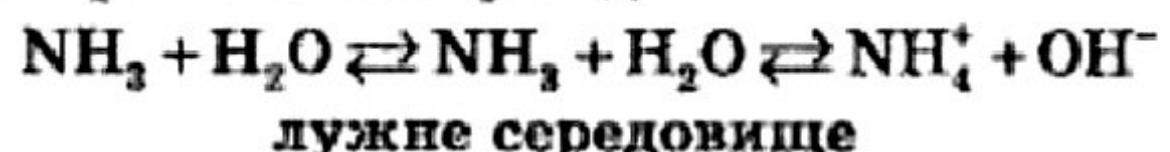
Фізичні

- безбарвний газ
- має характерний різкий запах
- отруйний
- легший за повітря
- дуже добре розчиняється у воді (700 л NH₃ — 1 л H₂O)
- легко зріджується
- 10 % розчин — нашатирний спирт

Хімічні

Як основа

- з кислотами NH₃ + HCl \rightleftharpoons NH₄Cl сіль
- під час розчинення у воді

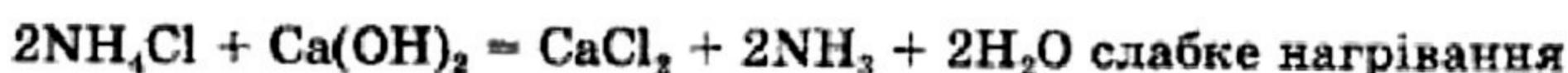


Як відновник

- $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- $8\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Br}$

Добування

- У промисловості $N_2 + 3H_2 \xrightleftharpoons[катализатор]{t, p} 2NH_3$
- У лабораторії



Застосування

- Для виробництва: нітратної кислоти, нітратів, сечовини, соди, мінеральних добрив

СОЛІ АМОНІЮ (МІСТЯТЬ ЙОН NH_4^+)

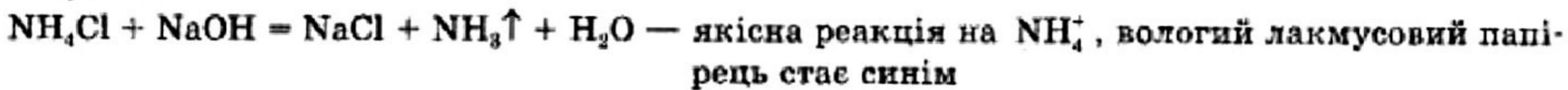
Властивості

Фізичні

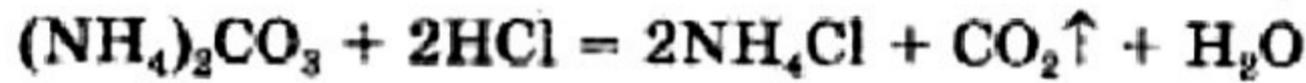
- кристалічні речовини
- добре розчиняються у воді
- повністю дисоціюють

Хімічні

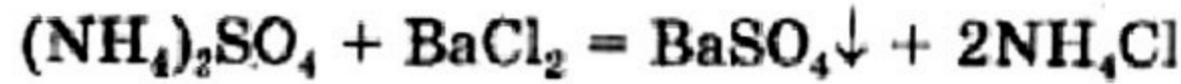
- з лугами



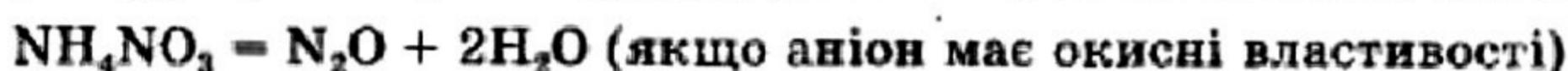
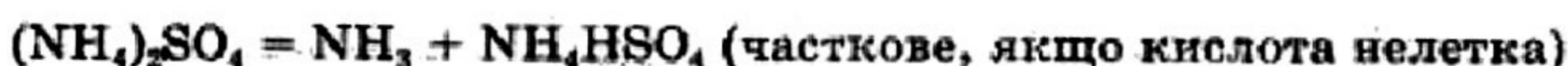
- з кислотами



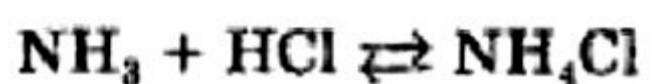
- з солями



- розкладання при нагріванні



Добування



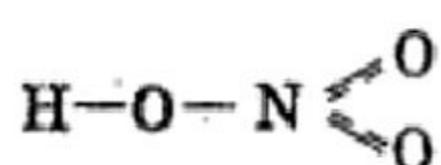
Застосування

Як мінеральні добрива

НІТРОГЕН ОКСИДИ

<p>Нітроген(I) оксид N_2O</p> <ul style="list-style-type: none"> газ без кольору має солодкуватий смак «веселільний газ» добре розчиняється у воді несолетвірний розкладається $2N_2O \xrightarrow{700^{\circ}C} 2N_2 + O_2$ <p>д побудування</p> $NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$	<p>Нітроген(II) оксид NO</p> <ul style="list-style-type: none"> газ без кольору без запаху погано розчиняється у воді погано зріджується несолетвірний легко окиснюється $2NO + O_2 = 2NO_2$ <p>може відновлюватись</p> $2NO + 2SO_2 = 2SO_3 + N_2$ <p>Д побудування</p> $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO + 6H_2O$ $3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$ $N_2 + O_2 \xrightarrow{t \text{ вл. дуги}} 2NO$	<p>Нітроген(III) оксид N_2O_3</p> <ul style="list-style-type: none"> темно-синя рідина кислотний оксид $N_2O_3 + 2KOH = 2KNO_2 + H_2O$ <p>нітрат</p> <p>Д побудування</p> $NO_2 + NO \rightleftharpoons N_2O_3$ <p>HNO_2 — нітратна кислота, відповідає оксиду N_2O_3, нестійка</p> $2HNO_2 = H_2O + NO_2 + NO$
<p>Нітроген(IV) оксид NO_2</p> <ul style="list-style-type: none"> бурий газ з різким запахом отруйний добре розчиняється у воді, реагує з нею $\sqrt{2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2}$ $\sqrt{4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3 \text{ в надлишку } O_2}$ <p>з лугами</p> $2NO_2 + 2NaOH = NaNO_3 + NaNO_2 + H_2O$ <p>димерізується</p> $2NO_2 \xrightleftharpoons[\substack{\text{бурий} \\ \text{газ}}]{\substack{-11,2^{\circ}C \\ +140^{\circ}C}} N_2O_4 \xleftarrow{\substack{\text{безбарвний} \\ \text{газ}}}$ <p>д побудування</p> $2NO + O_2 = 2NO_2$ $Cu + 4HNO_3 \xrightarrow{\text{конц.}} Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$	<p>Нітроген(V) оксид N_2O_5</p> <ul style="list-style-type: none"> безбарвні прозорі кристали нестійкий $2N_2O_5 = 4NO_2 + O_2$ <p>кислотний оксид</p> $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$ $N_2O_5 + 2NaOH = 2NaNO_3 + H_2O$ <p>сильний окисник</p> <p>д побудування</p> $2HNO_3 + P_2O_5 = 2HPO_3 + N_2O_5$ <p>HNO_3 — нітратна кислота, відповідає оксиду N_2O_5</p>	

НІТРАТНА КИСЛОТА HNO_3



Властивості

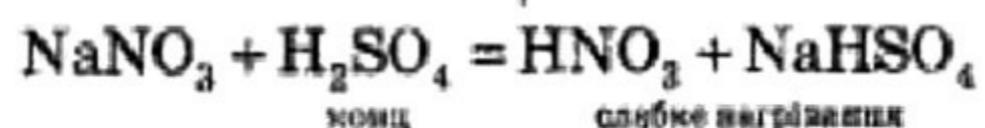
Фізичні

- безбарвна рідина
- літка, «димить» на повітрі

- добре змішується з водою
- $t_{\text{кпп}} = 86^{\circ}\text{C}$
- $t_{\text{кп}} = -42^{\circ}\text{C}$

Добування

- У лабораторії



слабке нагрівання

- У промисловості в 3 етапи:

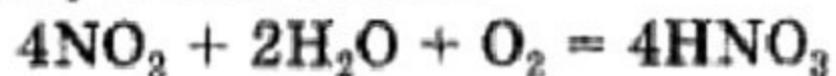
1) окиснення амоніаку на платиновому катализаторі



2) окиснення нітроген (II) оксиду



3) поглинання NO_2 водою в присутності кисню



Застосування

Для виробництва мінеральних добрив, вибухових речовин, лікарських речовин, барвників, пластмас, штучних волокон

Окисні властивості HNO_3

HNO_3 — сильний окисник, що окиснює і метали, і неметали.

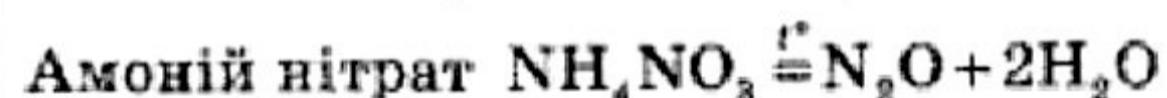
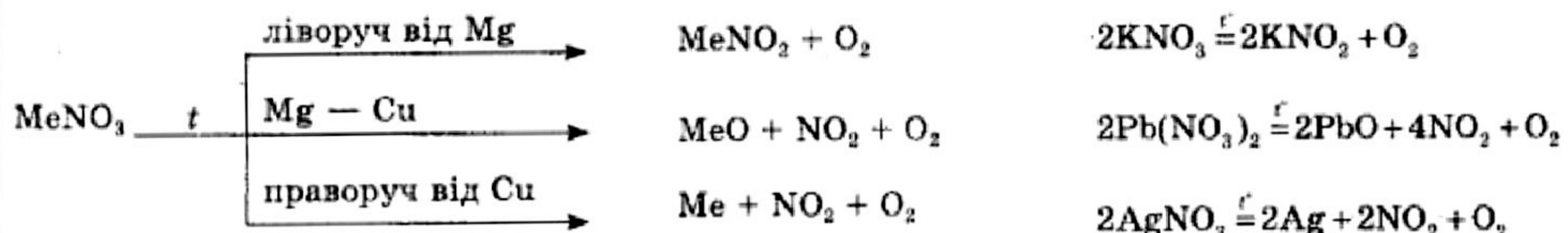
Реагент	HNO_3 (конц)	HNO_3 (роз)
Лужні та лужноземельні метали $\text{Li}, \text{Na}, \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}, \text{Sr}, \text{Ba}$	Виділяється N_2O	Утворюється NH_3 , який з надлишком нітратної кислоти дає NH_4NO_3
Активні метали та метали середньої активності $\text{Mg}, \text{Zn}, \text{Ni}, \text{Co}, \text{Mn}$	Виділяється NO	$\text{N}_2\text{O}, \text{N}_2, \text{NH}_4\text{NO}_3$
Неактивні метали $\text{Sn}, \text{Pb}, \text{Cu}, \text{Bi}, \text{Hg}, \text{Ag}$	Виділяється NO_2	NO
$\text{Fe}, \text{Cl}, \text{Al}$ пасивуються (на ході)	При нагріванні NO або NO_2 з утворенням оксидів	$\text{N}_2\text{O}, \text{N}_2, \text{NH}_4\text{NO}_3$ утворюються солі Me
Неметали	NO_2	NO
	Неметали окиснюються до відповідних кислот	

Приклади рівнянь реакцій з HNO_3

З концентрованою	З розбавленою
$2\overset{0}{\text{Fe}} + 6\overset{+5}{\text{HNO}_3} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 6\overset{+4}{\text{NO}_2} + 3\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe}^0 - 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Fe}^{+3} \quad 1$ $2\text{N}^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+4} \quad 6$	$8\overset{0}{\text{Fe}} + 30\overset{+5}{\text{HNO}_3} \xrightarrow{t} 8\overset{+3}{\text{Fe}(\text{NO}_3)_3} + 3\overset{-3}{\text{NH}_4\text{NO}_3} + 9\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+3} \quad 8$ $\text{N}^{+5} + 8\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+3} \quad 3$
$\overset{0}{\text{Bi}} + 6\overset{+5}{\text{HNO}_3} = \overset{+3}{\text{Bi}(\text{NO}_3)_3} + 3\overset{+4}{\text{NO}_2} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^{+3} \quad 1$ $\text{N}^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+4} \quad 3$	$5\overset{0}{\text{Zn}} + 12\overset{+5}{\text{HNO}_3} = 5\overset{+2}{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} + \overset{0}{\text{N}_2} + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2} \quad 5$ $2\text{N}^{+5} + 10\bar{e} \rightarrow \text{N}_2^0 \quad 1$
$\overset{0}{\text{P}} + 5\overset{+5}{\text{HNO}_3} = \overset{+5}{\text{H}_3\text{PO}_4} + 5\overset{+4}{\text{NO}_2} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P}^0 - 5\bar{e} \rightarrow \text{P}^{+5} \quad 1$ $\text{N}^{+5} + 1\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+4} \quad 5$	$3\overset{0}{\text{P}} + 5\overset{+5}{\text{HNO}_3} + 2\text{H}_2\text{O} = 3\overset{+5}{\text{H}_3\text{PO}_4} + 5\overset{+2}{\text{NO}}$ $\text{P}^0 - 5\bar{e} \rightarrow \text{P}^{+5} \quad 3$ $\text{N}^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+2} \quad 5$

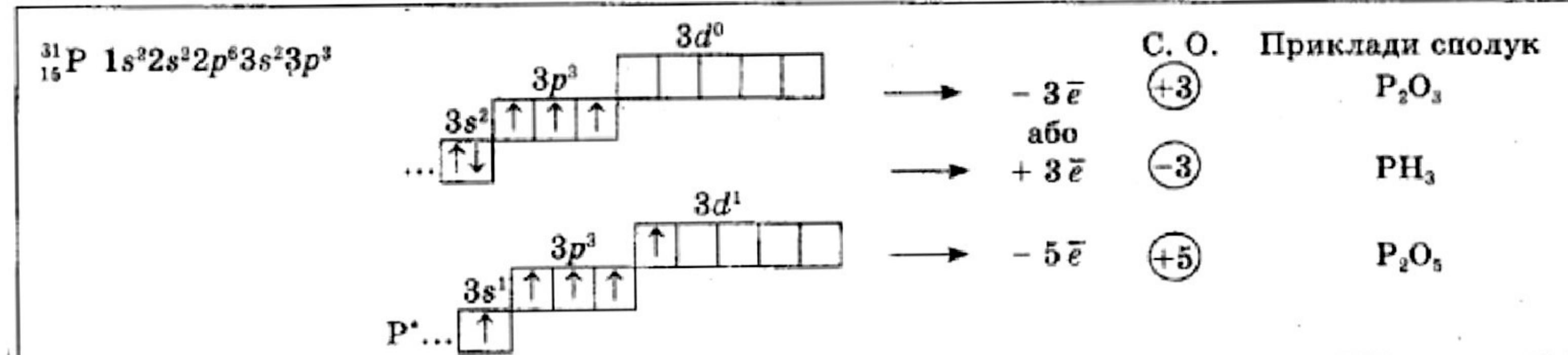
Солі нітратної кислоти — нітрати

- Добре розчиняються у воді
- Розкладаються при нагріванні



ФОСФОР Р

- Фосфор — з гр. «світлоносний».
- В організмі людини в середньому міститься близько 780 г Фосфору.
- Запалювальна поверхня коробки сірників покрита сумішшю червоного фосфору та порошку скла.

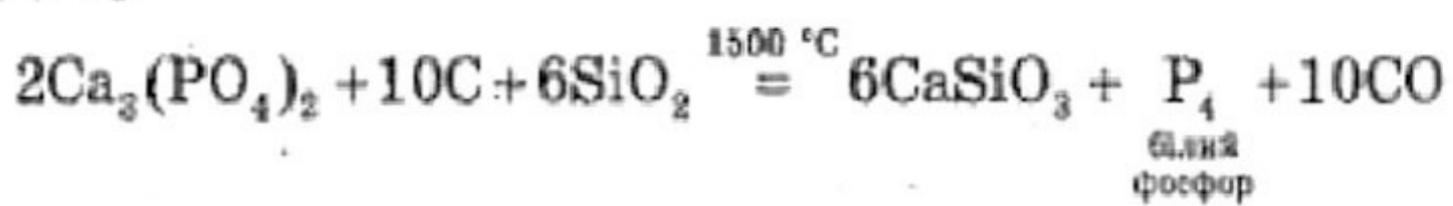


У природі

у складі сполук

- фосфорити $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$
- апатити $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaX}_2$
де $\text{X} = \text{F}^-, \text{Cl}^-$,
- у складі білкових речовин

Добування



Властивості

Хімічні

- з киснем $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$
 $4\text{P} + 3\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_3$ (нестача O_2)
- з сіркою $2\text{P} + 3\text{S} = \text{P}_2\text{S}_3$
- з галогенами $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_5$
 $\text{P} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{PCl}_3$ (нестача Cl_2)
 $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = 5\text{HCl} + \text{H}_3\text{PO}_4$
- з водою $4\text{P} + 16\text{H}_2\text{O} = 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 10\text{H}_2\uparrow$

- з кислотами
 $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$
 $2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- з лугами
 $4\text{P} + 3\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3\uparrow + 3\text{NaH}_2\text{PO}_2$
- з металами
 $2\text{P} + 3\text{Ca} = \text{Ca}_3\text{P}_2$ (фосфід)

Характеристика	Алотропні модифікації		
	Білий фосфор	Червоний фосфор	Чорний фосфор
Кристалічна структура	молекулярна P_4	атомна	атомна
Колір	білий	від червоного до фіолетового	сіро-чорний
Запах	часнику	немає	немає
Твердість	воскоподібний	твердий	відносно м'який
$t_{\text{пл}}$	44 °C	плавиться тільки під тиском, $t > 280$ °C переходить у пару білого фосфору	
Розчинність	мало в H_2O , добре в CS_2		нерозчинний
Реакційна здатність	висока	низька	середня
Люмінесценція	зеленкувате світіння	немає	немає

Застосування

- Для виробництва: фосфор оксидів, фосфатної кислоти
- Для виробництва сірників
- У сплавах
- В органічному синтезі

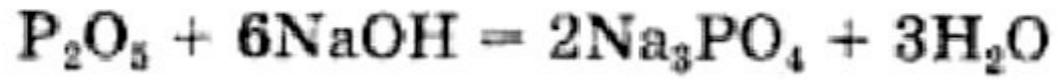
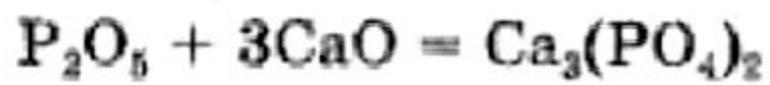
- ! Сполуки Фосфору з Оксигеном більш стійкі, ніж у Нітрогена.
• Сполука Фосфору з Гідрогеном (PH_3) менш стійка, ніж у Нітрогена

Сполуки Р⁺⁵

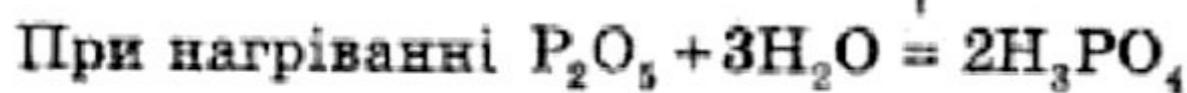
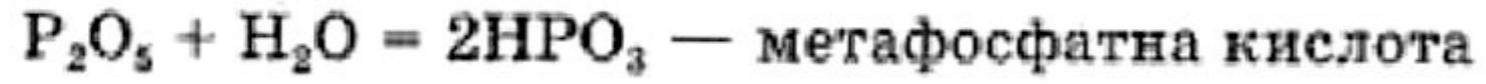
- Найбільш стійкі
- Не виявляють окисних властивостей

Фосфор(V) оксид P_2O_5 (P_4H_{10})

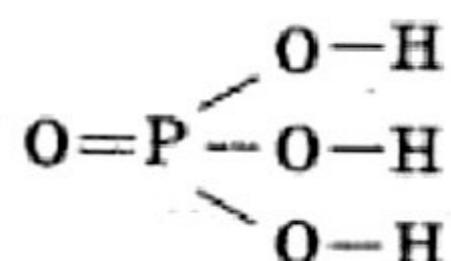
- біла кристалічна речовина
- один з найефективніших осушників
- кислотний оксид



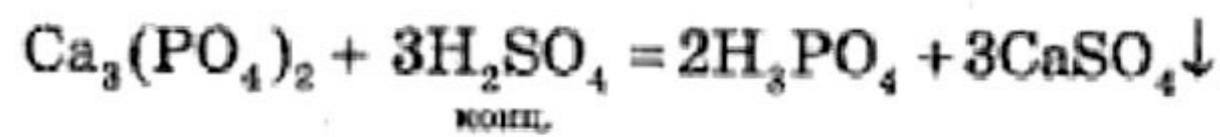
- розчиняється у воді



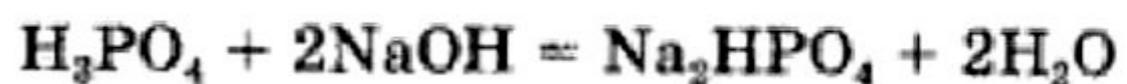
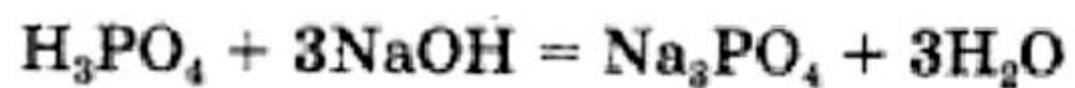
Ортофосфатна кислота H_3PO_4



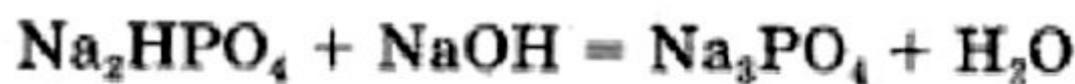
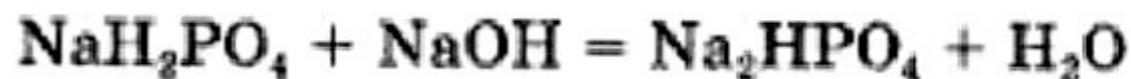
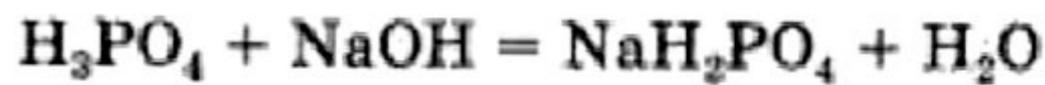
- біла тверда речовина
- розчиняється у воді
- кислота середньої сили
- добування в промисловості



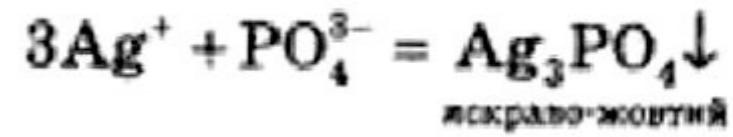
Солі:	фосфати	Na_3PO_4
	гідрогенфосфати	Na_2HPO_4
	дигідрогенфосфати	NaH_2PO_4



або

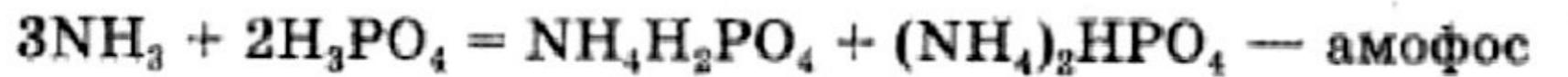
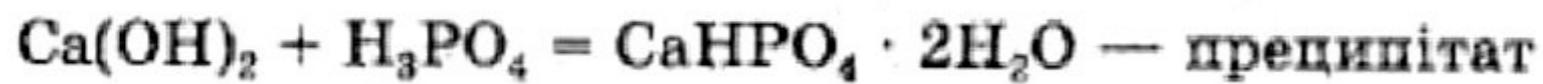
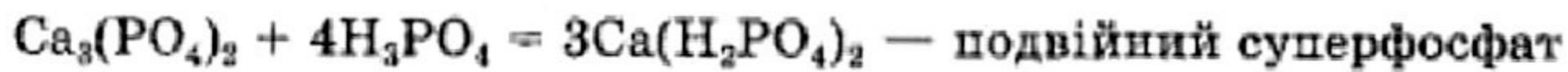
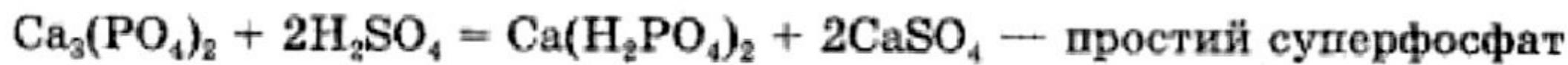


- Якісна реакція на PO_4^{3-}



Фосфатні добрива

$Ca_3(PO_4)_2$ — «фосфоритна мука»



+ сіль Калію = амофоска

ЕЛЕМЕНТИ IV ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ

неметали	{ C Si	Збільшується R_a , металічні і відновні властивості.	ns^2	np^2	\rightarrow	C. O. $-2\bar{e}$ $+2$
амфотер- ність	Ge	Зменшується електронегативність, стійкість сполук з Гідрогеном.	...	np^3	\rightarrow	$-4\bar{e}$ $+4$
метали	{ Sn Pb		$E^* \dots$	ns^1	\rightarrow	$+4\bar{e}$ -4

КАРБОН С

- Алмаз — від гр. «адамас» — твердий, незламний, непохитний.
- У деяких вулканічних місцевостях вуглекислий газ виділяється з розколин земної кори і накопичується в печерах (Собача печера біля Неаполя), долинах (Долина смерті на о. Ява). Тварини, невисокі на зріст, які попадають у ці місця гинуть.
- Назва елемента Карбон була запропонована А. Л. Лавуазье.
- У 1992 р. в Карелії знайдені природні фуллерени в мінералі шунгіті.



Властивості

Хімічні

Карбон як окисник	слабо виражені	Карбон як відновник
<ul style="list-style-type: none"> $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CO} + \text{CaC}_2$ — кальцій карбід $4\text{Al} + 3\text{C} = \text{Al}_4\text{C}_3$ — алюміній карбід $2\text{H}_2 + \text{C} = \text{CH}_4$ — метан 		<ul style="list-style-type: none"> $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ $t < 500^\circ\text{C}$ (горіння) $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ $t > 900^\circ\text{C}$ $\text{C} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO} + \text{H}_2$ $t > 1200^\circ\text{C}$ $\text{C} + \text{ZnO} = \text{Zn} + \text{CO}$ $t > 1000^\circ\text{C}$ $3\text{C} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ конц.

У природі

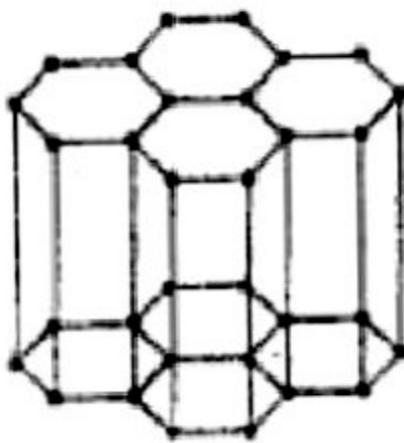
Як проста речовина:

- алмаз
- графіт

Як елемент у складі речовин:

- основна складова частина всіх тварин і рослин
- вуглекислий газ CO_2
- карбонати
- нафта, природні гази

Алотропія

Алмаз  <ul style="list-style-type: none"> • sp^3-гібридизація атома С • міцні ковалентні зв'язки • неметал • атомна кристалічна ґратка • прозорі кристали • має найбільшу твердість серед природних сполук • ізолятор 	Графіт  <ul style="list-style-type: none"> • sp^2-гібридизація атома С • шарувата структура • атомна кристалічна ґратка • сірого кольору • м'який • має високу електропровідність 	Карбін $-C \equiv C - C \equiv C -$ Полікумулен $=C \equiv C = C = C =$ Фулерени C_{60} і C_{70} — порожні сфери, що нагадують футбольні м'ячі, поверхня яких утворена п'яти- та шестикутниками з атомів Карбону
--	---	--

Добування та використання

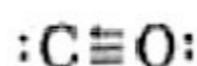
Сировина	Добування	Використання
Деревина	Спалювання за умов нестачі повітря 	Здатність до адсорбції — утримання поверхневим шаром газів і розчинних речовин. Найдрібніший порошок графіту. Використовується для виготовлення: <ul style="list-style-type: none"> • чорнил • наповнювач гуми • у поліграфії
Кам'яне вугілля	Суха перегонка \longrightarrow Кокс	Відновник в металургії
Кістки тварин	Спалювання \longrightarrow Тваринне вугілля	Використовують у цукровій промисловості для очищення цукрового сиропу

! Карбон здатний утворювати кратні зв'язки (на відміну від Si, Ge)



Сполуки C^{+2}

Карбон(ІІ) оксид CO чадний газ



Фізичні властивості

- газ без кольору
- не має запаху

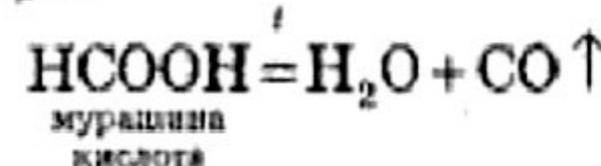
- погано розчиняється у воді
- дуже отруйний — з'єднується з гемоглобіном крові, блокуючи перенесення кисню

Добування

- У промисловості

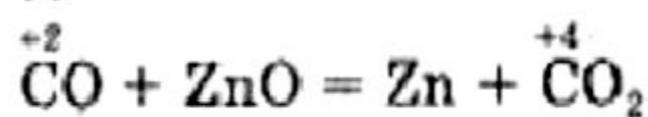


- У лабораторії

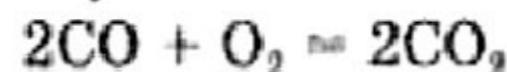


Хімічні властивості

- несолетвірний оксид
- гарний відновник

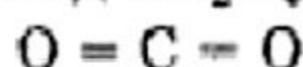


- Горить синім полум'ям



Сполуки C⁺⁴

Карбон(IV) оксид CO₂ вуглекислий газ



Фізичні властивості

- газ без кольору
- не має запаху
- важчий за повітря

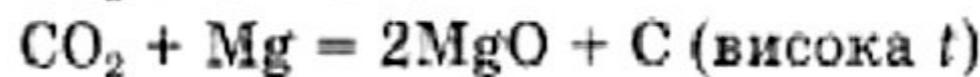
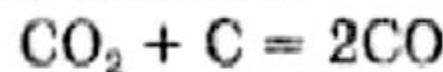
- розчиняється у воді
- не підтримує дихання
- при t = -76 °C — сухий льод

Хімічні властивості

Кислотний оксид

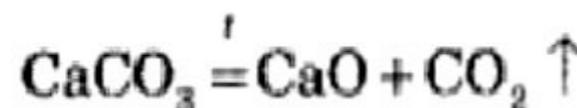
- CO₂ + H₂O ⇌ H₂CO₃
- CO₂ + 2NaOH = Na₂CO₃ + H₂O
- CO₂ + CaO = CaCO₃

Як окисник

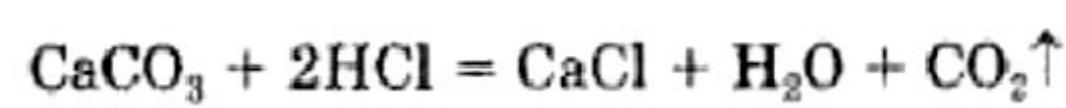


Добування

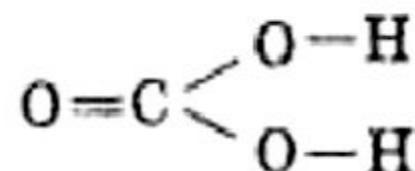
- У промисловості



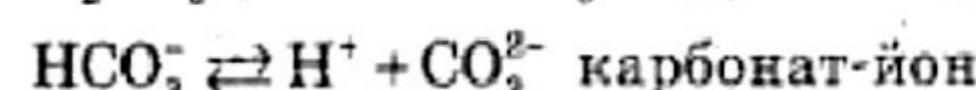
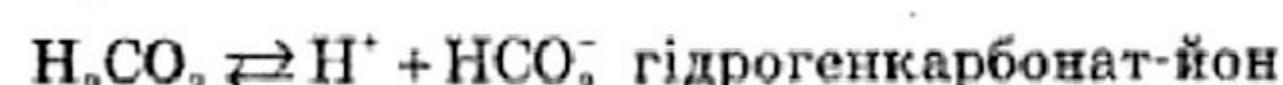
- У лабораторії



Карбонатна кислота H₂CO₃



У розчині



Солі

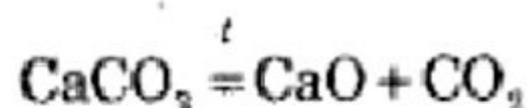
Карбонати

Na₂CO₃ — кальцінована сода

K₂CO₃ — поташ

CaCO₃ — вапняк, крейда, мармур

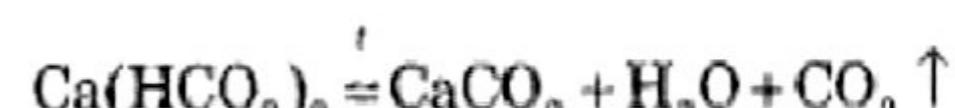
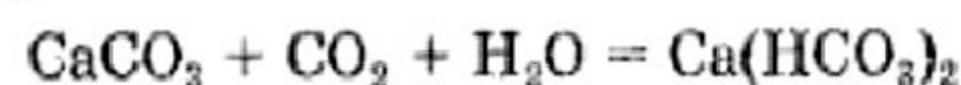
- Розчинні у воді лише карбонати лужних металів і NH₄⁺
- сильний гідроліз
- розкладаються при нагріванні, крім карбонатів лужних металів



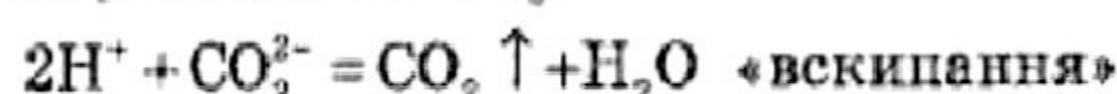
Гідрогенкарбонати

NaHCO₃ — питна сода, K₂HCO₃, Ca(HCO₃)₂

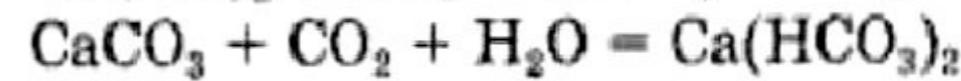
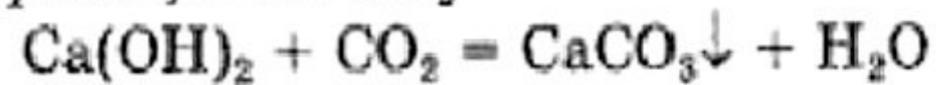
Легко розчиняються у воді (ви exclusion)
NaHCO₃



Якісна реакція на CO₃²⁻



Якісна реакція на CO₂



Помутніння вапняної (баритової) води з подальшим зникненням каламуті

СИЛІЦІЙ Si

- Силіцій — від лат. *silic*, що означає «міцний».
- Кристали гірського кришталю іноді сягають величезних розмірів. У 1958 р. в Казахстані було знайдено кристал масою 70 т.
- У Стародавньому Єгипті склоробство виникло ще за 3000 років до н. е.
- Абразивні матеріали (від лат. *abrasio* — зіскоблювання) — тверді речовини (кремені, наждак, алмаз, пемза), які використовують для механічної обробки: шліфування, різання, полірування.

Алотропія

Алмазоподібна структура

- металічний бліск
- електропровідність
- інертність

Аморфний кремній

- бурий порошок
- більш реакційноздатний, ніж алмазоподібний

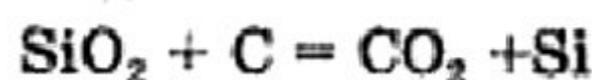
У природі

- другий елемент за поширенням у земної кори
- лише у зв'язаному стані у вигляді оксиду SiO_2 (пісок, кварц) у вигляді силікатів

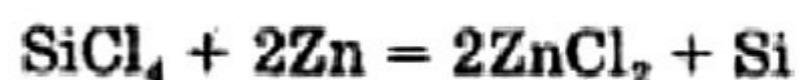


Добування

У промисловості



У лабораторії



Властивості

Хімічні властивості силіцію

Досить інертний

Si — відновник

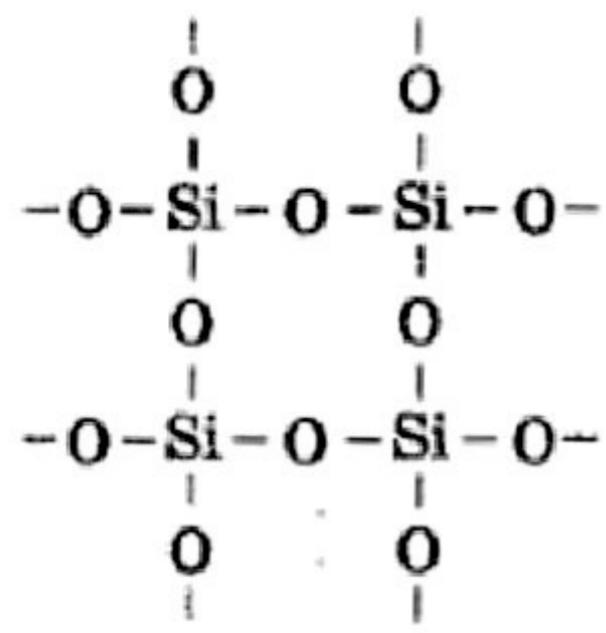
- $\text{Si} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$
- $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$
- $\text{Si} + \text{C} = \text{SiC}$ — карборунд
- $\text{Si} + 2\text{CaO} = \text{SiO}_2 + 2\text{Ca}$
- $\text{Si} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2 \uparrow$

Si — окисник

$\text{Si} + 2\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si}$ — силіцид

(у більшості металів Si розчиняється без хімічної взаємодії)

**Силіцій оксид $\overset{+4}{\text{SiO}_2}$
(неорганічний
полімер)**



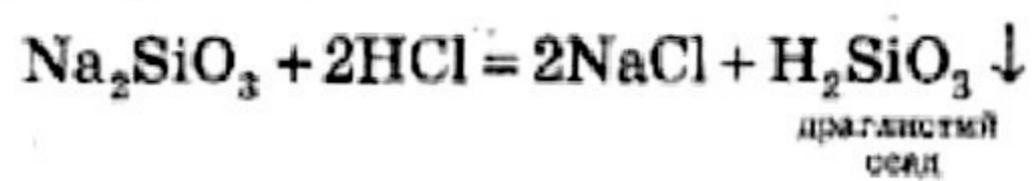
- тверда, тугоплавка речовина
 - кислотний оксид
- $$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$$
- $$\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$$
- всі реакції — сплавлення
- інертний
- $$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O} —$$
- травлення скла

**Силікатні кислоти
 $n\text{SiO}_2 \cdot m\text{H}_2\text{O}$**

H_2SiO_3 — метасилікатна
 H_4SiO_4 — ортосилікатна
 $n > 1$ — полісилікатні,
 усі дуже слабкі, нестійкі

$$\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$$

Добування



**Силікати —
солі силікатних кислот**

- Піддаються гідролізу — дають лужне середовище
- Солі Na, K — розчинні у воді — рідке скло
- Звичайне скло $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ виробляють сплавленням суміші соди (Na_2CO_3), вапняку (CaCO_3) та білого піску (SiO_2)
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{PbO} + \text{SiO}_2$ — кришталь.
- Цемент виробляють випалюванням суміші глини та вапняку із розмелюванням
- Кераміку виробляють з природних глин шляхом формування, сушки, випалювання

РОЗДІЛ III. ОРГАНІЧНА ХІМІЯ



Бутлеров Олександр Михайлович — видатний теоретик і блискучий експериментатор-хімік. Автор першого підручника з органічної хімії. Власними синтезами ізомерів, передбачених ним за допомогою своєї теорії, ствердив її справедливість. Інтереси О. М. Бутлерова, окрім хімії, стосувалися медицини, бджолярства, садівництва. Видатний педагог.

Атоми в молекулах сполучені між собою в певному порядку, відповідно до їх валентності. Послідовність сполучення атомів у молекулі — хімічна будова

Теорія хімічної будови органічних сполук
О. М. Бутлерова

Знаючи властивості органічних речовин, можна встановити їх хімічну будову та, навпаки, за будовою речовини можна робити висновки про її властивості

Атоми або групи атомів у молекулах взаємно впливають одне на одного безпосередньо або за допомогою інших атомів

Властивості речовин залежать від якісного та кількісного складу, а також від хімічної будови молекули

Основні поняття

Гомологічний ряд	Ряд сполук, представники якого близькі за хімічними властивостями, характеризуються закономірною зміною фізичних властивостей, мають однотипну структуру та відрізняються одне від одного на одну або кілька $-\text{CH}_2-$ груп
Гомологічна різниця	Група атомів $-\text{CH}_2-$, на яку відрізняється від попередньої кожна наступна сполука в гомологічному ряді
Гомологи	Окремі члени гомологічного ряду
Ізомери	Речовини, що одинакові за якісним і кількісним складом але різні за будовою і тому мають різні хімічні та фізичні властивості
Функціональна група	Постійна група атомів, яка визначає характерні властивості речовини $-\text{OH}$, $-\text{COOH}$ тощо
Формула загальна	Відображає якісний та кількісний склад речовини $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
Формула структурна	Відображає послідовність сполучення атомів у молекулі <div style="text-align: right; margin-right: 100px;"> $\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ або $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ </div>
Формула електронна	Формула, в якій ковалентний зв'язок умовно позначають двома крапочками <div style="text-align: right; margin-right: 100px;"> $\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ \cdot & \cdot \\ \text{H} : \text{C} : & \text{C} : \text{O} : \text{H} \\ \cdot & \cdot \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ </div>
Радикал	Залишок молекули вуглеводню, який утворюється внаслідок видалення одного або кількох атомів Гідрогену <ul style="list-style-type: none"> $-\text{CH}_3$ метил $-\text{C}_2\text{H}_5$ етил $-\text{C}_3\text{H}_7$ пропіл

ТИПИ ОРГАНІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Реакції приєднання	$A = B + X - Y \rightarrow \begin{matrix} A - B \\ \quad \\ X \quad Y \end{matrix}$	Приклад $CH_2 = CH_2 + Br_2 \rightarrow \begin{matrix} CH_2 - CH_2 \\ \quad \\ Br \quad Br \end{matrix}$
Реакції заміщення	$A - B + X - Y \rightarrow \begin{matrix} A - X + B - Y \\ \quad \quad \quad \end{matrix}$	$C_2H_5Cl + NaOH \rightarrow C_2H_5OH + NaCl$ $C_2H_6 + Cl_2 \rightarrow C_2H_5Cl + HCl$
Реакції відщеплення	$\begin{matrix} A - B \rightarrow A = B + XY \\ \quad \quad \quad \end{matrix}$	$C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 + H_2O$
Реакції пере- групування	$\begin{matrix} A - B \rightarrow A - B \\ \quad \quad \quad \end{matrix}$	$CH_3 - \underset{Cl}{CH} - CH = CH_2 \rightarrow CH_3 - CH = \underset{Cl}{CH} - CH_2$
Реакції утворення полімерів	Реакції полімеризації	$n CH_2 = \underset{Cl}{CH} \rightarrow \left(- \underset{Cl}{CH_2} - \underset{Cl}{CH} - \right)_n$
	Реакції поліконденсації	$n CH_2 - R - \underset{NH_2}{C} \overset{O}{\leqslant} OH \rightarrow \left(- \underset{NH}{CH_2} - R - \overset{O}{\underset{ }{C}} - \right)_n + n H_2O$
Реакції окиснення та віднов- лення	Супроводжуються зміною сту- пеня окиснення атома Карбону, який є реакційним центром	$CH_3 - \underset{H}{C} \overset{O}{\leqslant} OH \xrightarrow[\text{окиснення}]{[O]} CH_3 - \underset{OH}{C} \overset{O}{\leqslant} OH$ $CH_3 - \underset{H}{C} \overset{O}{\leqslant} OH \xrightarrow[\text{відновлення}]{[H]} CH_3 - CH_2 - OH$

ВИДИ РОЗРИВУ КОВАЛЕНТНОГО ЗВ'ЯЗКУ

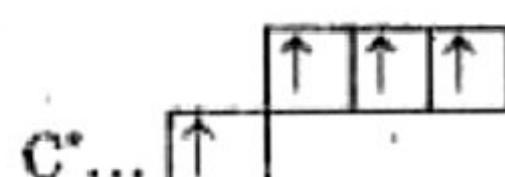
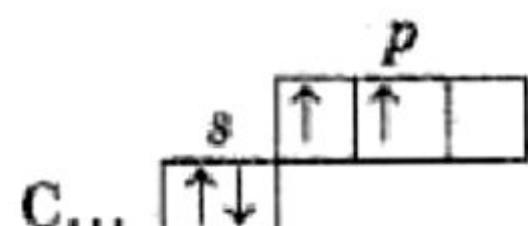
Радикальний механізм	Йонний механізм
$- \underset{ }{C} : \underset{ }{C} - \rightarrow - \underset{ }{C} \cdot + \cdot \underset{ }{C} -$ вільні радикали, бо мають неспарений електрон	$- \underset{ }{C} : \underset{ }{C} - \rightarrow - \underset{ }{C}^+ + : \underset{ }{C}^-$ карбокатіон карбоаніон

ВУГЛЕВОДНІ

АЛКАНИ (НАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ, ПАРАФІНИ)

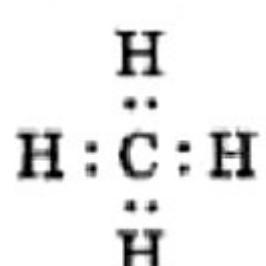
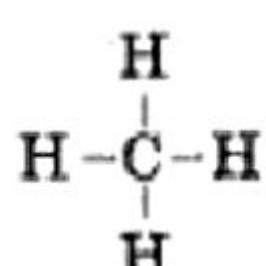
- Суміш різних насычених вуглеводнів добувають, нагріваючи вугілля в атмосфері водню, при високій температурі та тиску. Цю суміш використовують як рідке паливо та як цінну сировину в органічному синтезі.
- Парафін — від лат. *ragum afinis* — «мало споріднений».
- Метан — головна складова природного газу.

C_nH_{2n+2}	} гази
метан CH_4	
етан C_2H_6	
пропан C_3H_8	
бутан C_4H_{10}	
пентан C_5H_{12}	
гексан C_6H_{14}	
гептан C_7H_{16}	
октан C_8H_{18}	
нонан C_9H_{20}	
декан $C_{10}H_{22}$	
> C_{15}	
— тверді речовини	



- sp^3 -гібридизація атомів Карбону
- $109^{\circ}28'$ — валентний кут
- Хімічні зв'язки — прості (одинарні) σ -зв'язки
- Довжина зв'язків $C - C = 0,154$ нм
- $C - H = 0,109$ нм
- Тип ізомерії — структурна

CH_4 — метан



- газ без кольору і запаху
- легше за повітря
- не розчиняється у воді

Властивості

Хімічні

I. Реакції з розривом С–С зв'язків

- горіння (повне окиснення) $2C_nH_{2n+2} + (3n + 1)O_2 \rightarrow 2nCO_2 + (2n + 2)H_2O$
- часткове окиснення $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$

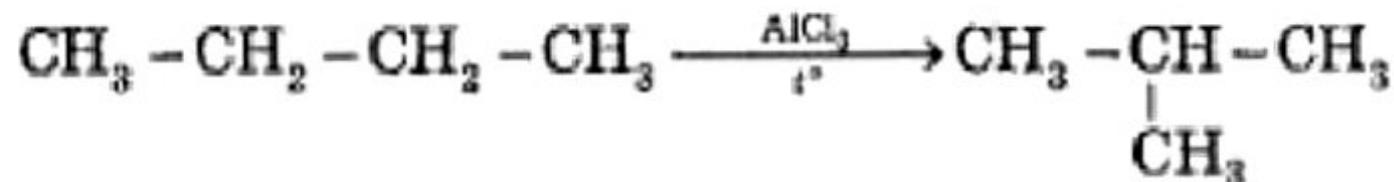
• часткове окиснення



• крекінг (розщеплення)

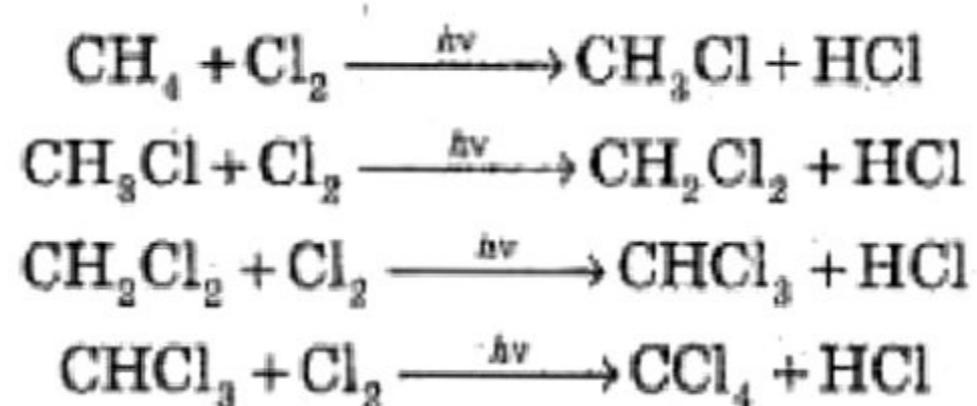


• ізомеризація

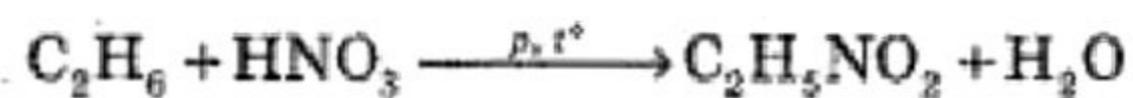


II. Реакції з розривом С–Н зв'язків

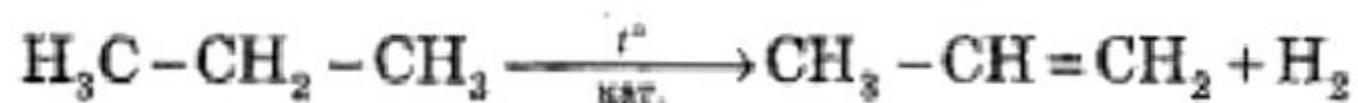
- заміщення Гідрогену на Галоген, вільновідмінний механізм реакції



- заміщення Гідрогену на нітрогрупу, реакція Коновалова



III. Каталітичне дегідрування — відщеплення H_2



Реакції, характерні для метану

Піроліз

- $\text{CH}_4 \xrightarrow{1000^\circ\text{C}} \text{C} + 2\text{H}_2$
- $2\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow[1500^\circ\text{C}]{\text{синтез-газ}} 2\text{CO} + 4\text{H}_2$ + одночасне окиснення
- $2\text{CH}_4 \xrightarrow[1500^\circ\text{C}]{\text{ацетилен}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$

Неповне окиснення

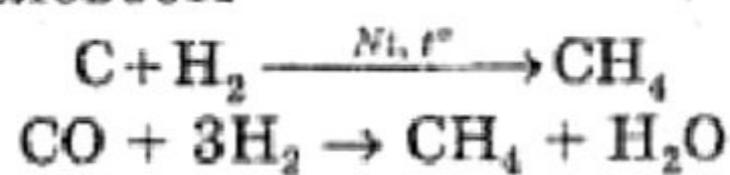
- $4\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \xrightarrow{500^\circ\text{C}} \text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{CO} + 6\text{H}_2$

Конверсія

- з водяною парою
 $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{t}^*} \text{CO} + 3\text{H}_2$
- з вуглевислим газом
 $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{t}^*} 2\text{CO} + 2\text{H}_2$

Добування алканів

- Природні джерела: газ, нафта, вугілля, деревина, торф
- У промисловості



- У лабораторії

$$\begin{aligned} \text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} &\rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4 \\ \text{CH}_3\text{COONa} + \text{NaOH} &\xrightarrow{\text{t}^*} \text{CH}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$
- реакція декарбоксилювання (реакція Дюма)
- $2\text{CH}_3\text{Br} + 2\text{Na} \xrightarrow{\text{t}^*} \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{NaBr}$
- реакція Вюрца,
різні галогенпохідні → суміш вуглеводнів

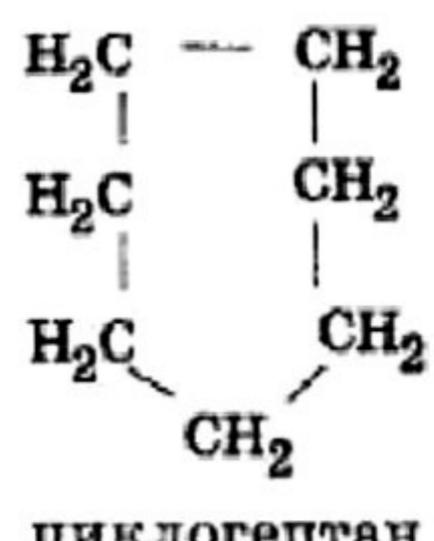
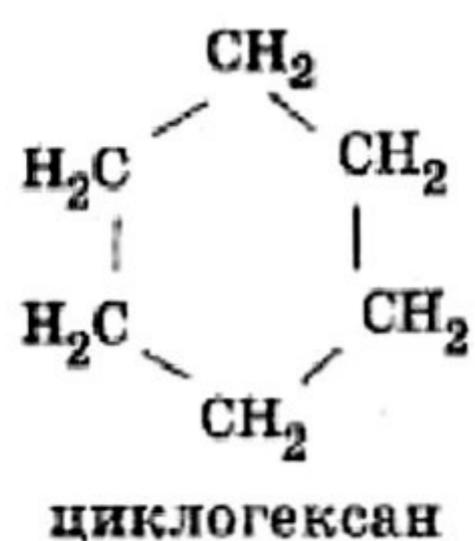
Основні напрямки використання

- Паливо промислове та побутове
- Сировина хімічної промисловості

Циклоалкани (циклопарафіни, нафтени)

C_nH_{2n} — наасичені вуглеводні з циклічним ланцюгом атомів Карбону

Найстійкіші



НЕНАСИЧЕНИ ВУГЛЕВОДНІ.

АЛКЕНИ (ЕТИЛЕНОВІ ВУГЛЕВОДНІ)

- Марковников Володимир Васильович (1837–1904 рр.) — російський хімік-органік, сформулював правила про напрямок реакцій заміщення, відщеплення, приєднання, ізомеризації, досліджував склад нафти, відкрив новий клас органічних речовин — циклоалканів.
- «Олія голландських алхіміків» — масляниста рідина, яка утворюється при дії хлору на етилен. Тому етилен тривалий час називали «маслородний газ».
- Етилен міститься в багатьох тканинах рослин, найбільше всього його у плодах. Етилен сприяє дозріванню плодів і спричиняє опадання листя.

C_nH_{2n} — вуглеводні, які містять подвійний зв'язок $C=C$ (один σ — міцний, другий π — значно слабший)

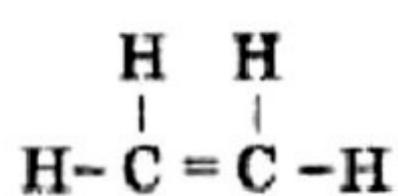
- sp^2 -гібридизація атомів Карбону, сполучених подвійним зв'язком
- 120° — валентний кут
- довжина зв'язку $C=C$ 0,134 нм

Номенклатура
суфікс -ен

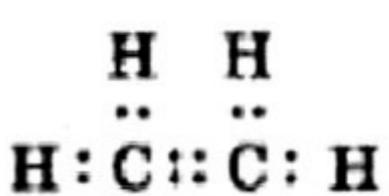
Види ізомерії

- | | |
|------------------------------------|-------------------------------------|
| • розгалуження карбонового скелету | • міжкласова (з циклоалканами) |
| • положення подвійного зв'язку | • просторова (дис- і транс-ізомери) |

C_2H_4 — етен, етилен



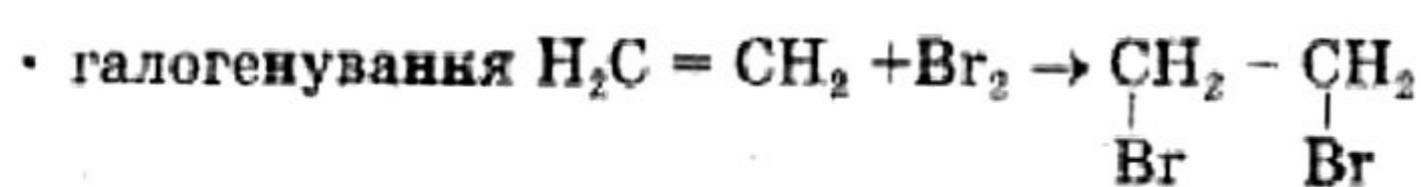
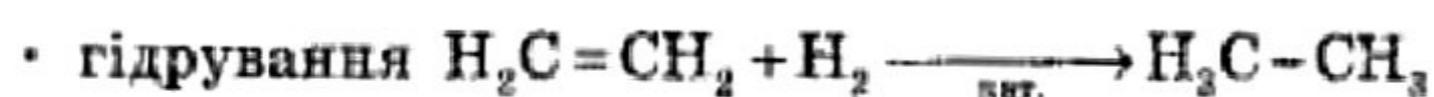
- газ без кольору
- легший за повітря
- малорозчинний у воді



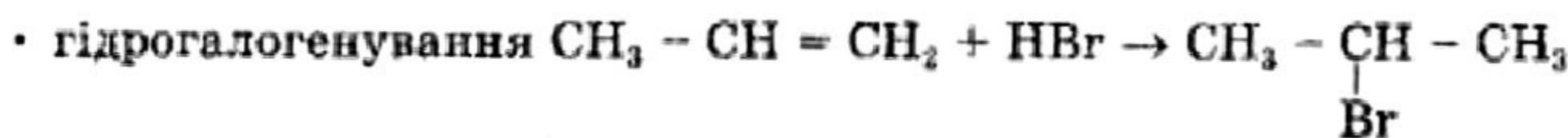
Властивості

Хімічні

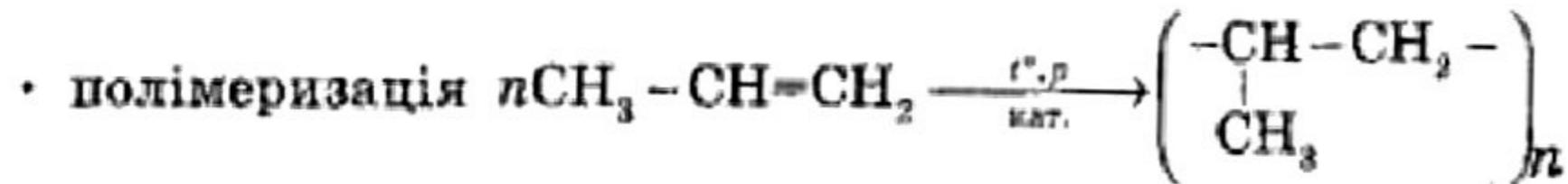
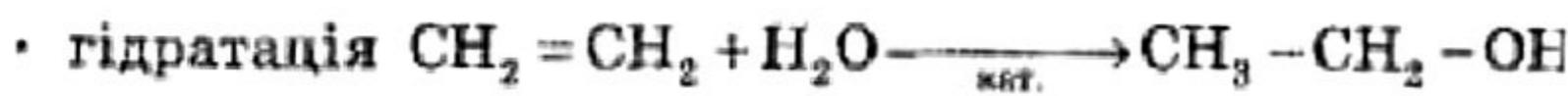
I. Реакція приєднання



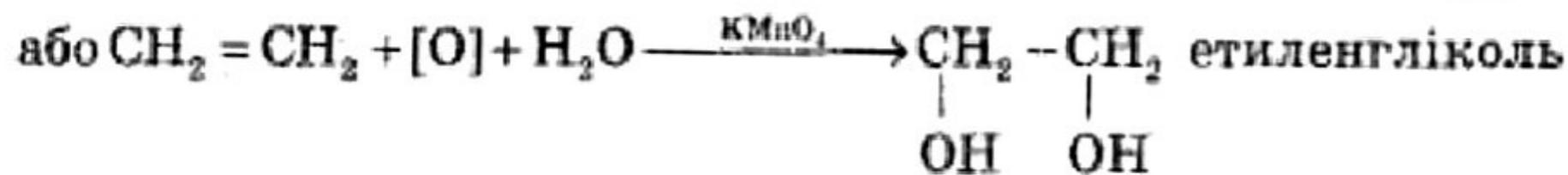
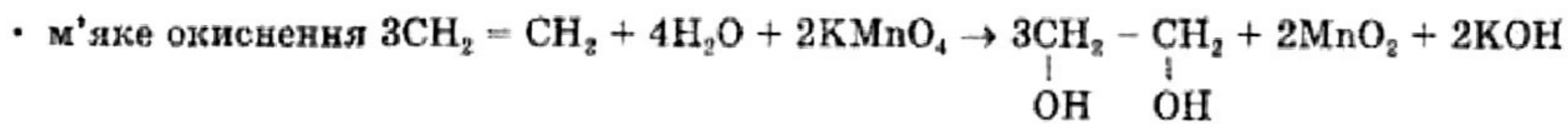
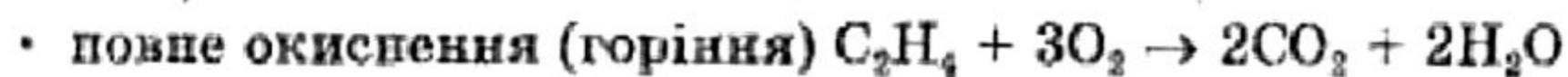
! Знебарвлення бромної води — якісна реакція на кратний зв'язок.



! Відбувається за правилом Марковникова — атом Н з HHal або з H_2O (Н—ОН) приєднується до атома С з більшою кількістю Н.



II. Реакції окиснення

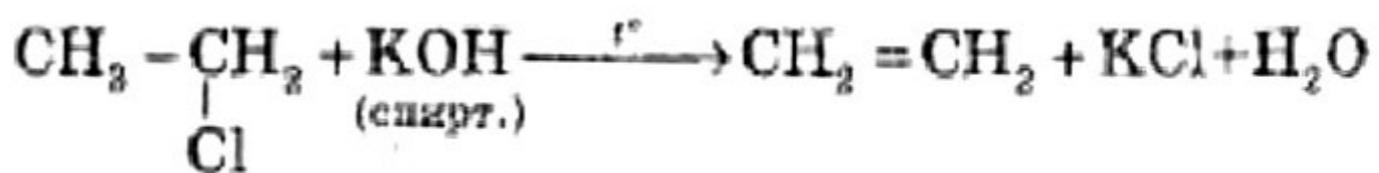


! Знебарвлення розчину калій перманганату — якісна реакція на кратний зв'язок

Добування алкенів

- крекінг нафти
 - термічний ($600-700^\circ\text{C}$)
 - кatalітичний ($300-500^\circ\text{C}$)

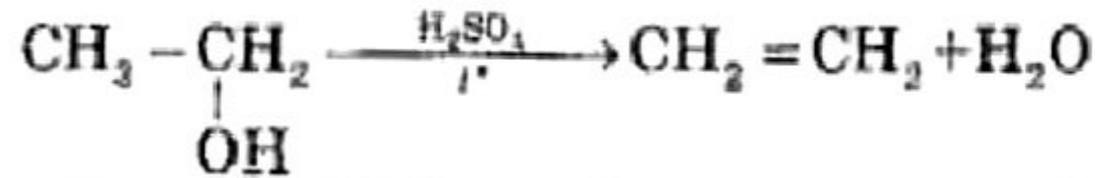
- дегідрогалогенування алкілгалогенідів



- дегідрування алканів



- дегідратація спиртів



! Дегідратація та дегідрогалогенування відбувається за правилом Зайцева: атом Гідрогену відщеплюється від атома С з меншою кількістю Н

АЛКАДІЄНИ (ДІЄНОВІ ВУГЛЕВОДНІ)

- Лебедев Сергій Васильович (1874–1934 рр.) — російський хімік. Основні наукові дослідження присвячені полімеризації, ізомеризації і гідрогенізації ненасичених вуглеводнів. Першим отримав синтетичний каучук.
- Відносна молекулярна маса натурального каучуку 15000–500000.
- Каучук — з індіанської — слози дерева.

C_nH_{2n-2} — вуглеводні, що містять два подвійних
 $C=C$ зв'язки

Номенклатура
суфікс — *-дієн*

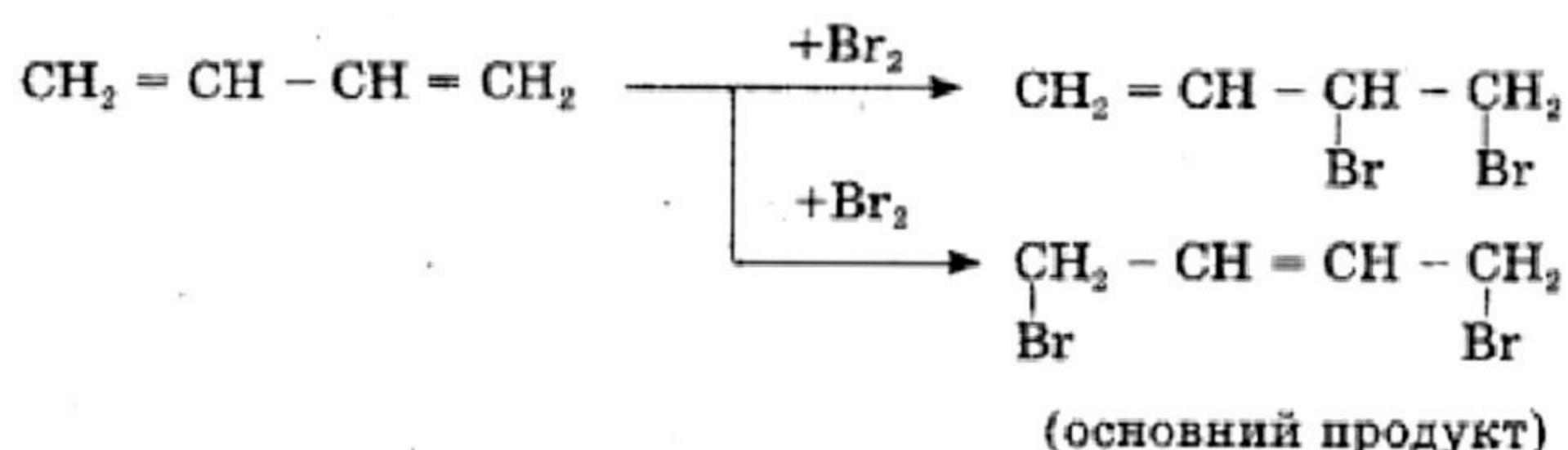
Види ізомерії

- | | |
|------------------------------------|------------------------------|
| • розгалуження карбонового скелету | • міжкласова (з алкінами) |
| • положення подвійних зв'язків | • просторова (цис- і транс-) |

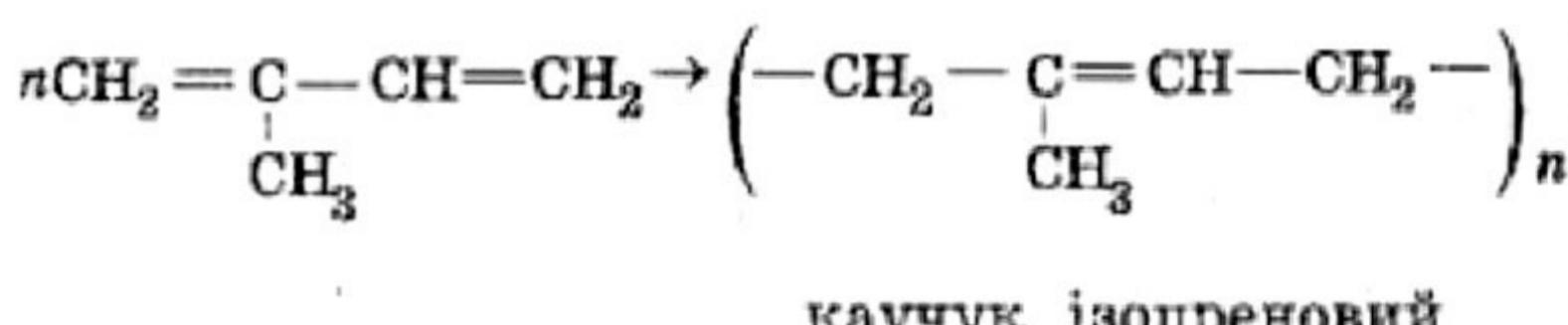
Властивості

Хімічні

Реакції приєднання (гідрування, галогенування)

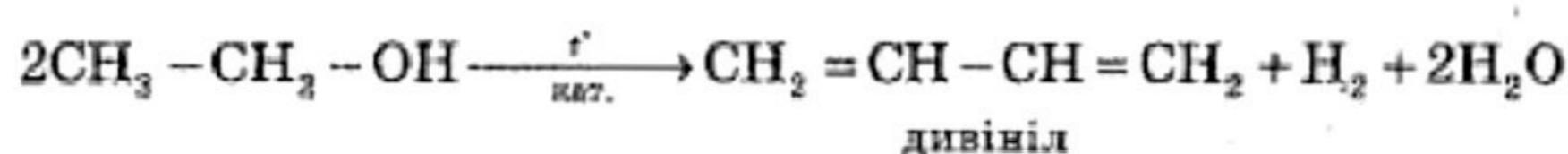


Реакція полімеризації
(добування різних каучуків)

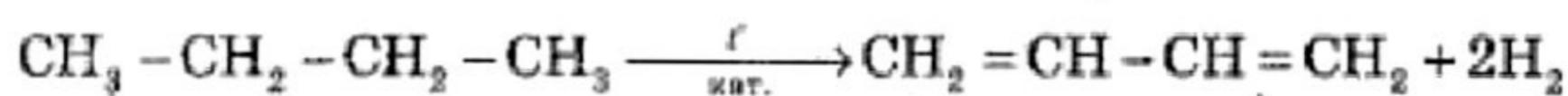


Добавлення алкадієнів

Метод Лебедєва



Каталітичне дегідрування



АЛКІНИ (АЦЕТИЛЕНОВІ ВУГЛЕВОДНІ)

- Уперше ацетилен було виділено у 1886 р. Едмунтом Деві під час розкладання водою калій карбіду.
- Ацетиленіди більшості металів — нестійкі сполуки, в сухому вигляді легко вибухають.
- Ацетилен, згораючи в кисні, дає дуже високу температуру полум'я (до 3000 °C), тому його широко використовують для різання та зварювання тугоплавких металів.

C_nH_{2n-2} — вуглеводні, які містять потрійний зв'язок $C \equiv C$ (один σ — міц-
ний, два π — значно слабші)

*Номенклатура
суфікс -їн*

- sp-гібридизація атомів Карбону, сполучених потрійним зв'язком
- 180° — валентний кут
- 0,120 нм — довжина зв'язку $C \equiv C$

Види ізомерії

- розгалуження карбонового скелету
- положення потрійного зв'язку
- міжкласова (з алкадієнами)

C_2H_2 — етін, ацетилен



- газ без кольору
- легший за повітря
- малорозчинний у воді

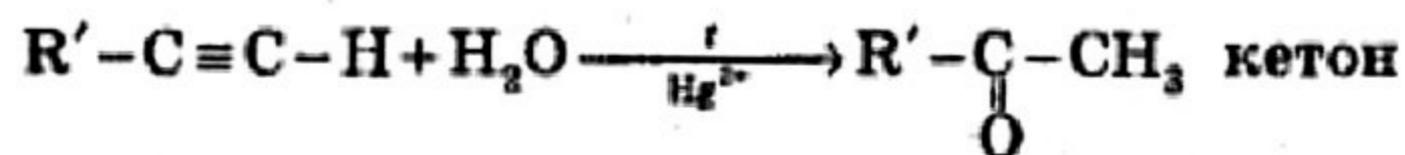


Хімічні властивості

Реакції приєднання

- гідрування $H - C \equiv C - H + H_2 \xrightarrow[\text{кат.}]{t} CH_3 = CH_2 \xrightarrow[t, \text{ кат.}]{+H_2} CH_3 - CH_3$
- галогенування $H - C \equiv C - H + Cl_2 \xrightarrow[t]{Cl\ Cl} CH = CH \xrightarrow{+Cl_2} Cl - CH - CH - Cl$

- гідратація (реакція Кучерова) $H - C \equiv C - H + H_2O \xrightarrow[Hg^{2+}]{t} CH_3 - C \begin{matrix} \nearrow O \\ \searrow H \end{matrix}$
оцтовий альдегід

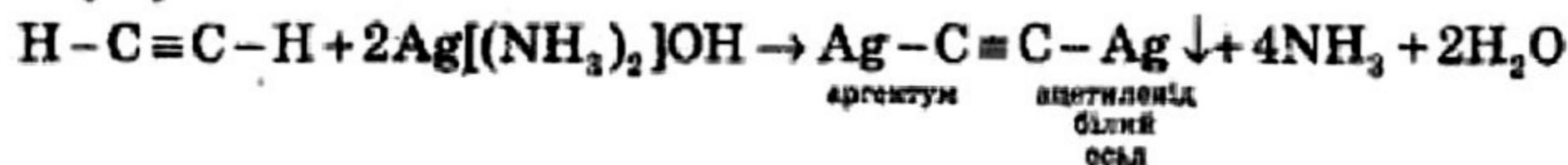


! Відбувається за правилом Марковнікова

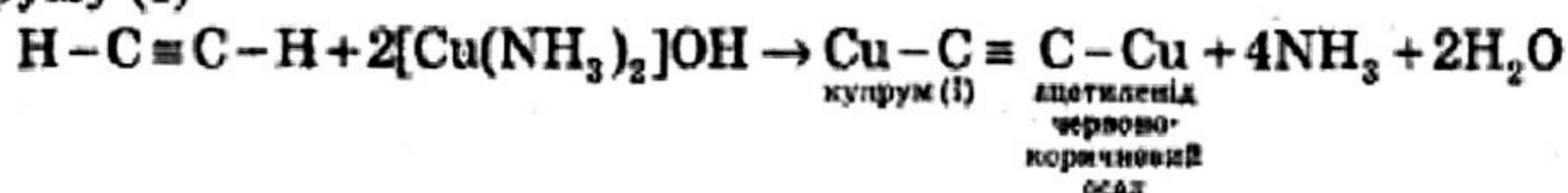
- гідрогалогенування $H - C \equiv C - H + HCl \longrightarrow CH_2 = CH \xrightarrow{+HCl} CH_3 - CH - Cl$

Реакції заміщення Н біля потрійного зв'язку

- з солями Аргентуму

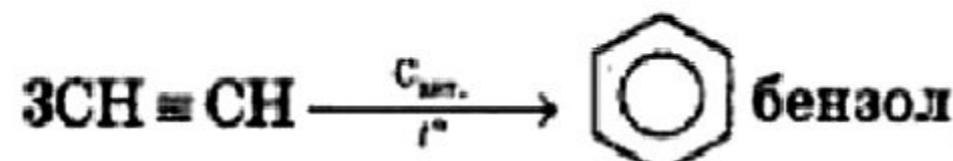


- з солями Купруму (І)

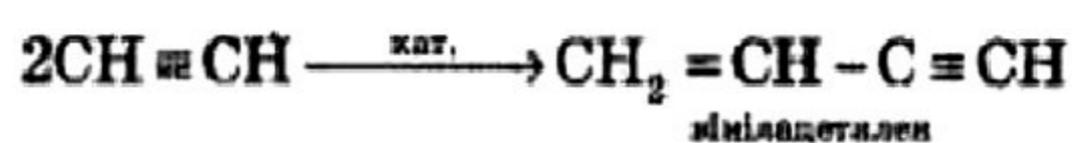


Реакції полімеризації

- циклічна (тримерізація)

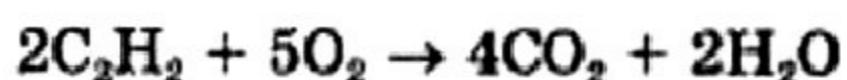


- лінійна (димерізація)



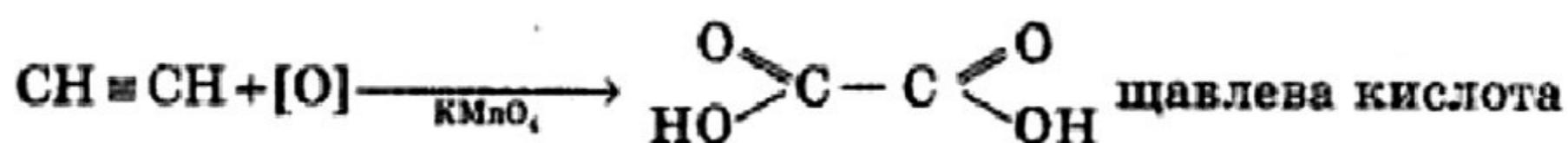
Реакції окиснення

- повне окиснення (горіння)



ацетилен на повітрі горить киптявим полум'ям

- часткове окиснення (знебарвлення розчину KMnO_4)



Добування

- $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
- $2\text{CH}_4 \xrightarrow{\text{р.}} \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2$
- $\text{CH}_3 - \text{CHBr}_2 + 2\text{KOH} \xrightarrow{\text{(спирт)}} 2\text{KBr} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_2$

АРЕНИ (АРОМАТИЧНІ ВУГЛЕВОДНІ)

- Кекуле Фрідріх Август (1829–1896 рр.) — німецький хімік, його праці сприяли становленню теоретичних зasad органічної хімії. Висловив думку про чотиривалентність атомів Карбону та йхню здатність сполучатись між собою, утворюючи ланцюги. Запропонував циклічну формулу бензену.
- Бензойна кислота міститься в багатьох плодах, особливо її багато в ягодах брусниці та журавлини.
- Критерії ароматичності органічних сполук були сформульовані в 30-х роках ХХ ст. Еріхом Хюккелем.

$\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ — вуглеводні, які містять ароматичний зв'язок  (поєднання σ - і π -зв'язків).

- sp^2 -гібридизація атомів Карбону
- 120° — валентний кут
- довжина зв'язку $\text{C}-\text{C}$ 0,140 нм

Номенклатура

- C_6H_6 —  (бензол)

- гомологи бензену — заміщені похідні бензену (метилбенzen, етилбенzen)

Ізомерія

- ізомерія радикалів
- кількість радикалів

- положення радикалів у бензеновому ядрі

Бензен C_6H_6

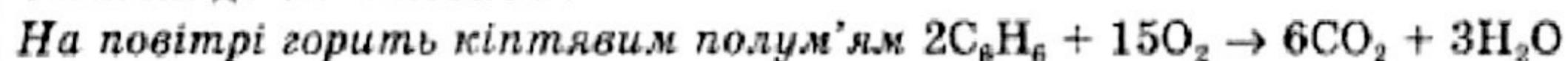
- рідина без кольору
- летка
- має специфічний запах
- не розчиняється у воді

Особливості будови молекули бензена та бенzenового ядра

Молекула бензена — це плоский правильний шестичленний цикл, в якому всі шість атомів Карбону і шість атомів Гідрогену розміщені в одній площині і утворюють правильний шестикутник з кутом 120°	Молекула бензена — симетрична і неполярна, у ній відсутні одинарні і подвійні зв'язки, всі шість C—C зв'язків є σ-зв'язками з однаковою довжиною	Молекула бензена має делокалізовану систему π-електронів у ароматичному ядрі. Вона є основною ознакою ароматичності органічної сполуки	Стійкість бензеново-го кільця пояснюється спряженням усіх шести p-електронів
--	--	--	--

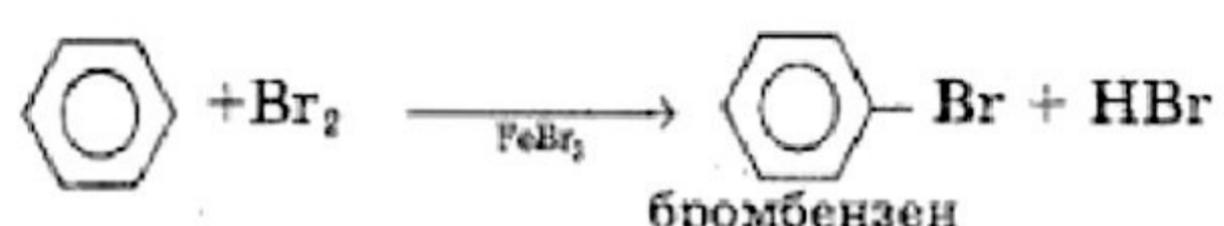
Хімічні властивості бензену

Стійкий до окиснювачів.

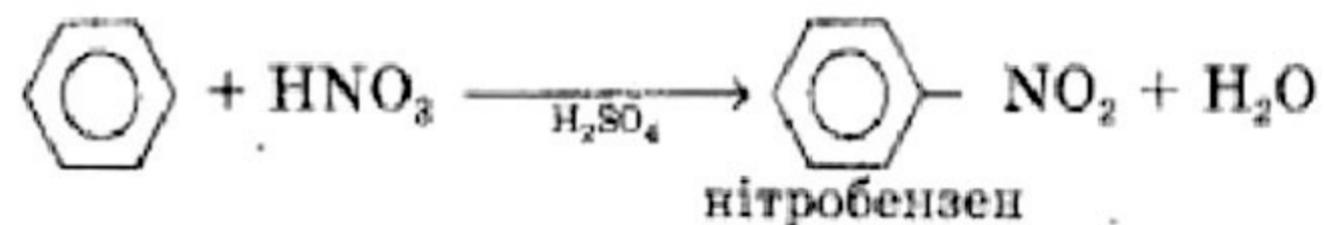


Реакції заміщення

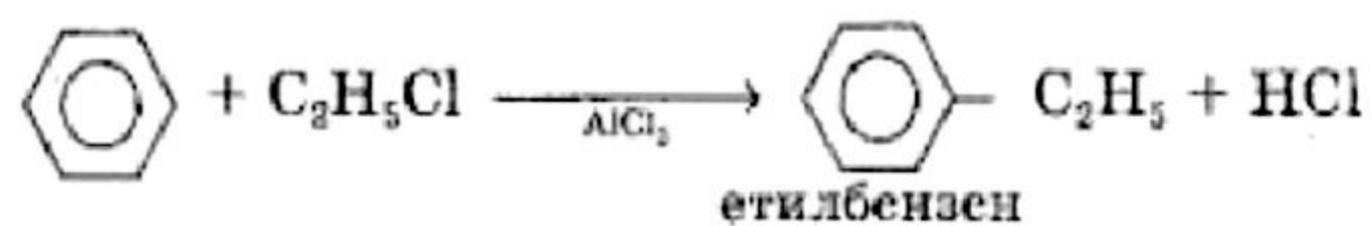
- з галогенами



- з нітратною кислотою

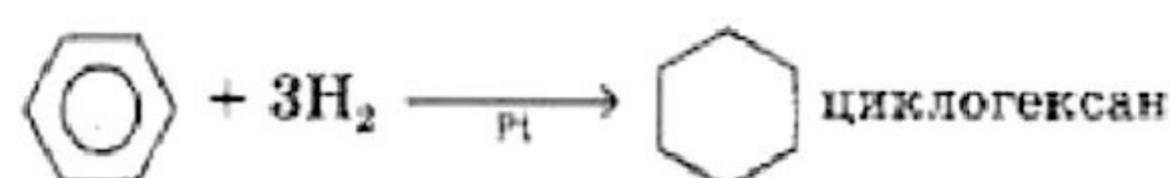


- з галогеналканами



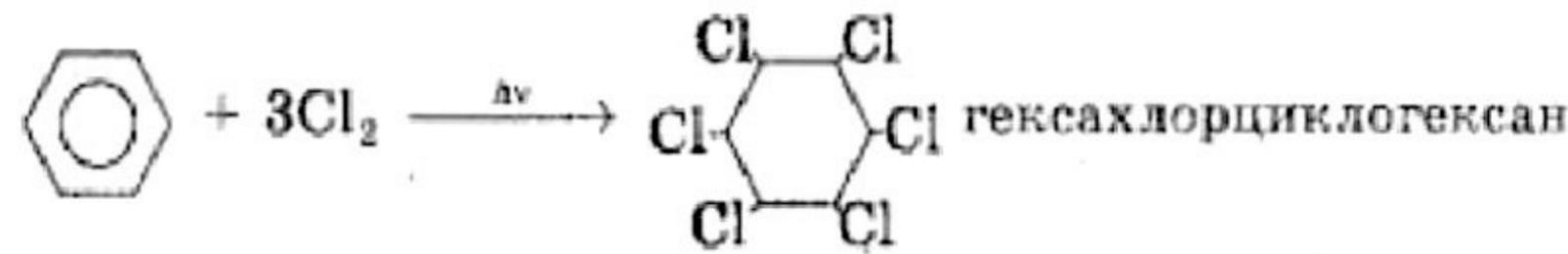
Реакції присаднання

- гідрування



- хлорування

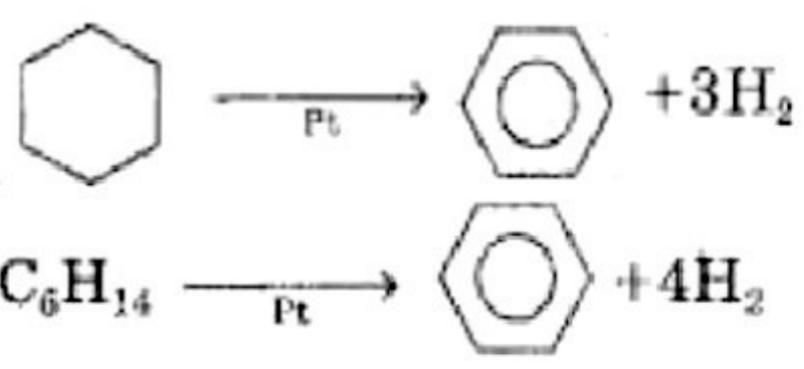
(бромування)



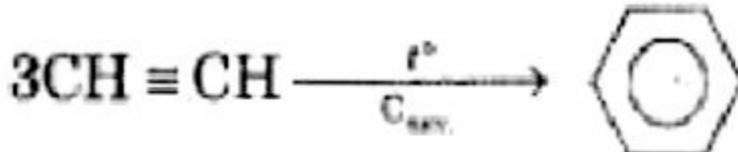
Добування

- з нафти, з кам'яновугільної смоли
- дегідрування циклогексану

гексану



- тримерізація ацетилену (спосіб Зелинського)



ОКСИГЕНОВМІСНІ ОРГАНІЧНІ СПОЛУКИ

СПИРТИ

- Слово «спирт» — походить від стародавньої латинської назви цієї речовини *spiritus vini* (« дух вина »).
- Алкоголь — від араб. «ал-кугул» — дуже дрібний порошок стибій сульфіду, яким фарбували вій. Пізніше алкоголем назвали рідину, що утворювалась у результаті перегонки вина.
- Гліцерин вперше отримав К. В. Шеєле (1779 р.). Гліцерин — «олійний цукор», вперше добуто з маслинової олії у XVIII ст.

$R - OH$

Містять одну чи декілька гідроксильних груп — $\overset{\delta-}{O} \leftarrow \overset{\delta+}{H}$

Загальний склад наасичених одноатомних спиртів $C_nH_{2n+2}O$ або $C_nH_{2n+1}OH$

$CH_2 - CH_2$ етандіол (етиленгліколь) (наасичений двохатомний спирт)

$OH - OH$

$CH_2 - CH_2 - CH_2$ пропантріол (гліцерин) (наасичений трьохатомний спирт)

$OH - OH - OH$

} багатоатомні спирти

Номенклатура
суфікс -ол

Види ізомерії

- | | | |
|------------------------------------|----------------------------------|--------------------------|
| • розгалуження карбонового скелету | • положення функціональної групи | • міжкласова (з етерами) |
|------------------------------------|----------------------------------|--------------------------|

Властивості

Фізичні

Визначаються наявністю водневих зв'язків

Метанол CH_3OH
(деревний спирт)

- рідина без кольору, прозора
- сильна отрута
- розвчиняється у воді

Етанол C_2H_5OH (вінний спирт)

- рідина без кольору, прозора
- має специфічний запах
- необмежено розвчиняється у воді

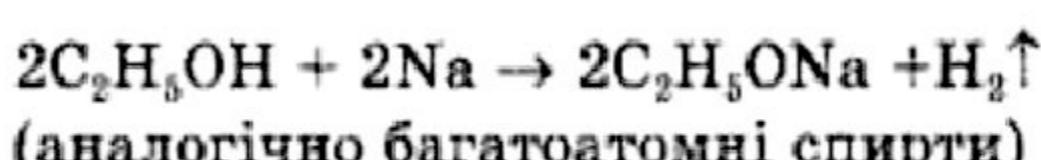
Гліцерин (пропантріол)

- рідина без кольору
- в'язка
- гігроскопічна
- солодка на смак

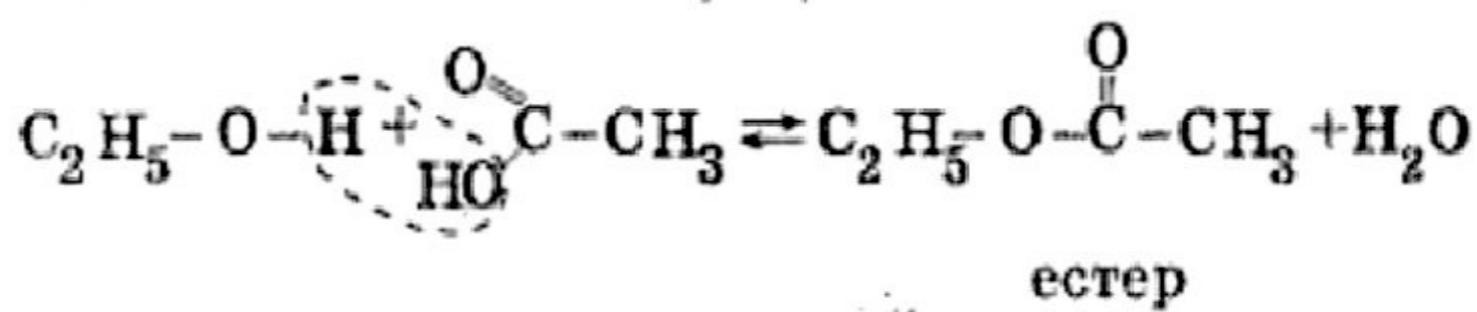
Хімічні

Реакції з розривом зв'язку O-H

- з активними металами

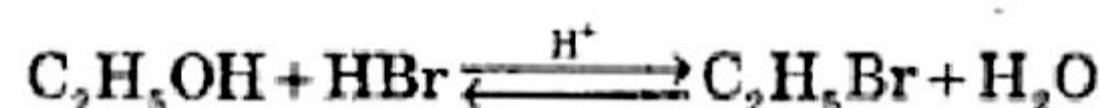


- з кислотами

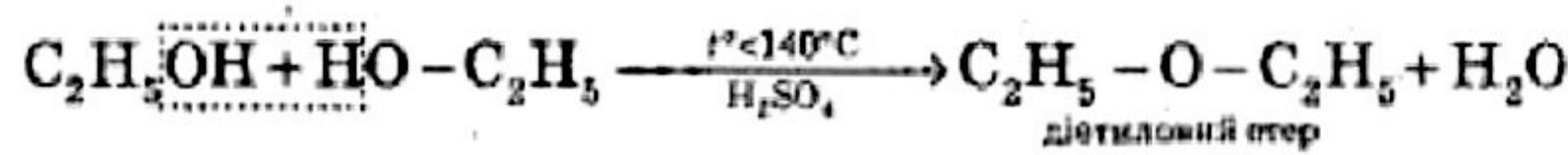


Реакції з розривом зв'язку С—О

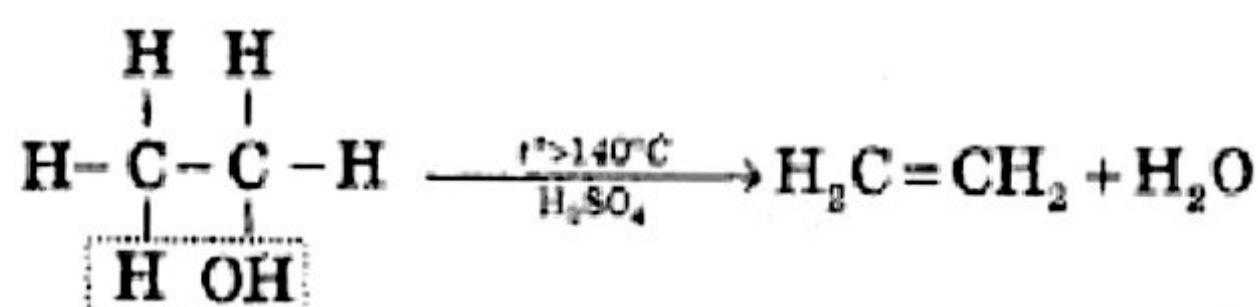
- з галогеноводнями



- міжмолекулярна дегідратація

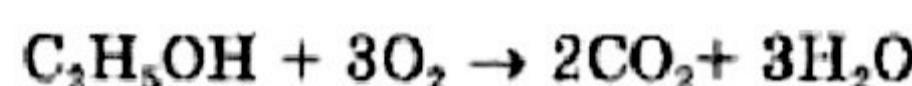


- внутрішньомолекулярна дегідратація

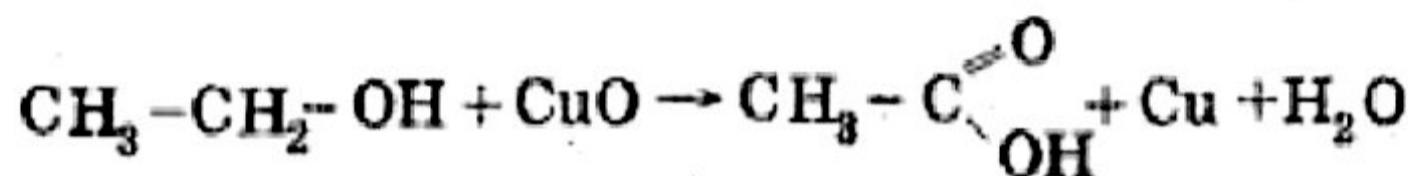


Реакції окиснення

- повне окиснення

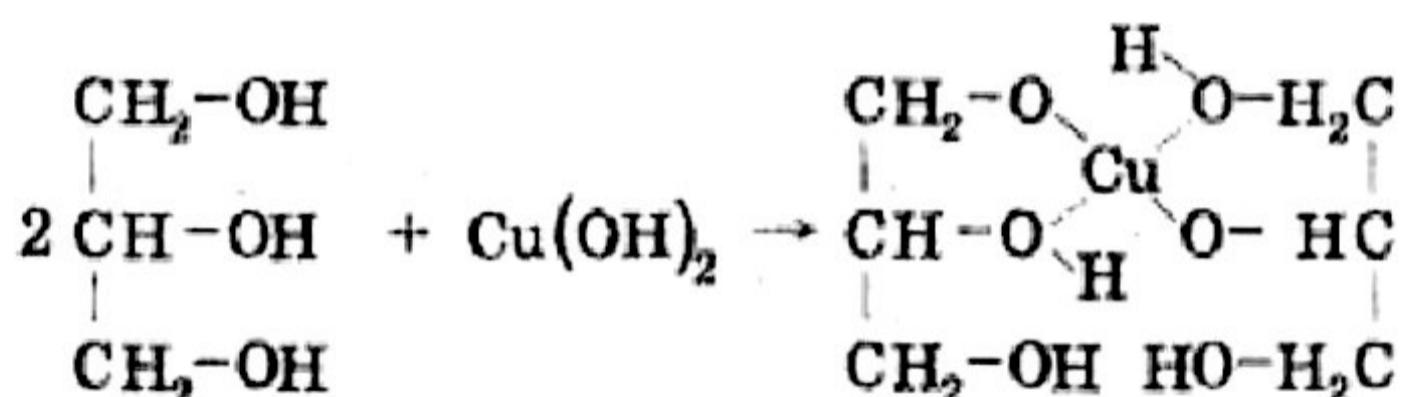


- окиснення до альдегідів

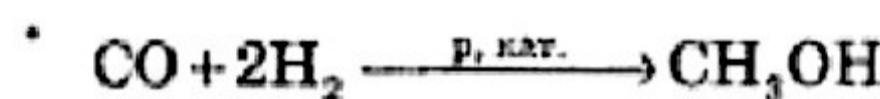
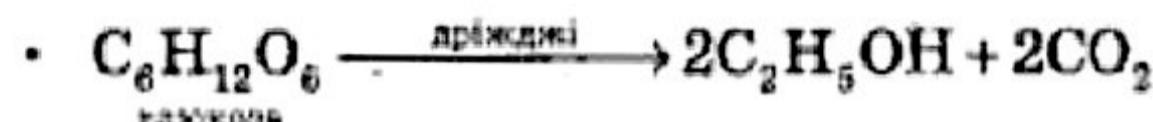
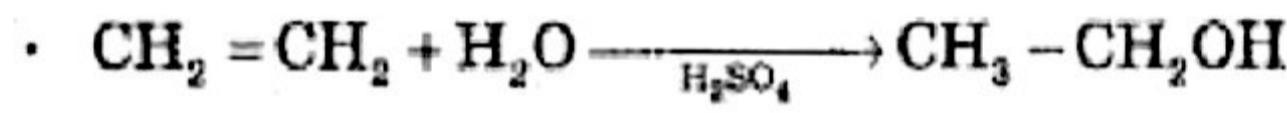
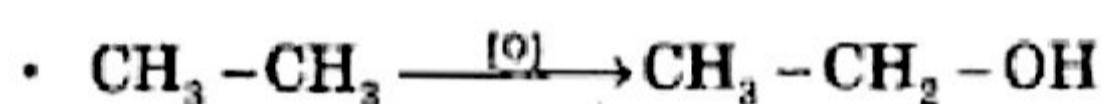
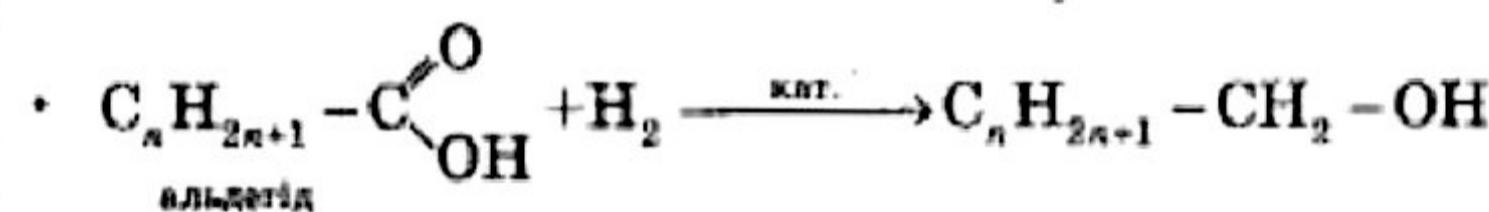
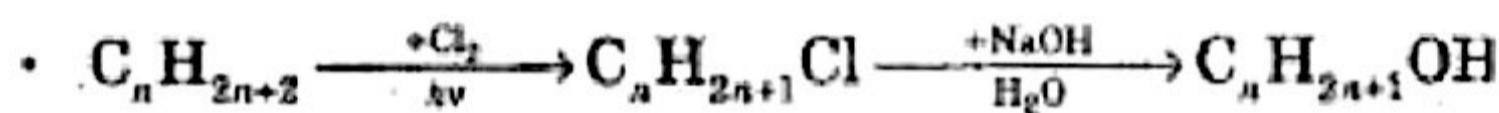


Якісна реакція на багатоатомні спирти

- утворення яскраво-синього розчину зі свіжовиготовленим $\text{Cu}(\text{OH})_2$

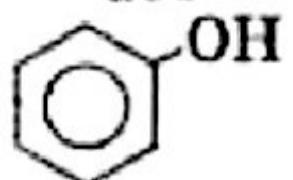


Добування



ФЕНОЛИ

- Фенол вперше добув у 1851 р. А. Берто, а потім у 1867 р. Ш. Вюрц.
- Пікрінову кислоту — кристалічну вибухову речовину жовтого кольору тривалий час застосовували як жовтий барвник.

$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ або 	Фенол — перший представник класу фенолів Феноли — похідні ароматичних вуглеводнів, в яких один або кілька атомів Гідрогену, безпосередньо сполучених з ароматичним кільцем, заміщені на гідроксильні групи
---	---

Властивості

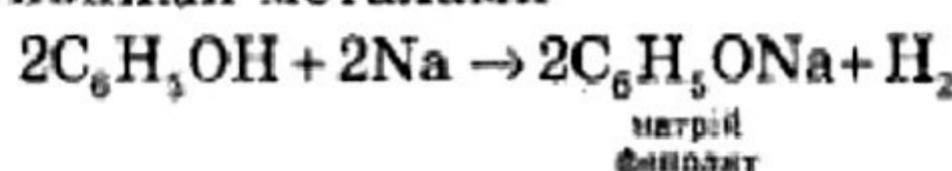
Фізичні

- кристалічна речовина
- має специфічний запах
- через окиснення червоніє на повітрі

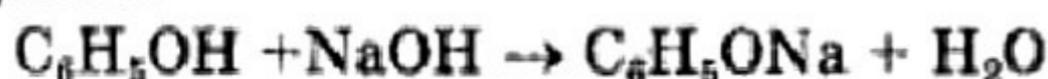
Хімічні

зумовлені $-\text{OH}$ групою

- з активними металами



- з лугами

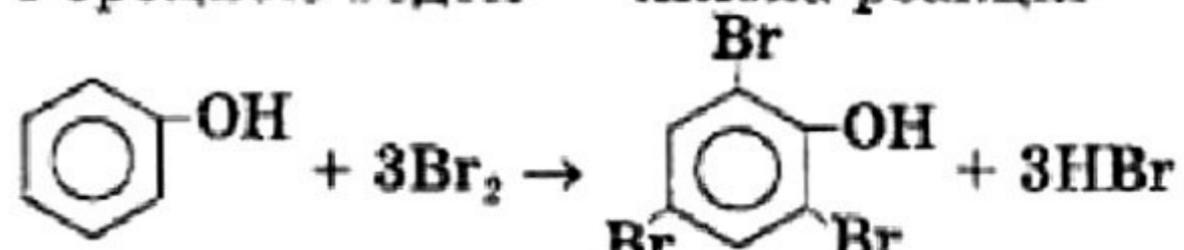


- з FeCl_3 — якісна реакція, утворюється ферум(ІІІ) фенолят фіолетового кольору

- погано розчиняється в холодній воді, за $t \geq 60^\circ\text{C}$ — без обмежень
- отруйна
- антисептик (карболова кислота)

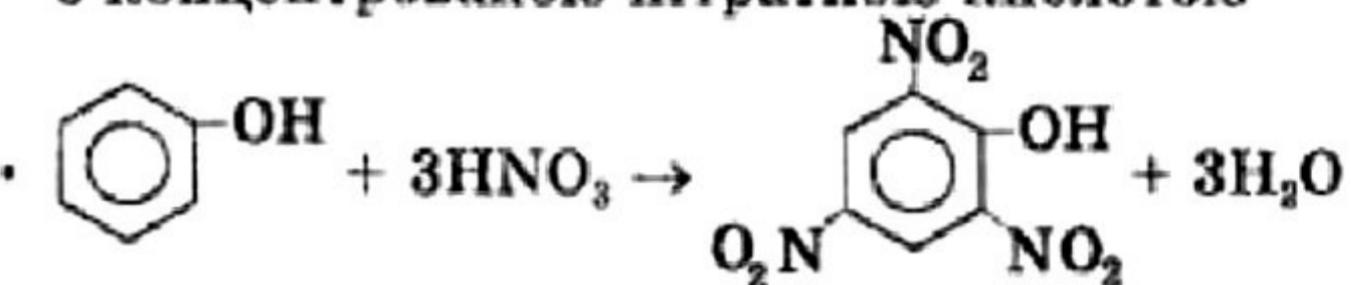
зумовлені бензеновим ядром

- з бромною водою — якісна реакція



2,4,6,-трибромфенол
білий осад

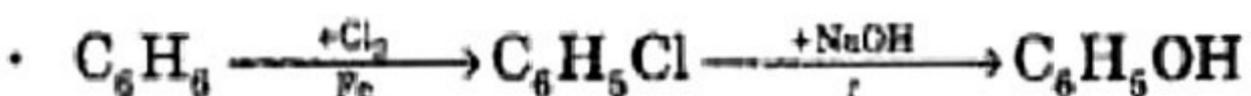
- з концентрованою нітратною кислотою



2,4,6,-тринітрофенол
(пікринова кислота)

Добування

- виділення з кам'яновугільної смоли



Застосування

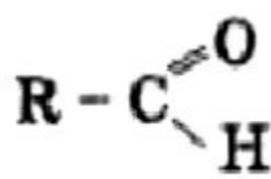
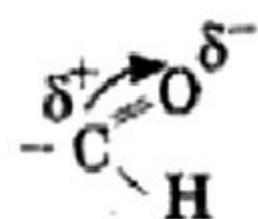
- медицина
- виробництво фенолформальдегідних пластмас

- виробництво ліків, вибухових речовин, фарб

АЛЬДЕГІДИ

- Поліформальдегід — цінний продукт, який у деяких випадках може замінювати метали й сплави.

містять альдегідну групу



$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$
загальний склад насычених
альдегідів

Номенклатура

- суфікс **-аль**
- історична: мурашиний альдегід, оцтовий, пропіоновий, масляний, валеріановий тощо

Ізомерія

Розгалуження карбонового скелету	міжкласова (з кетонами)	
	Кетони містять карбонільну групу	Загальна формула
	$\begin{matrix} -\text{C}- \\ \parallel \\ \text{O} \end{matrix}$	$\text{R}-\text{C}-\text{R}'$

Властивості

Фізичні

Метаналь (формальдегід, мурашиний альдегід)

- газ без кольору
- має різкий запах
- отруйний
- добре розчиняється у воді, 40 % розчин — формалін

Етаналь (ацетальдегід, оцтовий альдегід)

- рідина без кольору
- має різкий запах
- добре розчиняється у воді
- $t_{\text{кип}} = +21^{\circ}\text{C}$

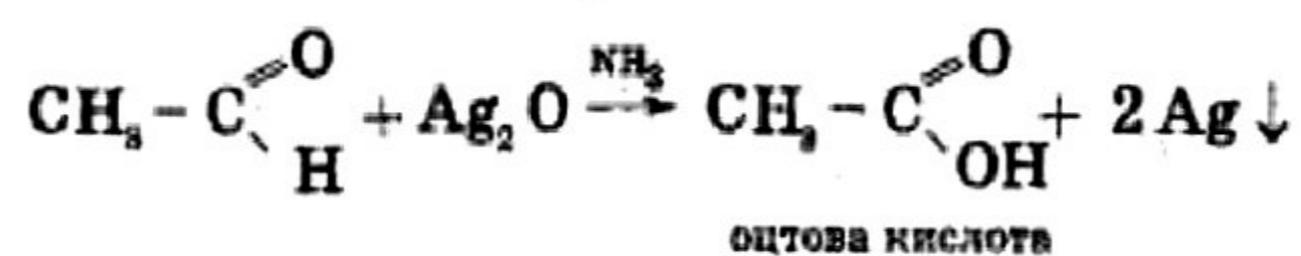
Хімічні

Реакція відновлення (приєднання водню)

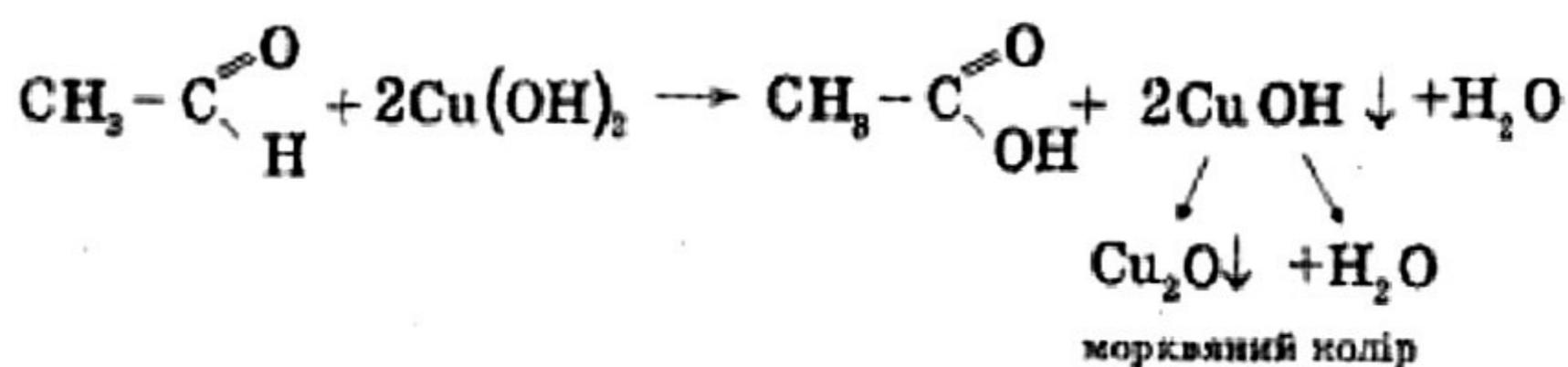


Реакція окиснення

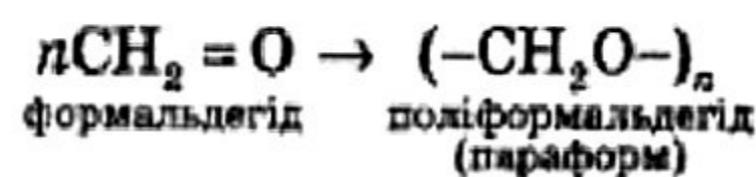
- Реакція «срібного дзеркала» — якісна реакція



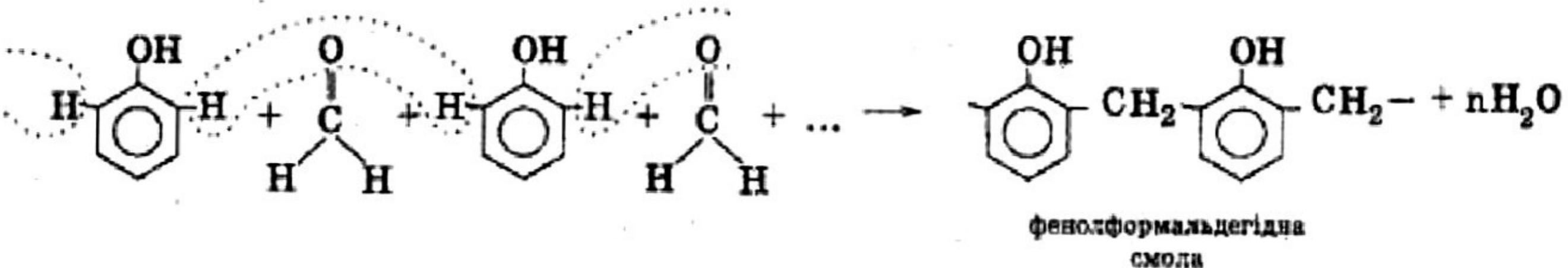
- Реакція зі свіжовиготовленим $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — якісна реакція



Реакція полімеризації

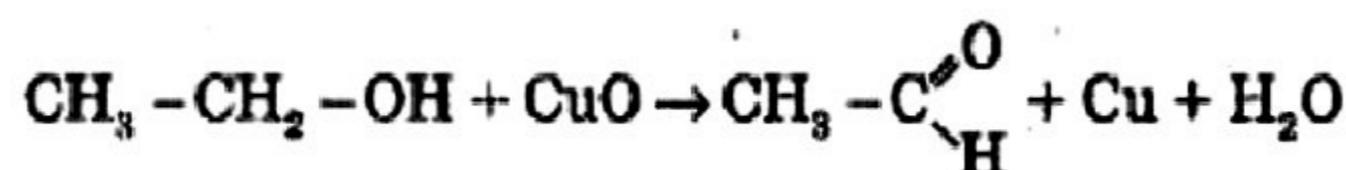


Реакція поліконденсації

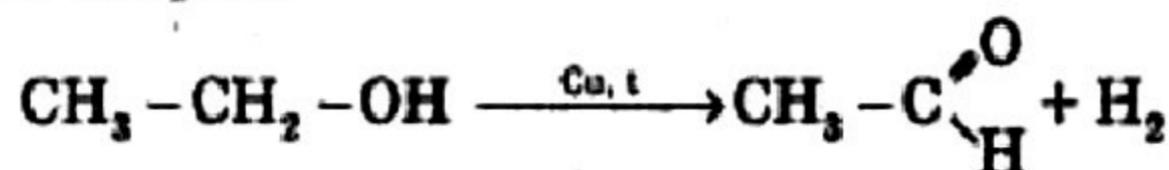


Добування

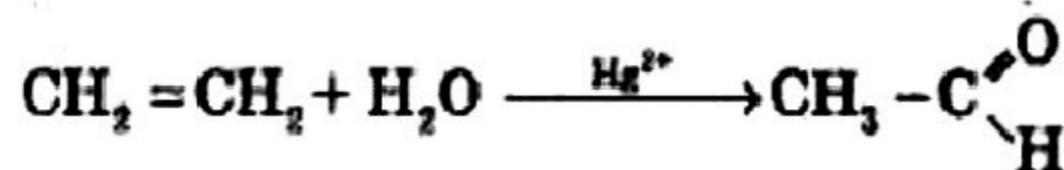
- Окиснення первинних спиртів



- Дегідрування первинних спиртів



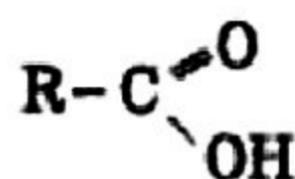
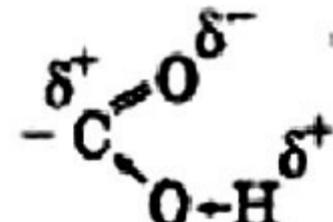
- Реакція Кучерова



КАРБОНОВІ КИСЛОТИ

- Деякі з карбонових кислот утворюються та витрачаються під час обміну речовин у дуже значних кількостях. Так, протягом доби в організмі людини утворюється 400 г оцової кислоти, що вистачило би для отримання 8 л звичайного оцту.
- Молочна кислота у значних кількостях утворюється при скисанні молока, квашенні капусти, силосуванні кормів. Вона є відмінним консервантом.
- Чиста оцтова кислота при 16,8 °C перетворюється в кристали, які нагадують лід. Тому вона називається «льодова».

Містять карбоксильну групу



загальний склад насычених одноосновних кислот

ослаблення зв'язку O-H, відщеплення протону

Номенклатура

- суфікс -ова і слово — кислота
- історична: мурашина, оцтова, пропіонова, масляна, валеріанова кислота тощо

Види ізомерії

розгалуження карбонового скелету

міжкласова (з естерами)

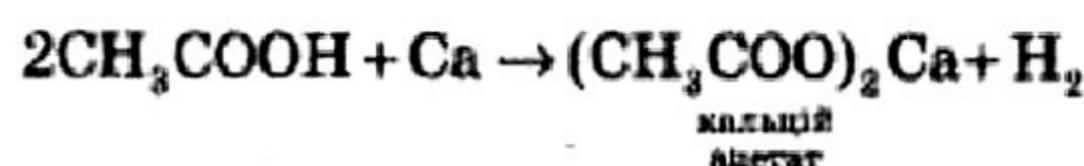
Загальна формула естерів $\text{R}-\text{C}(\text{O})-\text{O}-\text{R}'$

Властивості

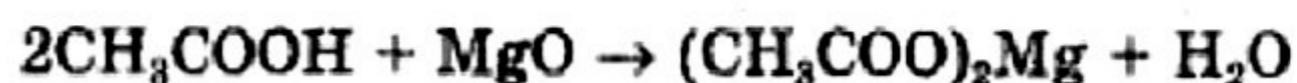
Хімічні

Реакції утворення солей

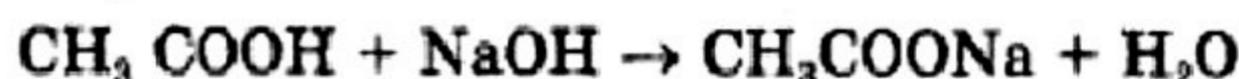
- з металами



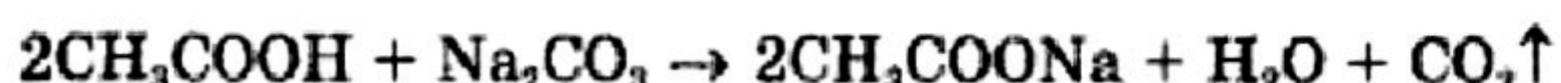
- з основними оксидами



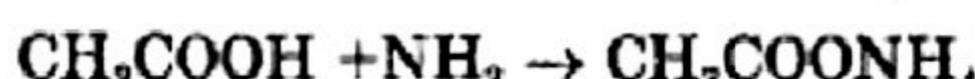
- з основами



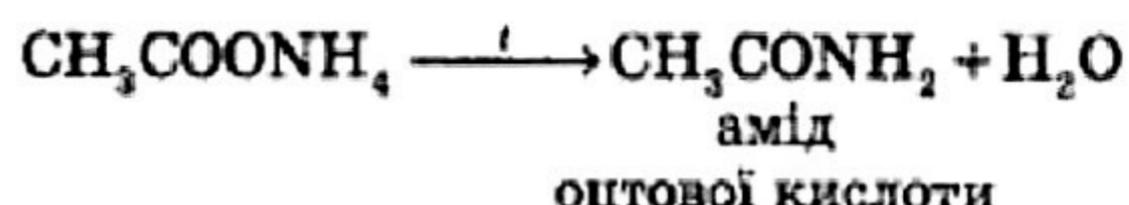
- з солями-карбонатами



- з амоніаком

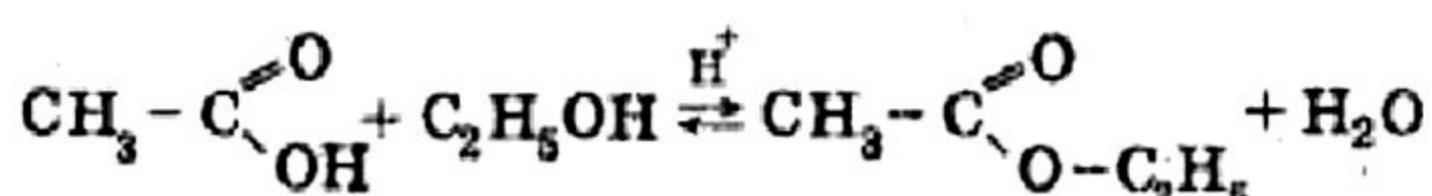


амоній ацетат



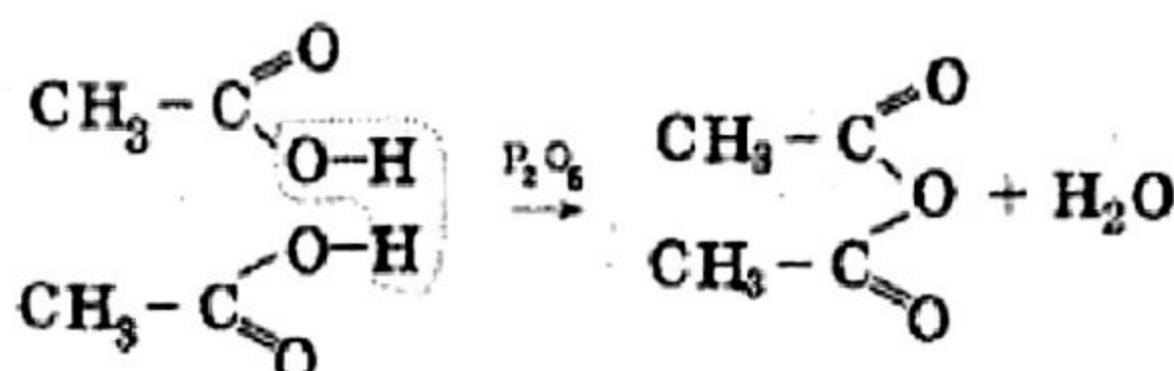
Реакції за участю групи OH

- зі спиртами (реакція естерифікації)



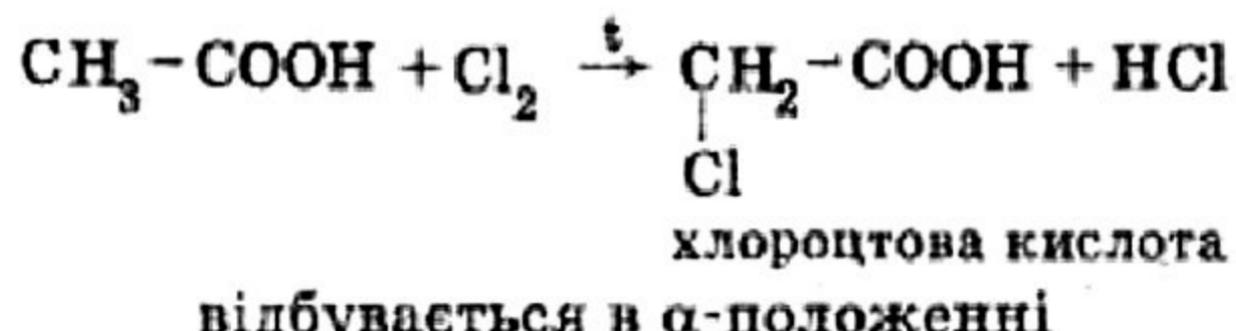
етиловий естер оцової кислоти

- реакція дегідратації



ангідрид оцової кислоти

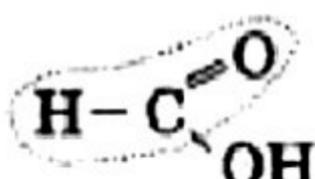
Реакції заміщення Гідрогену в радикалі



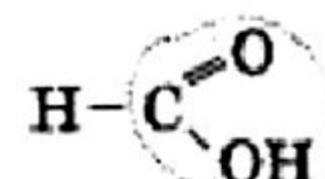
відбувається в α -положенні

Окремі представники карбонових кислот

Мурашина кислота

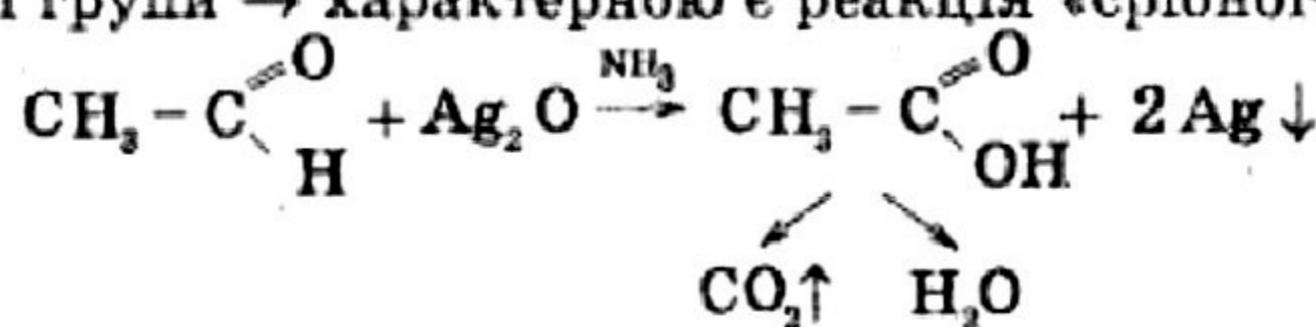


альдегідна група



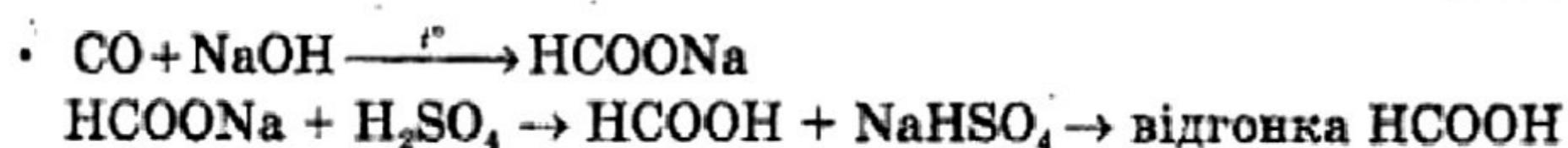
карбоксильна група

містить дві функціональні групи \rightarrow характерною є реакція «срібного дзеркала»



- рідина без кольору
- має різкий запах
- розчиняється у воді
- спричиняє опіки при контакті зі шкірою

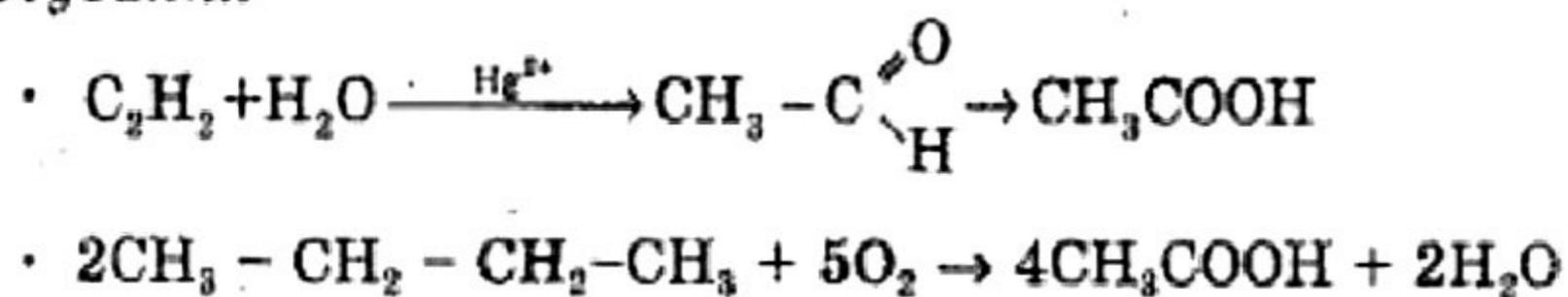
Добування



Оцтова кислота CH_3COOH

- рідина без кольору
- має різкий запах
- добре розчиняється у воді 70 % розчин — оцтова есенція
- безводна — кристалічна (льодяна кислота) $t_{\text{зам}} = 16,7^\circ\text{C}$
- має усі властивості карбонових кислот

Добування



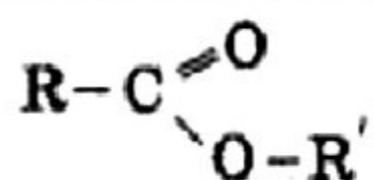
Вищі кислоти

Пальмітинова кислота	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$
Стеаринова кислота	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
Суміш їхніх — стеарин	
Олеїнова кислота	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
Входять до складу жирів	

ЕСТЕРИ (СКЛАДНІ ЕФІРИ)

- Берто П'єр Ежен Марселен (1827–1907 рр.) французький хімік синтезував жири, а також ацетилен, бенzen, фенол, метан та інші сполуки.
- Маргарин — від грецького слова, що означає — «перлина».
- Шеврель Мішель Ежен (1786–1889 рр.) — встановив, що більшість жирів складається із стеарину і оліїну, виділив стеаринову, оліїнову та пальмітинову кислоти.
- Ізоаміловий естер оцтової кислоти має запах груш, бензиловий естер мурашиної кислоти — жасмину, метиловий естер масляної кислоти — яблук.

функціональні похідні оксигеновмісних кислот



Номенклатура

$\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{O} \quad \text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	етилметаноат етилформіат етиловий естер мурашиної кислоти мурашиноетиловий естер	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{O} \quad \text{O}-\text{CH}_3$	метилетаноат метилацетат метиловий естер оцтової кислоти оцтовометиловий естер
--	---	--	---

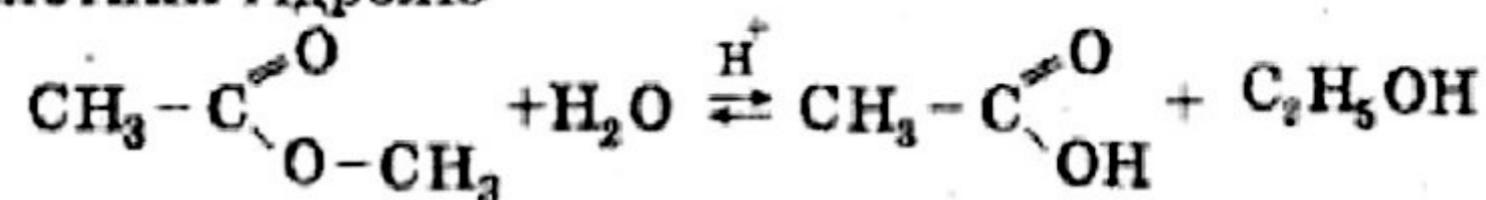
Властивості

Фізичні

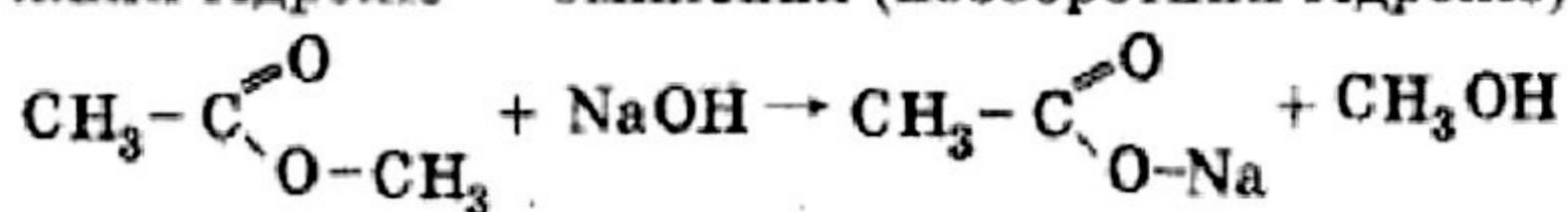
- легкі рідини
- малорозчинні у воді
- мають приемний запах

Хімічні

- Кислотний гідроліз

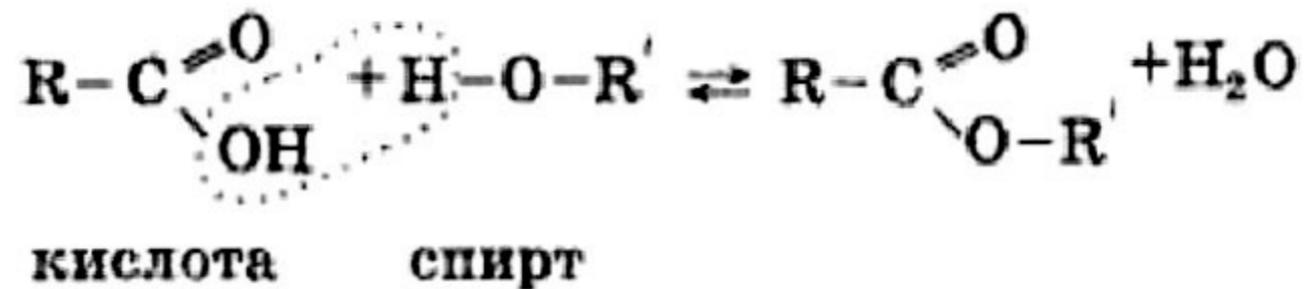


- Лужний гідроліз — омилення (необоротний гідроліз)



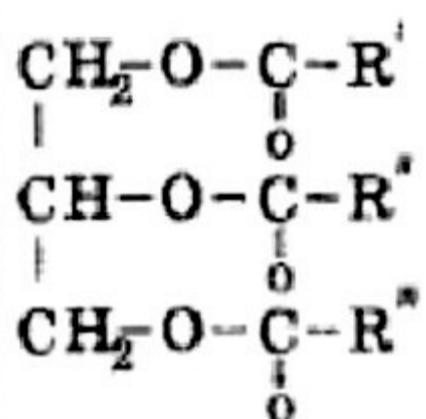
Добавання

- Реакція естерифікації



Жири

Повні естери трьохатомного спирту гліцерину та вищих жирних кислот



R', R'' , R''' — радикали кислот

твірді жири містять залишки стеаринової і пальмітинової кислот
рідкі жири містять залишки олеїнової, лінолевої, ліноленової (ненасичених кислот)

Властивості

- піддаються гідролізу \rightarrow гліцерин + солі вищих карбонових кислот (мило)
- реакція гідрування \rightarrow утворення твердих жирів

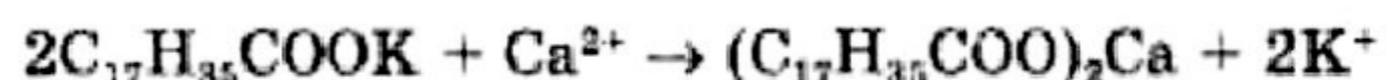
Мила

Натрієві й калієві солі вищих карбонових кислот

Na — твірді мила

! Мають погану миючу здатність у жорсткій воді:

K — рідкі мила



ВУГЛЕВОДИ

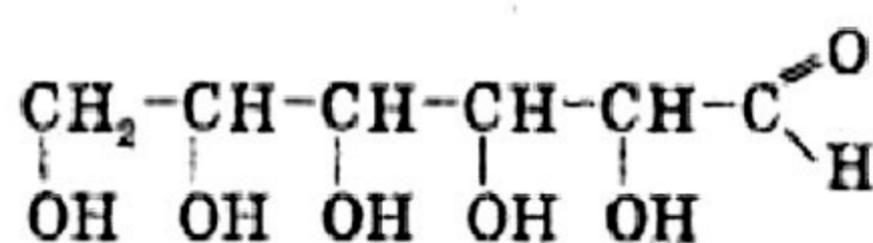
- За 200 років до н. е. солодкий сік цукрової тростини використовувався в їжу китайцями та індусами.
- В Європі цукор з'явився в XVI ст., а з цукрового буряку був виділений уперше в сер. XVIII ст.
- Глюкоза — від гр. «глюкос» — «солодкий».
- Целюлоза — лат. *cellula* — клітина, комірка.
- У 105 р. пекінський чиновник Цай Лунь вперше виготовив папір з волокон коноплі, льону та ганчір'я.

Моносахариди

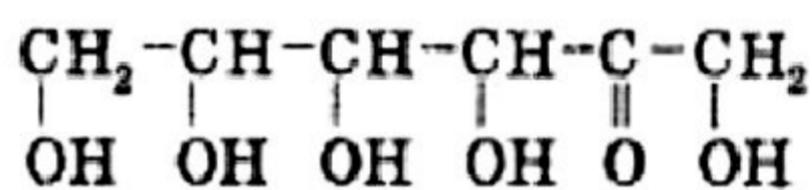
Не гідролізуються

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ (виноградний цукор)

- кристалічна речовина
- розвиняється у воді
- солода на смак
- утворюється в процесі фотосинтезу
- міститься в усіх органах зелених рослин



ізомер — фруктоза (фруктовий цукор)

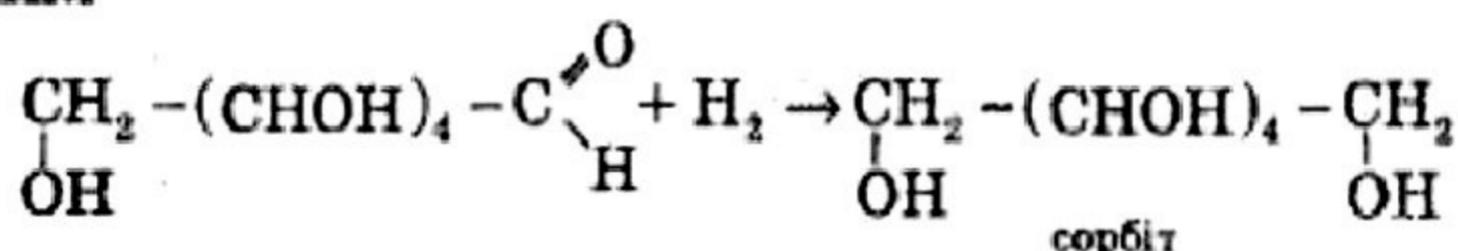


Властивості

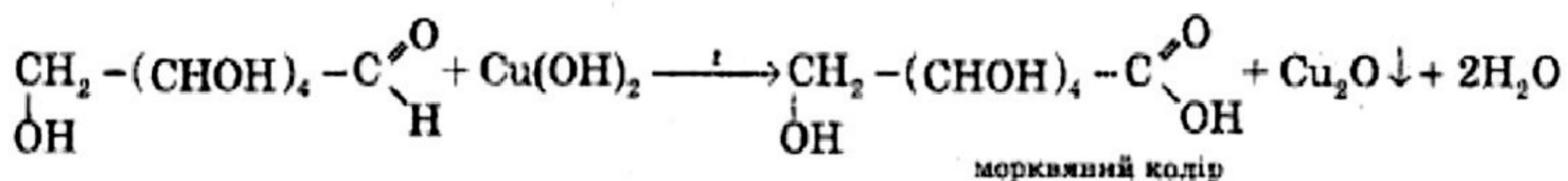
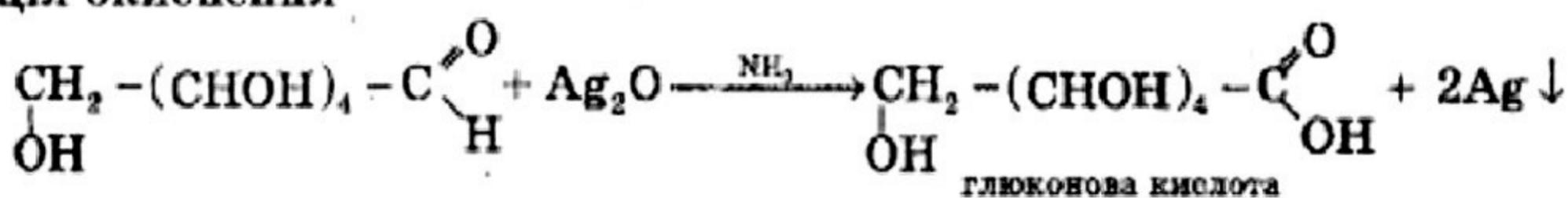
Хімічні

Глюкоза як альдегід

- реакція відновлення



- Реакція окиснення



Глюкоза як багатоатомний спирт

- з $\text{Cu}(\text{OH})_2$ без $t \rightarrow$ яскраво-синій розчин

Специфічні властивості

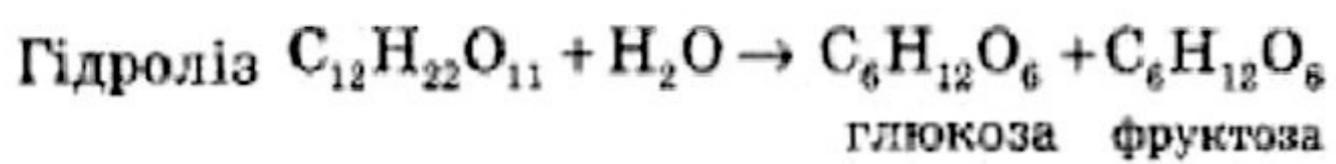
- повне окиснення $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}; \Delta H = -2,87 \cdot 10^3 \text{ кДж/моль}$
- спиртове бродіння $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{дріжджі}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2 \uparrow$
- молочнокисле бродіння $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{COOH}$
молочна кислота
- маслянокисле бродіння $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_8\text{H}_7\text{COOH} + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2$

Дисахариди

Утворюють при гідролізі дві молекули моносахаридів.

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$

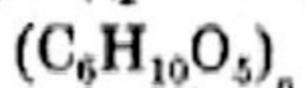
ізомери → мальтоза, лактоза



Сахароза + $Cu(OH)_2$ → яскраво-синє забарвлення

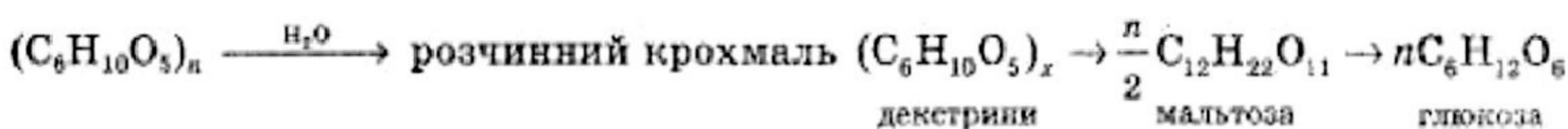
Полісахариди

Високомолекулярні сполуки, при повному гідролізі утворюють молекули моносахаридів



Крохмаль

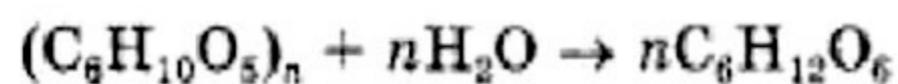
- молекулярна маса — кілька тисяч
- молекули бувають лінійні й розгалужені
- білий аморфний порошок
- не розчиняється в холодній воді, в гарячій утворює клейстер
- піддається гідролізу



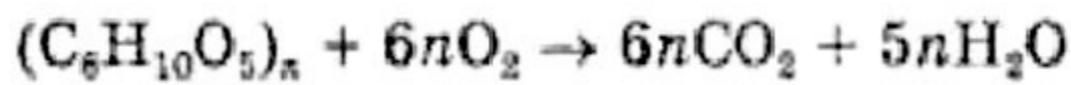
- при дії йоду на крохмаль утворюється речовина синього кольору

Целюлоза

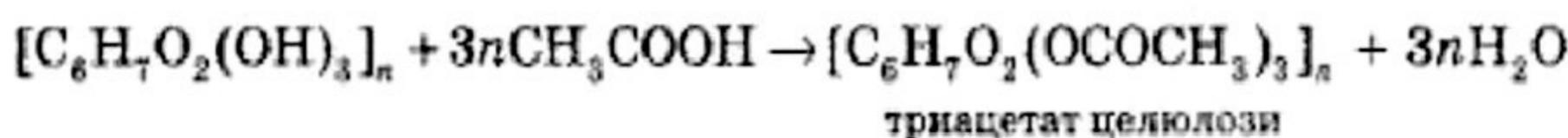
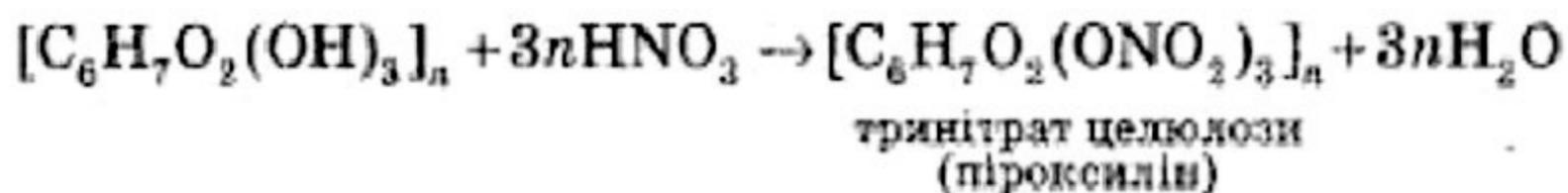
- молекулярна маса до мільйону
- молекули мають лише лінійну структуру
- біла волокниста речовина
- не розчиняється ні у воді, ні в органічних розчинниках
- піддається гідролізу



- реакція горіння



- при нагріванні без доступу повітря розкладається на деревне вугілля і легкі органічні речовини (метанол, оцтову кислоту та інші)
- реакція естерифікації

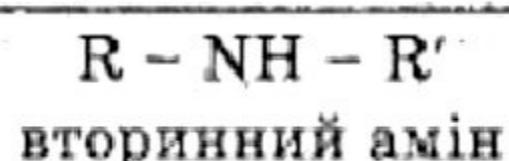


НІТРОГЕНОВМІСНІ СПОЛУКИ

Аміни

- Зінін Микола Миколайович (1812–1880 рр.). Російський хімік-органік, академік. Відкрив реакцію відновлення ароматичних нітросполук і добув анілін. Довів, що аміни — основи. Синтезував і вивчав багато інших органічних речовин.
- У природі нижчі аміни утворюються під час гниття білків. Наприклад, запах тухлої риби зумовлений триметиламіном.

Похідні амоніаку (NH_3), в якому атоми Гідрогену (один, два або всі три) заміщені на вуглеводневі радикали



Властивості

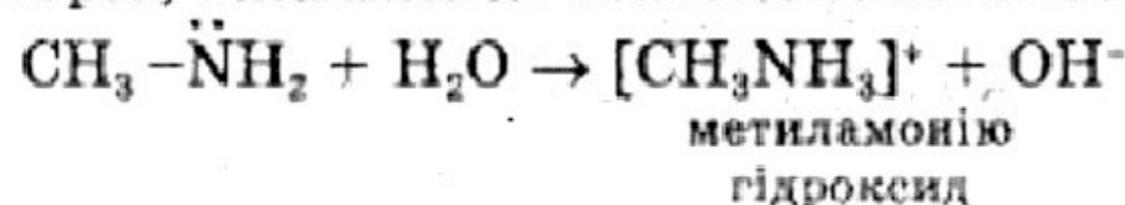
Фізичні

- низші аміни — гази з запахом амоніаку
- середні — рідини
- вищі — тверді речовини без запаху

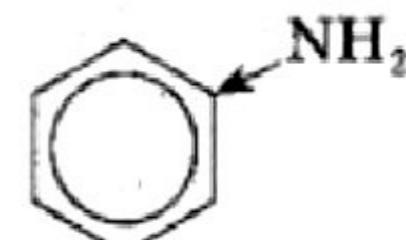
Хімічні

Насичених амінів

- взаємодія з водою — змінюють колір індикаторів, виявляючи основні властивості

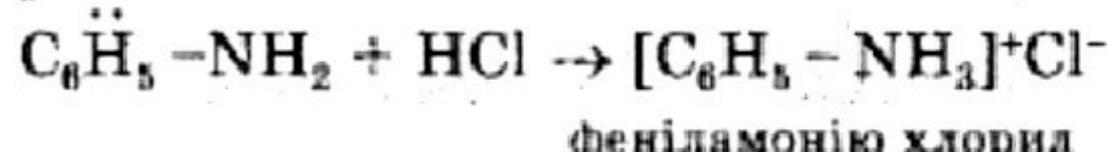
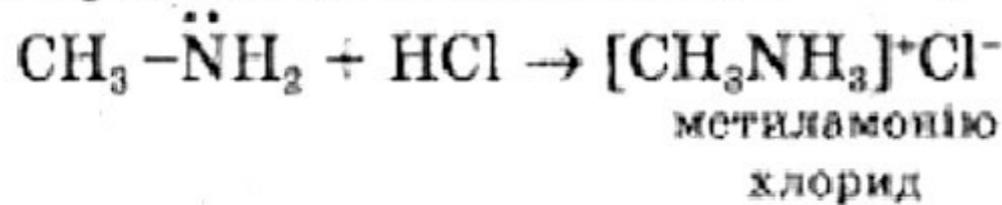


Аніліну (ароматичний амін)

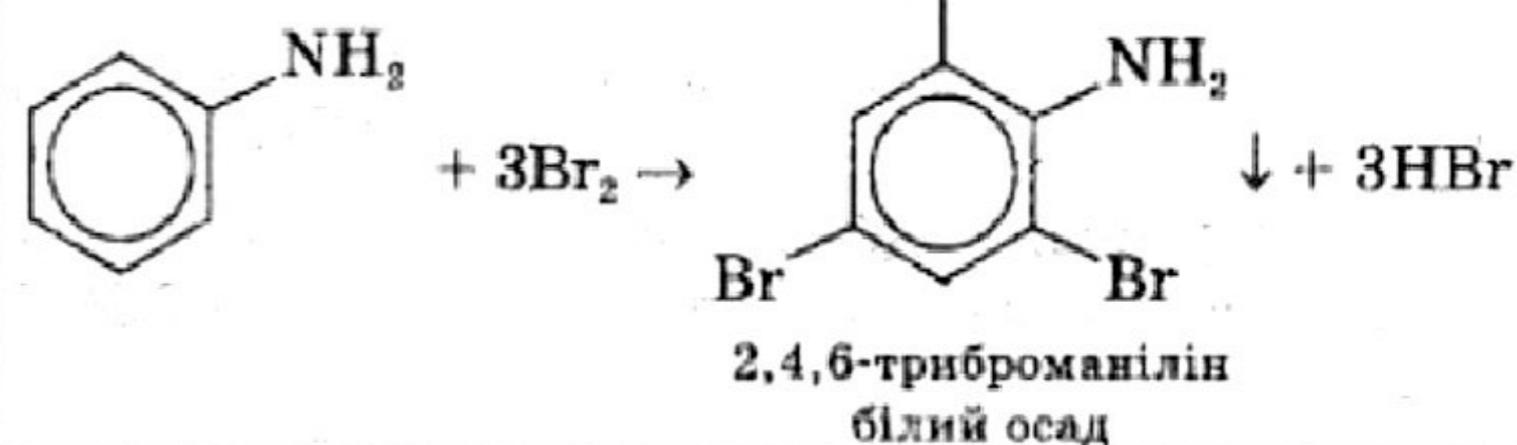


зменшення основних властивостей

- з мінеральними кислотами

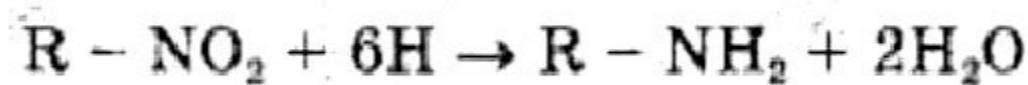


- з бромною водою



Добування

- реакція відновлення



Амінокислоти

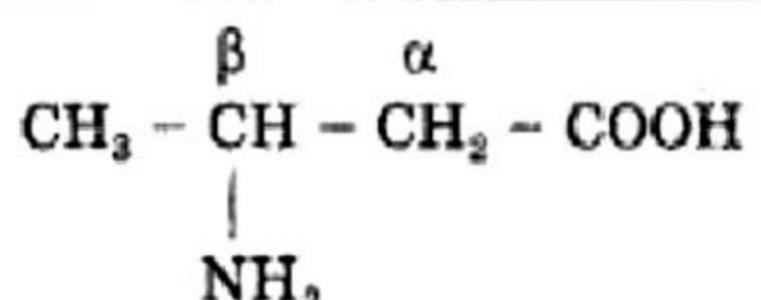
- Поліпептид — від гр. полі — багато і пептид — перетравлений — сполука, утворена в результаті взаємодії трьох і більше молекул амінокислот.
- Деякі амінокислоти можуть бути синтезовані в клітинах самого організму (замінні амінокислоти), а інші — повинні поступати в готовому вигляді з харчових продуктів (незамінні амінокислоти).
- Історичні назви амінокислот походять від джерела, з якого вони вперше були виділені. Наприклад, назва «лейцин» — від гр. «лейкос» — білий: в яєчному білку це найпоширеніша амінокислота.

Органічні сполуки, що містять одночасно карбоксильну та амінну групи

α-амінокислоти мають найбільше значення $R - \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} - \text{COOH}$

Номенклатура

- префікс «аміно» + назва кислоти
- історичні назви



β-аміномасляна кислота
3-аміnobутанова кислота

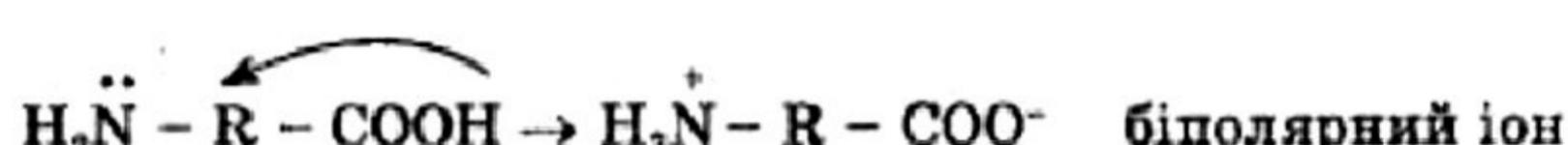
Властивості

Фізичні

- білі кристалічні речовини
- добре розчиняються у воді
- розкладаються за $t = 300^\circ\text{C}$

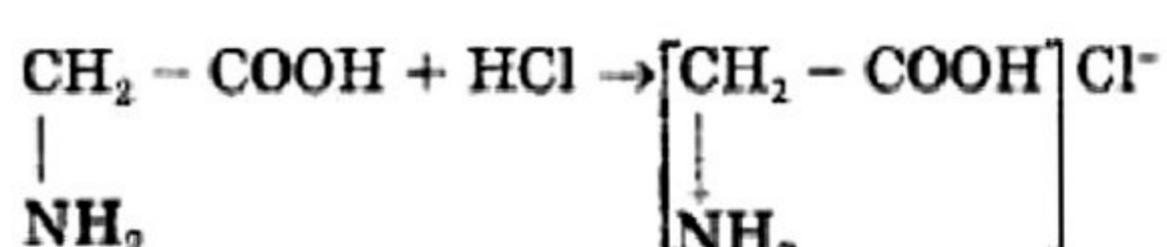
Хімічні

- У розчині мають амфотерні властивості



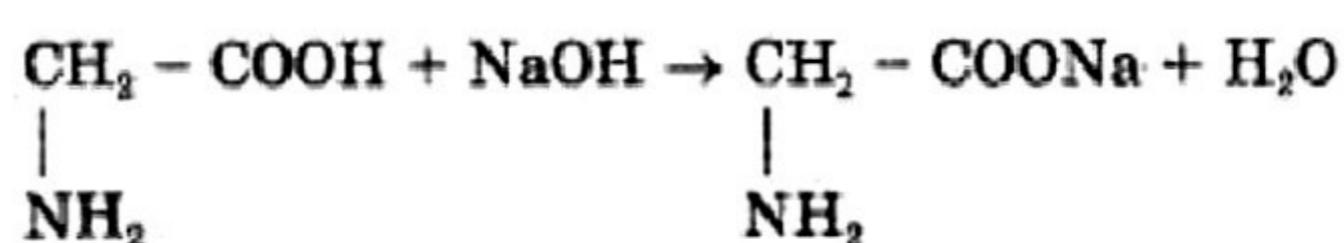
Реакції аміногрупи

- утворення солей з кислотами

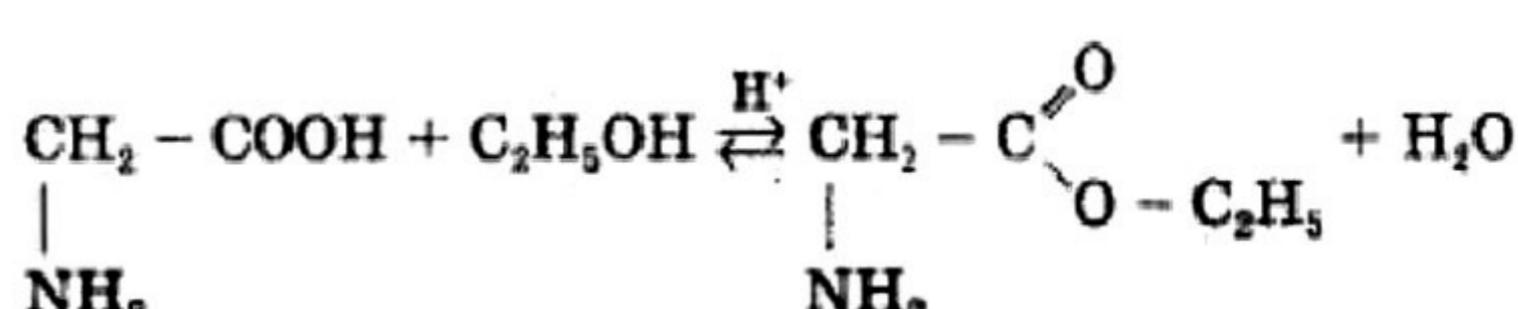


Реакції карбоксильної групи

- утворення солей з основами

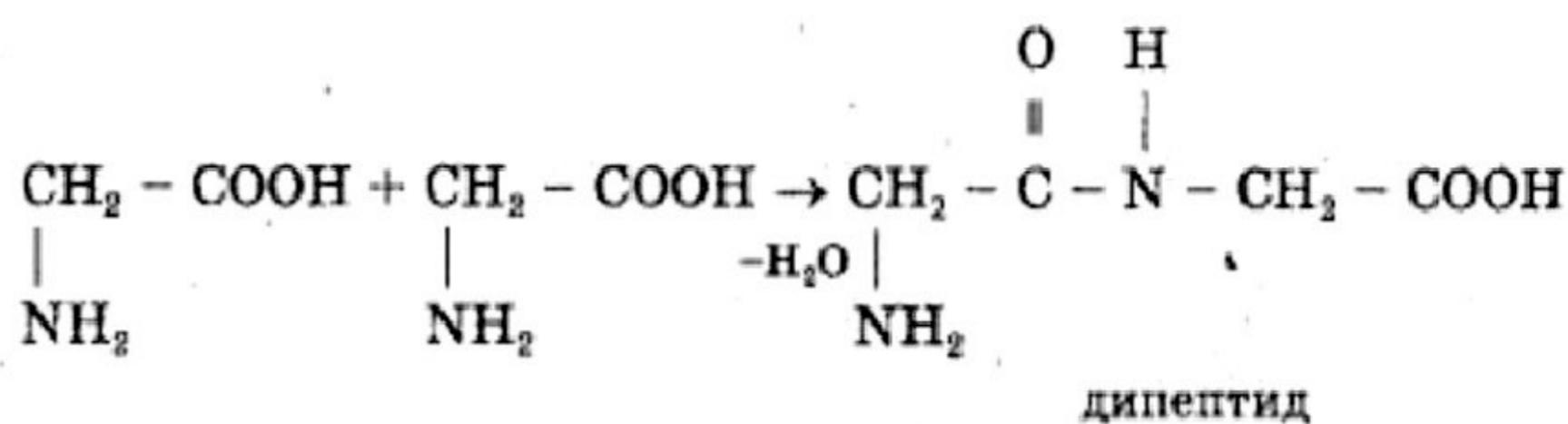


- утворення естерів



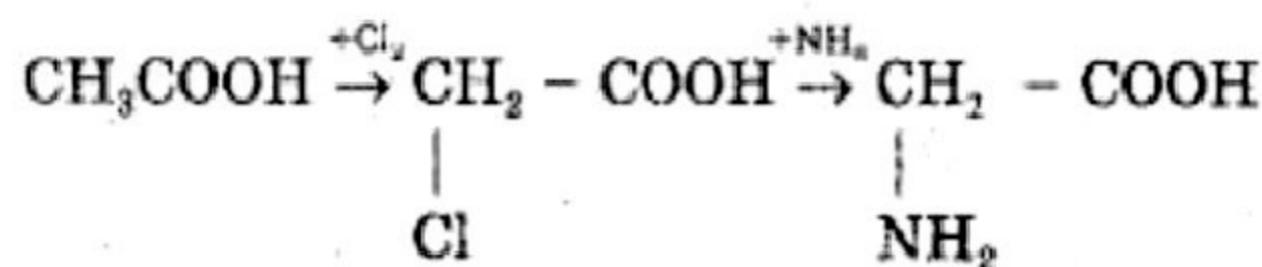
Реакції з одночасною участю аміно- і карбоксильної групи

- утворення пептидного зв'язку



Добування

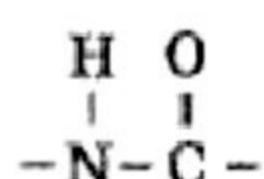
- гідроліз білків
- з карбонових кислот



Білки

- Вперше білок був виділений (у вигляді клійковини) в 1728 р. італійцем Якопо Бартоломео Бекарі (1682–1766 рр.) з пшеничного борошна.
- Фішер Еміль Герман (1852–1919 рр.) — німецький хімік. Встановив, що амінокислоти зв'язуються за допомогою пептидних зв'язків, утворюючи поліпептиди, уперше добув дипептид. Лауреат Нобелівської премії 1902 р.
- Денатурація — від лат. de... i natura — позбавлення природних властивостей.

Складні високомолекулярні природні сполуки, побудовані із залишків α -амінокислот, з'єднаних у певній послідовності пептидними зв'язками



Найважливіша складова частина живих організмів, входять до складу шкіри, рогового покрову, м'язової тканини, нервової тканини

Білок — поліпептид

- первинна структура — послідовність залишків α -амінокислот у молекулі
- вторинна структура — спіральна форма поліпептидних ланцюгів, що утворюється внаслідок дії водневих зв'язків
- третинна структура — тривимірна конфігурація, утворена складанням вторинних структур
- четвертинна структура — біологічні комплекси декількох асоційованих білків

Властивості

Хімічні

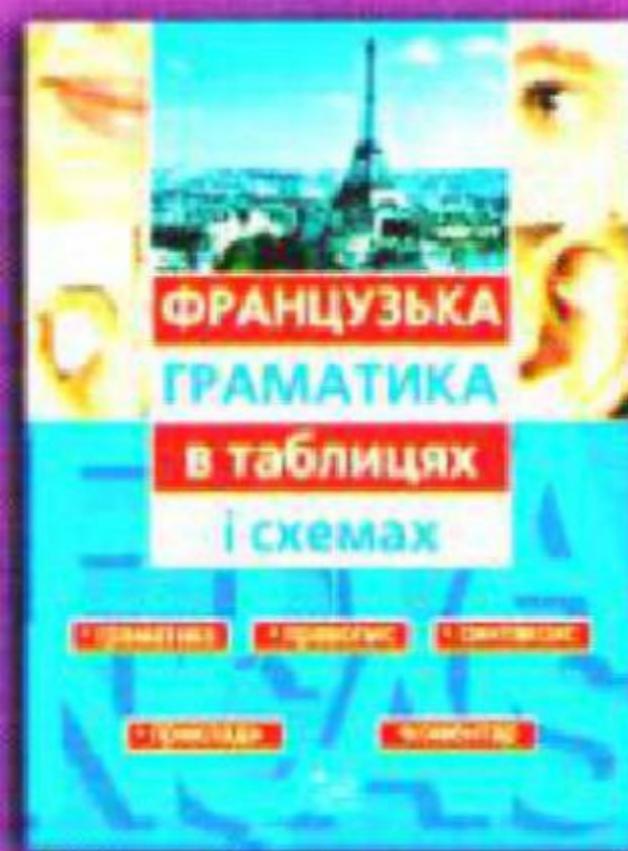
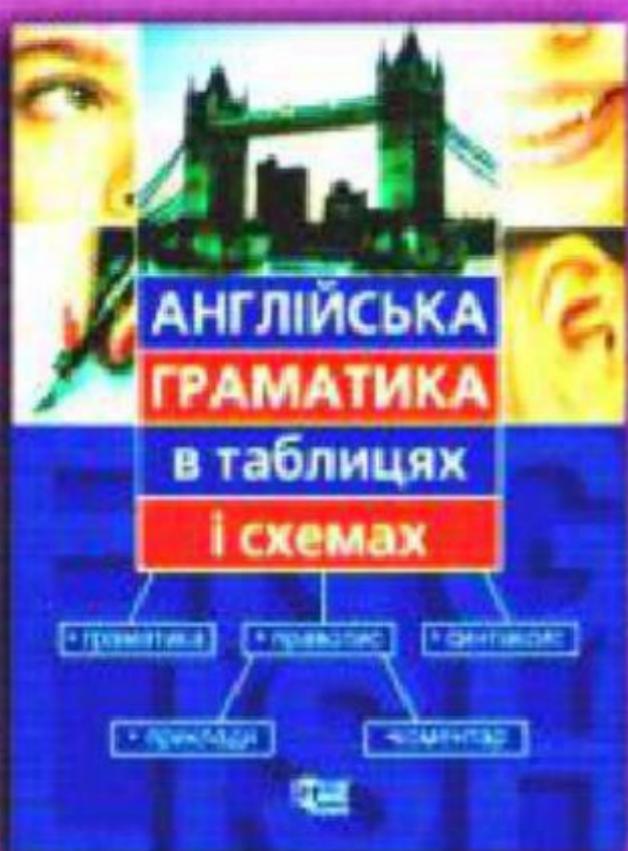
- реакція гідролізу з утворенням α -амінокислот
- амфотерність — взаємодія з кислотами і основами
- денатурація — руйнування вторинної і третинної структур під дією нагрівання, радіації, сильних кислот, лугів тощо
- кольорові реакції біуретова реакція:
 $\text{білок} + \text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{фіолетове забарвлення}$
- ксантопротеїнова реакція:
 $\text{білок} + \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{(конц.)}} \text{жовте забарвлення, якщо білок містить бензенові кільця}$

ЗМІСТ

Розділ I. Загальна хімія	3
Будова атома.....	3
Атом.....	3
Елементарні частинки	3
Нукліди	3
Ізотопи	4
Ізотони	4
Ізобари	4
Атомна маса елемента	4
Ядерні реакції.....	4
Ядерні реакції	5
Стан електронів в атомі	5
Орбіталь	5
Розподіл електронів у атомі за енергетичними рівнями (електронними шарами) та підрівнями	6
Порядок заповнення орбіталей	6
Принцип Паулі	6
Правило Хунта	6
Періодична система та будова атома	7
Періодичний закон	7
Періодична зміна властивостей елементів та їх сполук	8
Хімічний зв'язок. Будова речовини	8
Хімічний зв'язок	8
Електронегативність	9
Характеристика видів хімічного зв'язку	9
Розподіл елементів на метали і неметали	10
Способи перекривання електронних хмар	11
σ-зв'язок	11
π-зв'язок	11
Гібридизація електронних хмар	11
Гібридизація	11
Схеми гібридизації	11
Валентні кути	11
Ступінь окиснення	12
Валентність	12
Кількісні закони хімії	13
Закон збереження маси речовин	13
Закон сталості складу речовин	14
Закон кратних відношень	14
Фізичні величини	14
Газові закони	15
Закон Авогадро	16
Наслідки із закону Авогадро	16
Розрахункові формули	16
Закон об'ємних відношень газів	17
Рівняння Менделєєва-Клапейрона	17
Типи хімічних реакцій	18
Хімічна реакція	18
Класифікація хімічних реакцій за ознакою	18

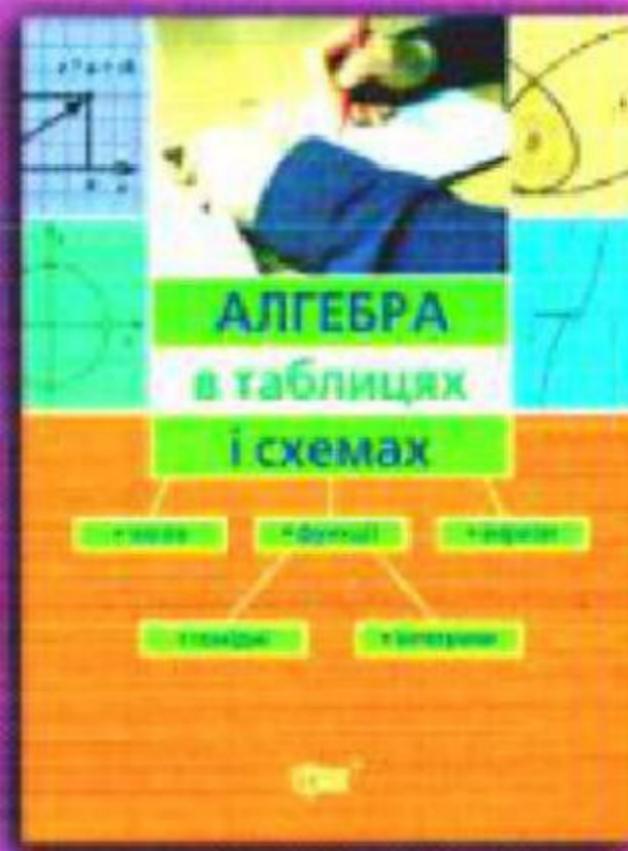
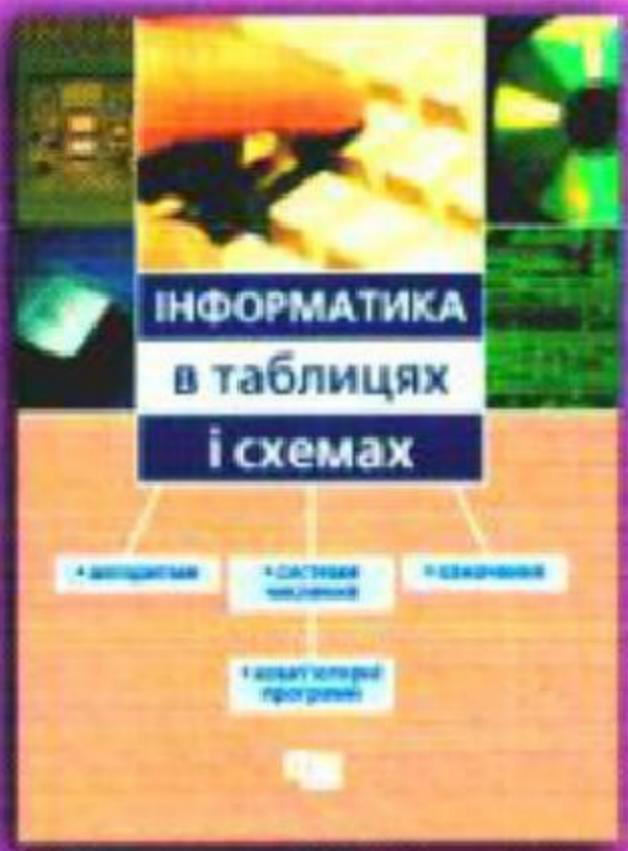
Окисно-відновні реакції	19
Види ОВР	19
Окисник	19
Відновник	19
Швидкість хімічної реакції	20
Хімічна кінетика	20
Швидкість хімічної реакції (середня)	20
Механізм дії каталізатора	21
Оборотні реакції. Хімічна рівновага	22
Оборотні реакції	22
Принцип Ле Шательє	22
Розчини	23
Розчин	23
Розчинник	23
Агрегатний стан розчинів	23
Сталість розчинів	23
Характеристика розчинів	23
Розчинність речовини	24
Коефіцієнт розчинності	24
Криві розчинності	24
Теорія електролітичної дисоціації	25
Ступінь дисоціації	25
Електроліти за ступенем дисоціації	25
Механізм дисоціації	26
Дисоціація солей	26
Дисоціація основ	26
Дисоціація кислот	27
Дисоціація амфотерних електролітів	27
Дисоціація води	27
Реакції йонного обміну	27
Основні класи неорганічних сполук	28
Оксиди	28
Основи	30
Кислоти	32
Солі	33
Гідроліз	35
Гідроліз солей	35
Гідроліз ковалентних сполук	35
Електроліз	36
Електроліз	36
Електроліз розчинів	36
 Розділ II. Неорганічна хімія	37
Гідроген ($\{\text{H}; \text{^3D}; \text{^3T}_1\}$)	37
Водень H_2	37
Сполуки Гідрогену	39
Вода H_2O	39
Гідроген пероксид H_2O_2	40
Лужні метали — I група, головна підгрупа	40
Елементи II групи головної підгрупи	42
Кальцій Ca	42
Елементи III групи головної підгрупи	44
Алюміній, Al	44
Ферум — VIII група, побічна підгрупа	46
Елементи VII групи головної підгрупи	48
Хлор Cl_2	49

Елементи VI групи головної підгрупи	51
Оксиген O	51
Сульфур, S	52
Сполуки S ⁻²	53
Сполуки S ⁺⁴	54
Сполуки S ⁺⁶	55
Елементи V групи головної підгрупи	56
Нітроген N	56
Азот, N ₂	57
Амоніак NH ₃	57
Солі амонію (містять йон NH ₄ ⁺)	
Нітроген оксиди	59
Нітратна кислота HNO ₃	59
Окисні властивості HNO ₃	60
Приклади рівнянь реакцій з HNO ₃	61
Солі нітратної кислоти — нітрати	61
Фосфор P	61
Сполуки P ⁺⁵	63
Фосфатні добрива	63
Елементи IV групи головної підгрупи	64
Карбон C	64
Сполуки C ⁺²	65
Сполуки C ⁺⁴	66
Силіцій Si	67
 Розділ III. Органічна хімія	69
Основні поняття	69
Типи органічних реакцій	70
Види розриву ковалентного зв'язку	70
Вуглеводні	71
Алкани (насичені вуглеводні, парафіни)	71
Ненасичені вуглеводні. Алкени (етиленові вуглеводні)	73
Алкадієни (діенові вуглеводні)	75
Алкіни (ацетиленові вуглеводні)	76
Арени (ароматичні вуглеводні)	77
Оксигеновмісні органічні сполуки	79
Спирти	79
Феноли	80
Альдегіди	81
Карбонові кислоти	83
Естери (складні ефіри)	85
Жири	86
Мила	86
Вуглеводи	87
Моносахариди	87
Дисахариди	88
Полісахариди	88
Нітрогеновмісні сполуки	89
Аміни	89
Амінокислоти	90
Вілки	91



Структурно-змістовна повнота матеріалу посібника, поданого у наочній формі у вигляді таблиць і схем, гарантує:

- необмеженість можливостей самостійного опрацювання учнями наведеного матеріалу;
- систематизацію і поглиблення знань з хімії;
- якісну підготовку до державної підсумкової атестації, випускних і вступних іспитів та зовнішнього незалежного оцінювання.



Лонінг Україна
1501 - 00010,
81057, м. Харків, а/c «Южнокіевська лінія»
тел.: 8 (057) 7-199-680
Інтернет-адреса: www.lonsing.com.ua

