

Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном.

Склад, фізичні властивості, добування в лабораторії аміаку і хлороводню.

Взаємодія амоніаку та хлороводню з водою.

Солі амонію.

Якісна реакція на йони амонію та хлорид-іони.

Оксиди неметалічних елементів.

Кислотний характер оксидів та гідратів оксидів неметалічних елементів.

Мета:

- Ознайомити зі складом та особливостями будови молекули аміаку та хлорводню.
- Розглянути лабораторні способи добування та фізичні властивості.
- Підкреслити необхідність додержання правил техніки безпеки.
- Дослідити розчинення аміаку та хлорводню у воді та дію цього розчину на індикатори.
- Формувати вміння складати рівняння реакцій, що характеризують хімічні властивості аміаку як основи та відновника.
- Повторити і розширити уявлення про солі та їх загальні властивості з урахуванням солей амонію.
- Сформуванати поняття про донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.
- Ознайомити із специфічними властивостями солей амонію. Формувати вміння складати рівняння реакцій для солей амонію, що характерні для всіх солей (дисоціація, взаємодія з кислотами, солями) та виявляють специфічні властивості (взаємодія з лугами, термічний розклад), пояснювати рівняння реакцій з позицій теорії електролітичної дисоціації.
- Ознайомити з добуванням солей амонію.

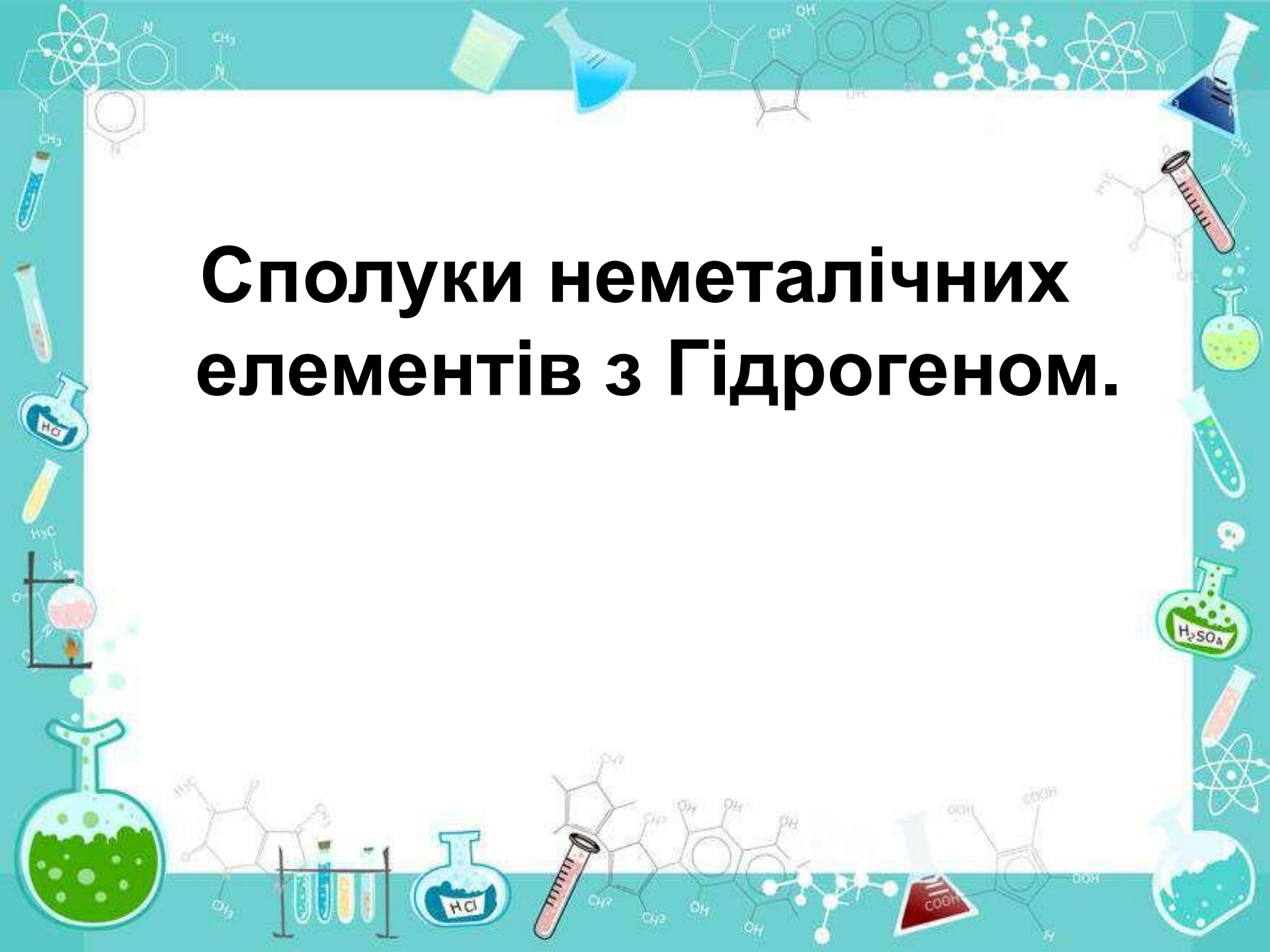
Демонстрації:

- 1. Якісна реакція на хлорид-іон.
- 2. Добування амоніаку і розчинення його у воді (“фонтан”), випробування розчину фенолфталеїном.
- 3. Утворення амоній хлориду з амоніаку і хлороводню.
- 4. Якісна реакція на йон амонію.

Лабораторні досліді:

- 2. Виявлення хлорид-іонів у розчині.
- 3. Виявлення йонів амонію в розчині.

Сполуки неметалічних елементів з Гідрогеном.



Склад і назви сполук.

- Сполуки з Гідрогеном відомі для більшості неметалічних елементів;
- їх не утворюють лише інертні елементи.
- Скласти формулу сполуки неметалічного елемента з Гідрогеном досить легко.
- Щоб з'ясувати значення валентності елемента в такій сполуці, потрібно від числа 8 відняти номер групи періодичної системи, в якій міститься елемент.

Формули найважливіших сполук неметалічних елементів із Гідрогеном.

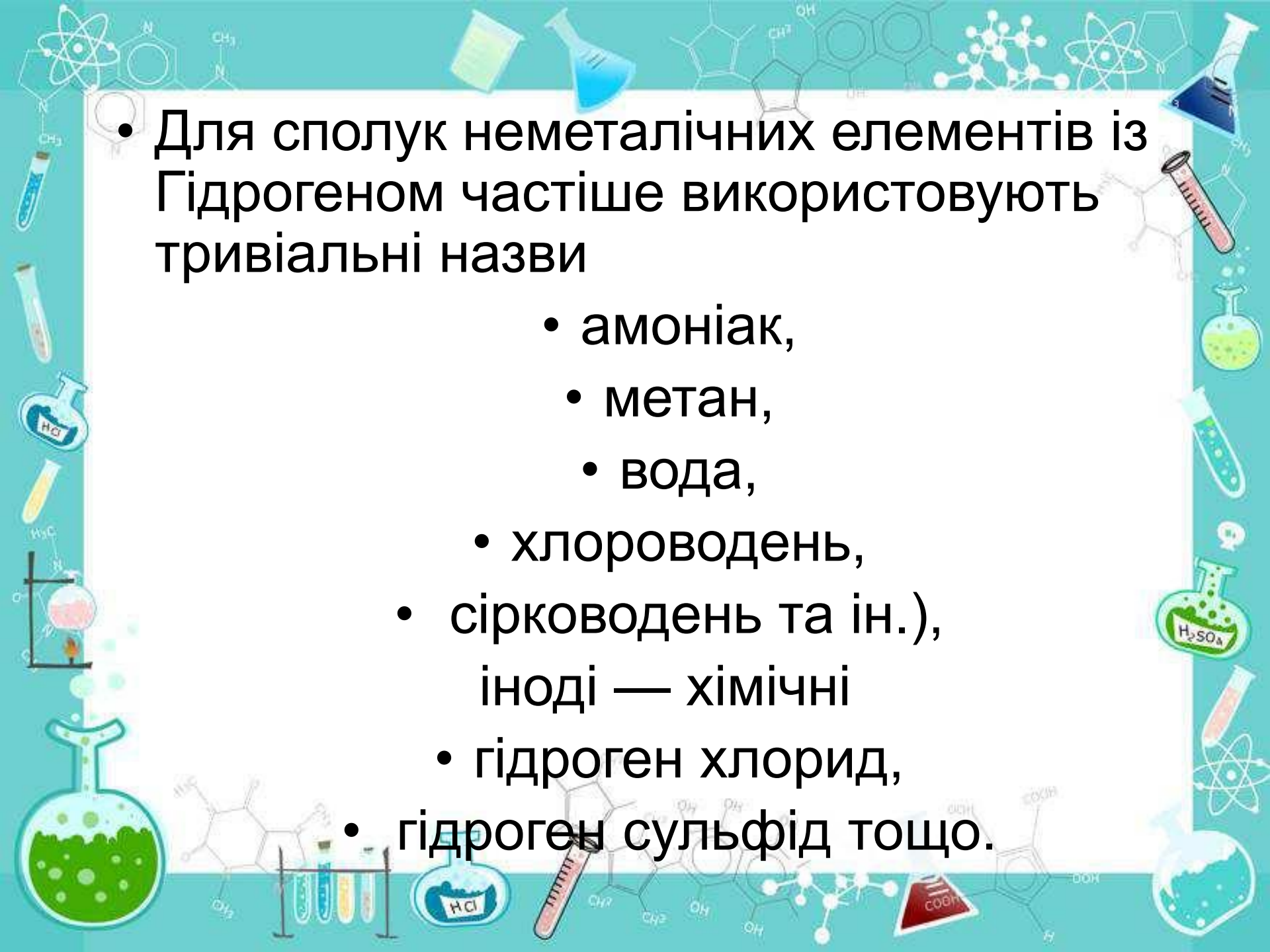
Формули сполук неметалічних елементів із Гідрогеном² у клітинках періодичної системи

Періоди	Групи			
	IV	V	VI	VII
2	C CH ₄	N NH ₃	O H ₂ O	F HF
3	Si SiH ₄	P PH ₃	S H ₂ S	Cl HCl
4		As AsH ₃	Se H ₂ Se	Br HBr
5			Te H ₂ Te	I HI

• Загальна формула сполук елементів із Гідрогеном має два варіанти написання — H_nE і EH_n .

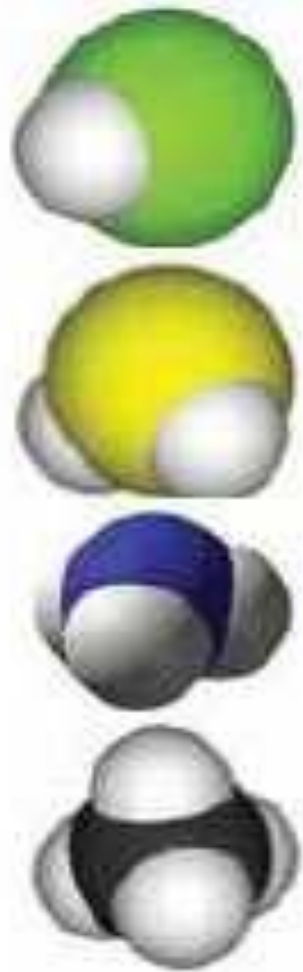
• Послідовність запису елементів у формулах цих сполук зумовлена традицією: символи елементів VI і VII груп розміщують після символу Гідрогену, а символи елементів інших груп — перед ним.

• Загальні формули сполук неметалічних елементів кожної групи з Гідрогеном указують у деяких варіантах періодичної системи в окремому рядку



- Для сполук неметалічних елементів із Гідрогеном частіше використовують тривіальні назви

- амоніак,
- метан,
- вода,
- хлороводень,
- сірководень та ін.), іноді — хімічні
- гідроген хлорид,
- гідроген сульфід тощо.



Мал. 17.
Масштабні
моделі молекул
 HCl , H_2S ,
 NH_3 і CH_4



Мал. 18.
Кулестержневі
моделі
молекул HF ,
 H_2O і NH_3

Будова.

Сполуки неметалічних елементів із Гідрогеном складаються з молекул. Атоми в них сполучені ковалентними зв'язками.

Якщо електронегативності елемента і Гідрогену однакові, то ці зв'язки неполярні (наприклад, у молекулі PH_3), а якщо різні — зв'язки полярні.

- Якщо позитивні й негативні заряди, що виникли на атомах унаслідок зміщення спільних електронних пар, рівномірно розподілені в молекулі, то вона є неполярною (наприклад, молекула CH_4).
- В іншому разі в одній частині молекули зосереджується невеликий негативний заряд, а в протилежній — позитивний заряд.
- Така молекула полярна; вона має два електричні полюси і називається диполем.
- Полярними є молекули HF , H_2O , NH_3

Фізичні властивості.

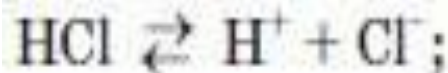
- Більшість сполук неметалічних елементів із Гідроеном за звичайних умов є газами, а гідроген фторид HF (за температури нижче 19,5 °C) і вода — рідинами.
- Усі ці сполуки безбарвні; чимало їх можна виявити за характерним запахом — неприємним, іноді різким.
- Температури плавлення і кипіння сполук із Гідроеном неметалічних елементів кожної групи періодичної системи зростають зі збільшенням відносних молекулярних мас. Проте сполуки елементів 2-го періоду — вода, амоніак і фтороводень — «випадають» із цієї залежності
- Аномально високі температури їх плавлення і кипіння зумовлені існуванням водневих зв'язків між молекулами

Мал. 20.

Водневі зв'язки
в рідкому гідроген фториді

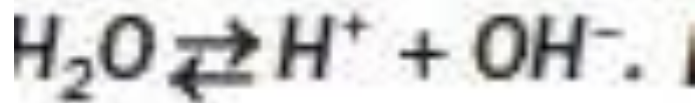


- Найбільшу розчинність у воді мають сполуки галогенів із Гідрогеном та амоніак. Наприклад, в 1 л води за нормального тиску розчиняється 534 л газу бромоводню HBr (за $25\text{ }^\circ\text{C}$) або 702 л газу амоніаку NH_3 (за $20\text{ }^\circ\text{C}$).
- Це пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами води і галогеноводню або амоніаку, а також дисоціацією молекул HBr у водному розчині.
- Метан дуже слабо розчиняється у воді через неполярність молекул CH_4 , неможливість утворення ними водневих зв'язків і нездатність до дисоціації.
- Розчини сполук галогенів із Гідрогеном і Сульфур з Гідрогеном у воді виявляють властивості кислот.



- Водні розчини HCl , HBr і HI поводяться як сильні одноосновні кислоти, HF — як кислота середньої сили, а H_2S — як слабка двоосновна кислота.

- Метан CH_4 інертний щодо води (за звичайних умов).
- Водний розчин амоніаку NH_3 , на відміну від розчинів інших сполук неметалічних елементів із Гідрогеном, має лужну реакцію
- Вам відомо, що вода є слабким електролітом. Мізерна частка її молекул дисоціює з утворенням йонів H^+ і OH^- :



- Отже, воду можна вважати дуже слабкою кислотою і водночас дуже слабкою основою.
- Водні розчини сполук галогенів із Гідрогеном і Сульфур з Гідрогеном виявляють властивості кислот.

N

азот

Нітроген



Історія відкриття нітрогену:

- У 1772 р. Англієць Д. Резерфорд встановив, що повітря, що залишився під дзвоном, де жила кілька днів миша, звільнений від вуглекислоти, не підтримує горіння і дихання.
- Це повітря він назвав «отруйним повітрям». У тому ж році Прістлі Дж. отримавши «отруйний повітря» іншим шляхом, назвав його «флогістрованому» повітрям.
- У 1773 році К.В. Шіле встановив, що повітря складається з двох газів. Він назвав газ, який не підтримує горіння і дихання «Поганим» або «зіпсованим» повітрям.
- У 1776 р. Лавуазьє, докладно досліджуючи «Отруйний», «флогістрованому» і «Поганий» повітря, встановив тотожність між ними.
- У 1787 р. Лавуазьє запропонував назвати цей газ «азотом» (від грец. Слова «а» -заперечення і «Зое» -життя).



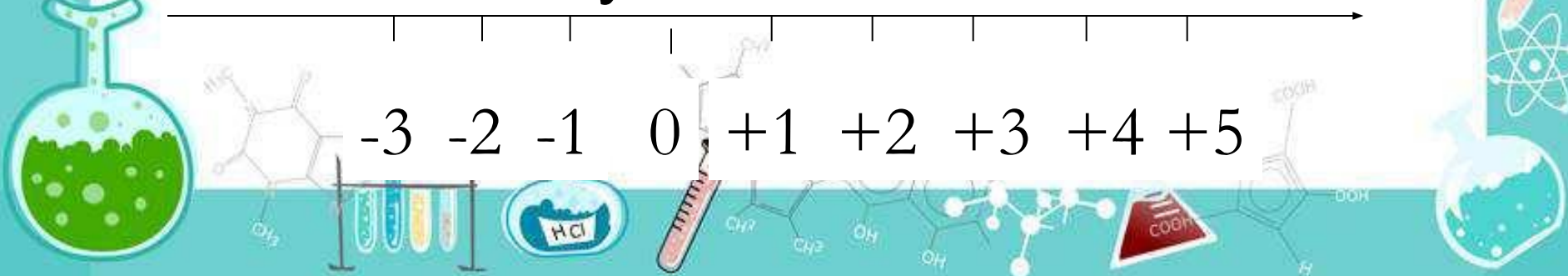
N



Будова атому

Символ елемента, порядковий номер, називання	Схема електронного строєння	Електронна формула	Графічна електронна формула
${}^7\text{N}$ Азот		$1s^2 2s^2 2p^3$	

Ступені окиснення



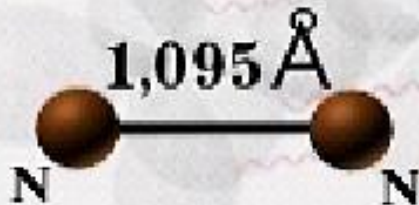
Яким чином можна пояснити хімічну інертність молекули азоту?

2 атома азоту з'єднані в молекулу потрійний ковалентного неполярної зв'язком, цим пояснюється міцність молекули і як наслідок її хімічна інертність.

N_2

$N \equiv N$

1,095 Å

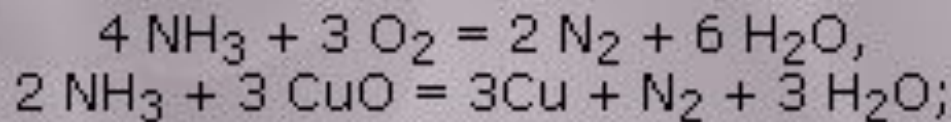


Отримання :

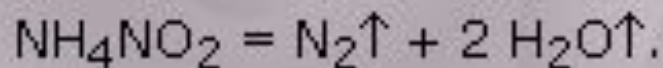
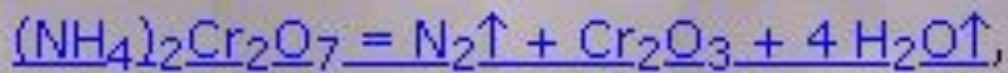
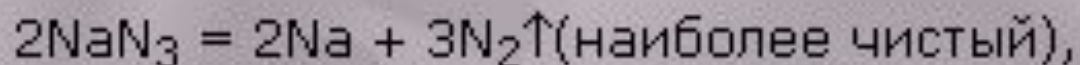
В промисленості азот отримують ректифікацією рідкого повітря. У рідкого кисню вища температура кипіння 90 К (у азоту 77 К).

Із лабораторних способів отримання азоту можна назвати:

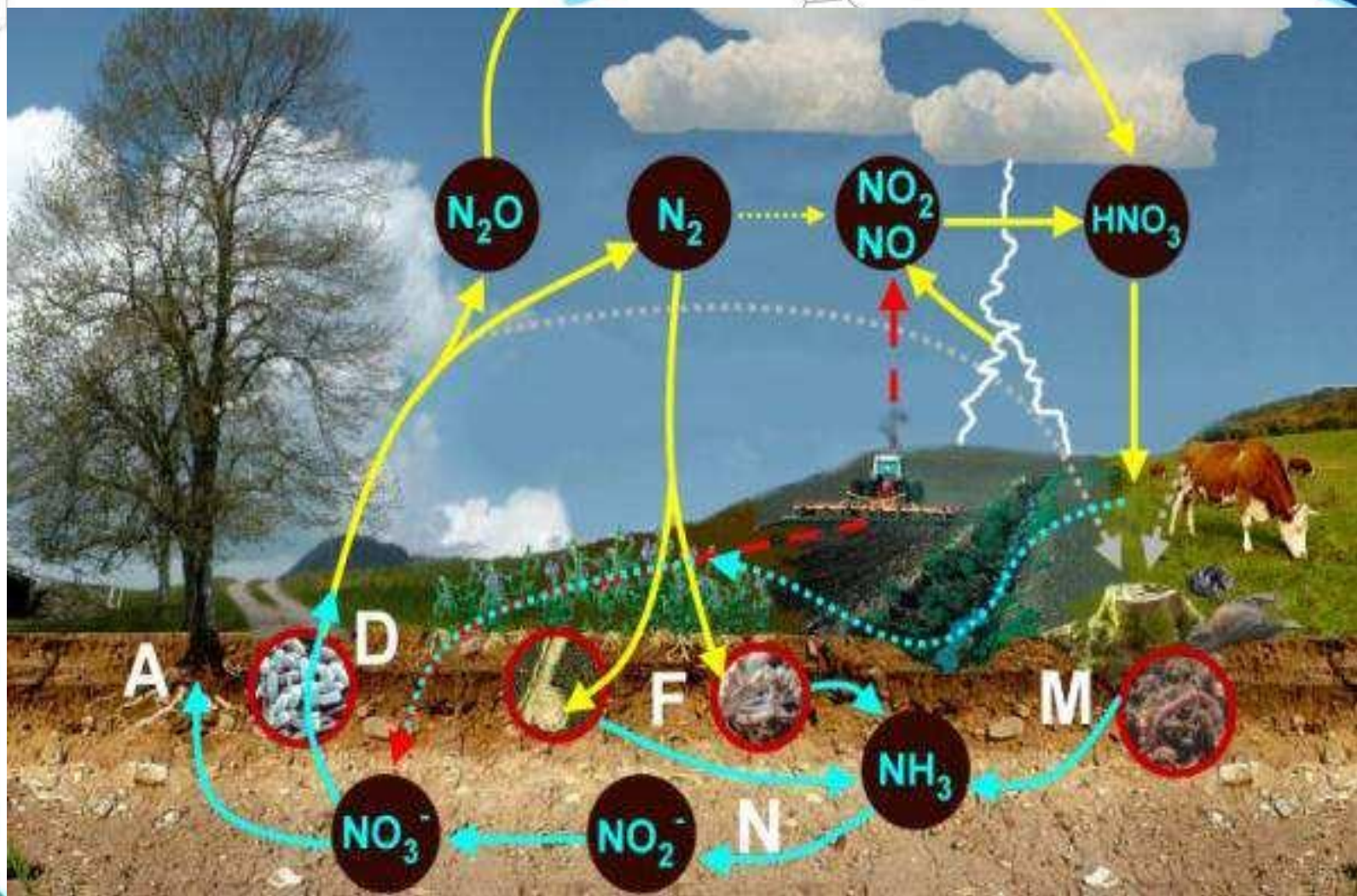
окислення аміаку:



розкладанням сполучень азоту при нагріванні

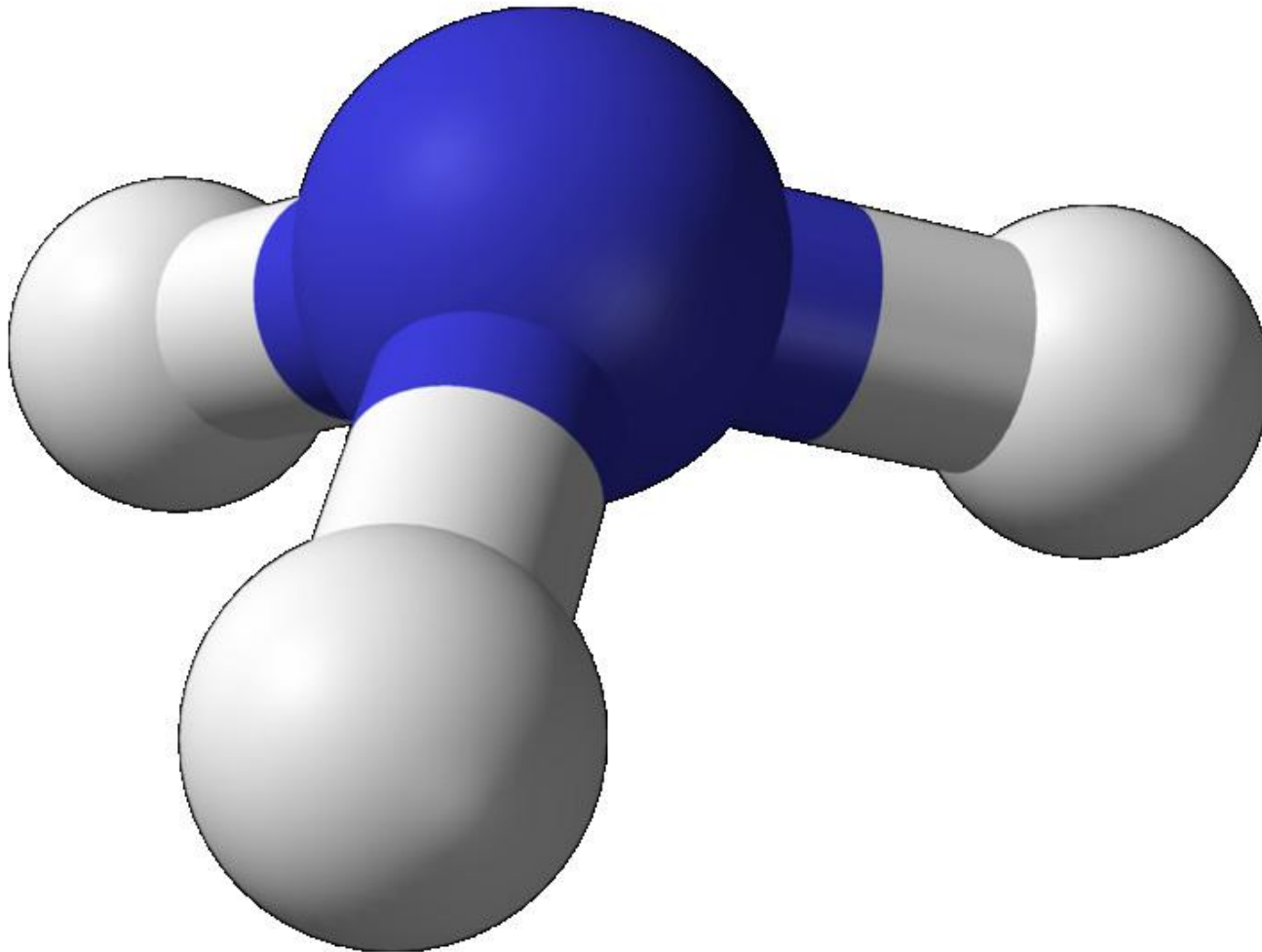


Кругообіг нітрогену в природі:



Круговорот азота: А-ассимиляция растениями, F-фиксация азотобактериями в симбиозе с растениями или бактериями, живущими в почве, N-нитрификация, D-денитрификация, M-минерализация.

Амоніак

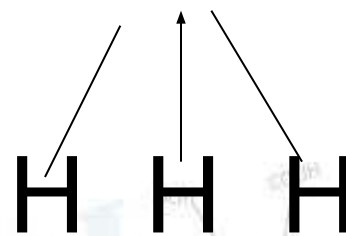
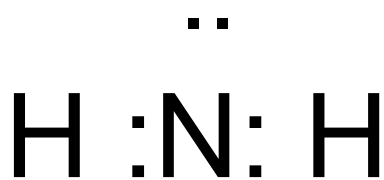


Амоніак

Будова молекули.

- Молекула аміаку NH_3 являє собою диполь: спільні електронні пари дуже зміщені до атома Нітрогену

• NH_3



Властивості амоніаку.

- Амоніак – безбарвний газ з різким запахом. При температурі, нижчій за $-33,4^{\circ}\text{C}$, він переходить у рідкий стан.
- Маса 1 л амоніаку за нормальних умов дорівнює 0,77 г.
- При охолодженні до $33,4^{\circ}\text{C}$ амоніак під звичайним тиском перетворюється у прозору рідину, що твердне при $-77,8^{\circ}\text{C}$.
- Амоніак добре розчинний у воді: 1:700. Розчинність амоніаку у воді зумовлена утворенням водневим зв'язків між їхніми молекулами

Для амоніаку характерні реакції приєднання і окислення.

1. Взаємодіє з водою і утворює гідрати $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH}$. Лужна реакція розчину амоніаку наявністю . Водний розчин NH_3 – амоній гідроксид (слабка основа).
Фенолфталеїн – малинове забарвлення, розчин NH_3 10% нашатирний спирт.
2. Взаємодія з кислотами.
 - Утворюються солі амонію: $\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl}$;
 $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
3. Відновні властивості (при нагріванні).
 - а) згорає у кисні: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$; б)
 - каталітичне окислення: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$; в)
 - реагує з окислювачами: $4\text{H}_3\text{N} + 3\text{Br}_2 = 6\text{HBr} + 3\text{N}_2$;
 $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.



- згорає у кисні



- Якісна реакція на NH

- 1) взаємодія з лугами: _ +

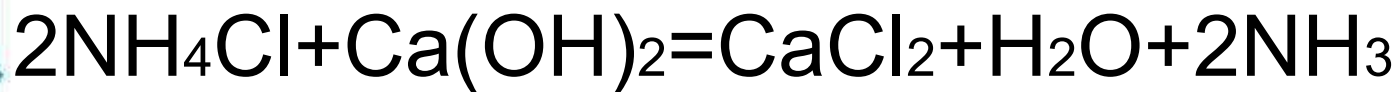


- Реакцію проводять: у пробірку з сіллю або розчином, що аналізують, додають розчин лугу і суміш обережно нагрівають.

- При наявності NH виділяється амоніак.

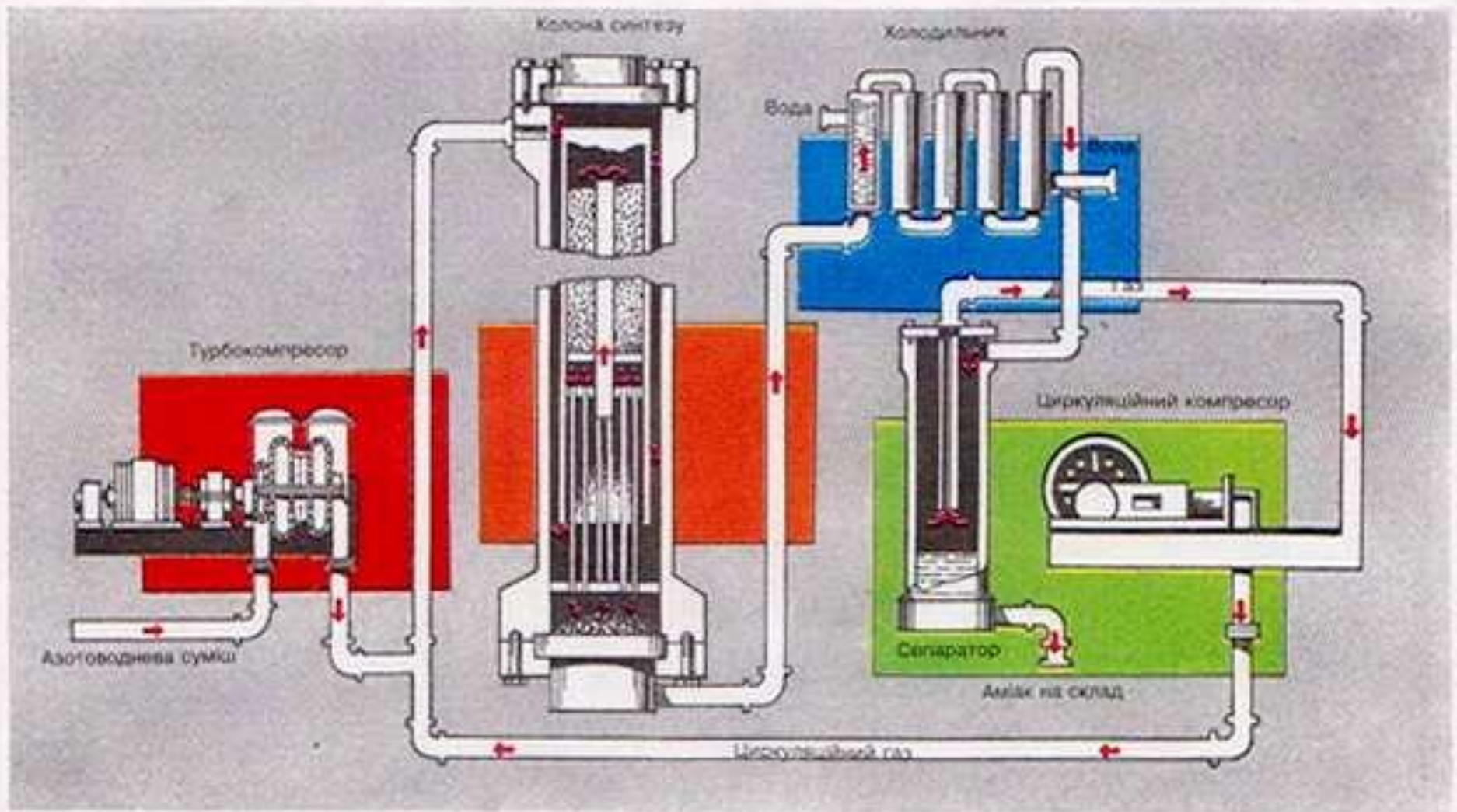
Добування

- У лабораторії амоніак добувають, нагріваючи амоній хлорид гашеним вапном.



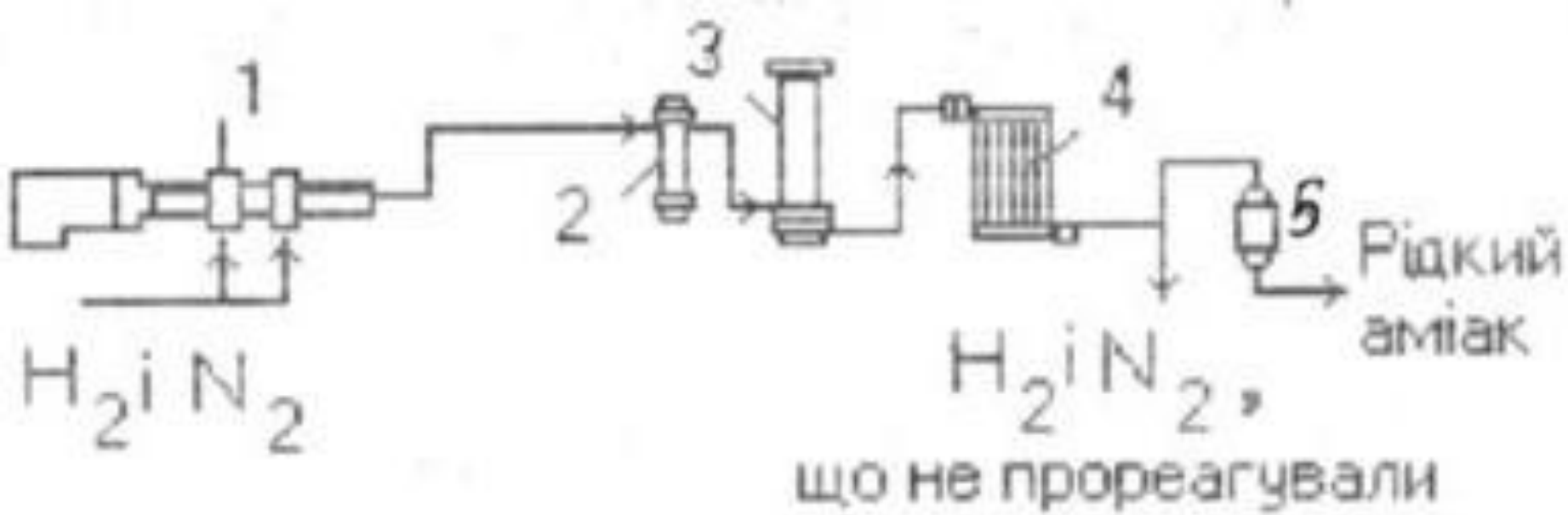
Амоніак, що утворився висушують CaO .

- У промисловості амоніак синтезують з простих речовин H_2 і N_2 . Реакція азоту з воднем екзотермічна, вона відбувається із виділенням теплоти.

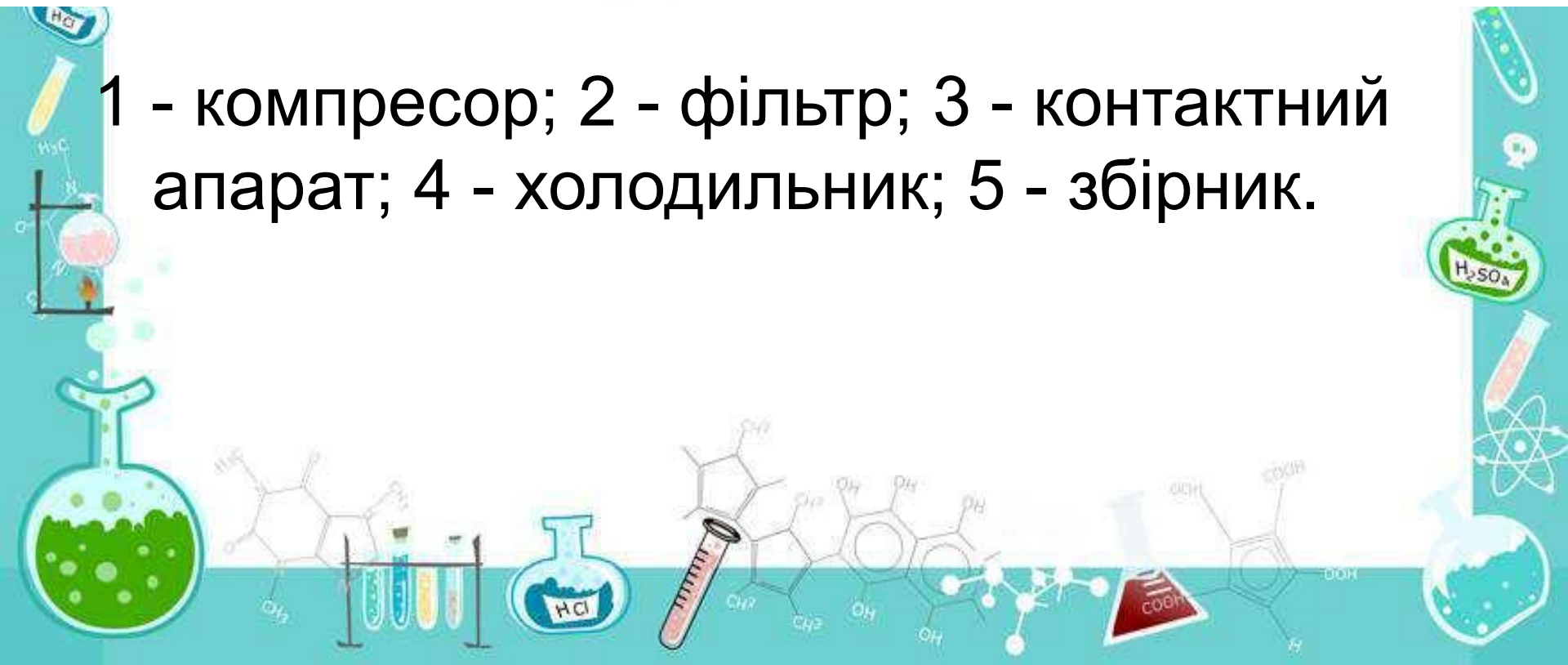


Промисловий синтез аміаку





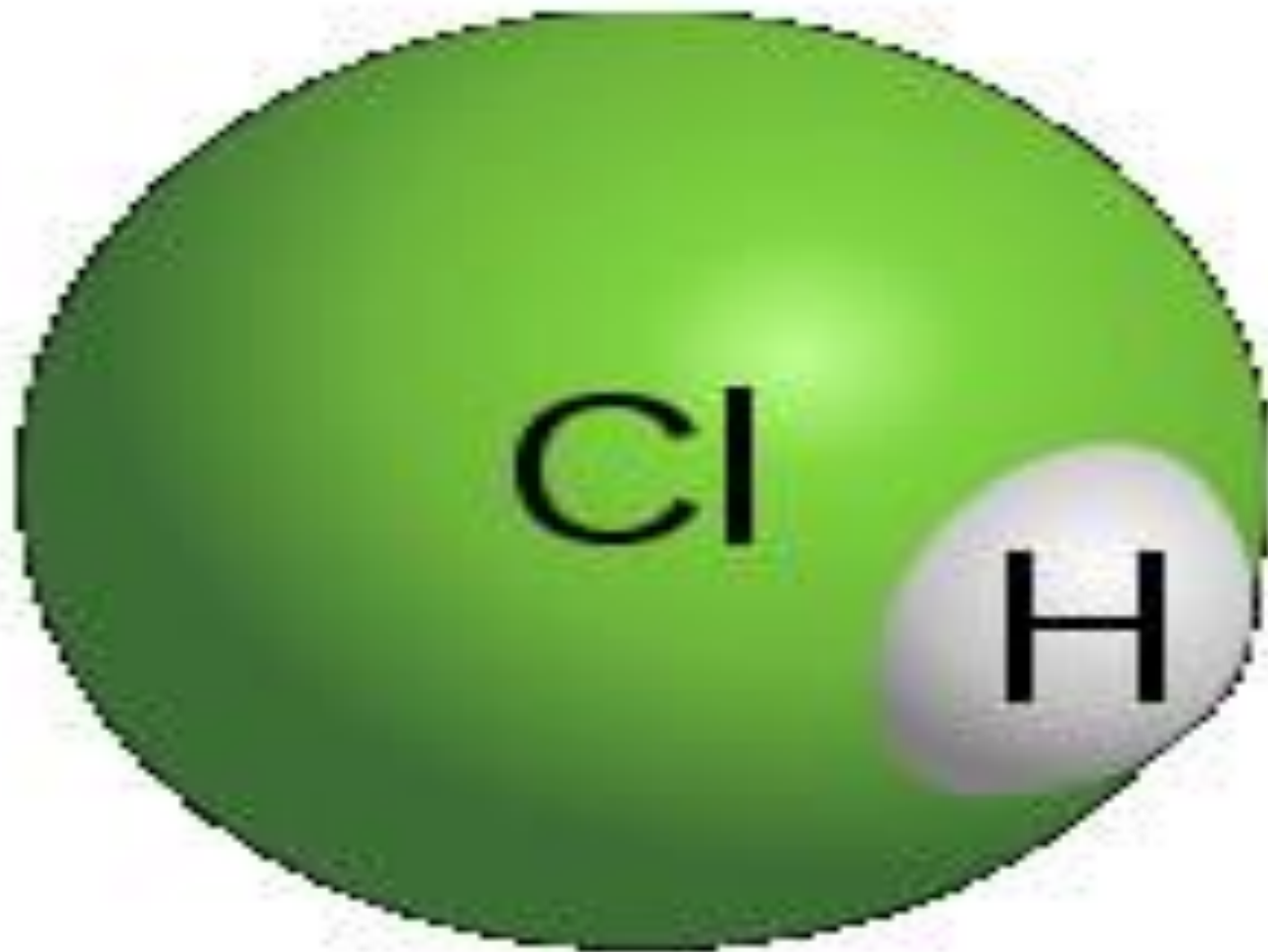
1 - компресор; 2 - фільтр; 3 - контактний апарат; 4 - холодильник; 5 - збірник.



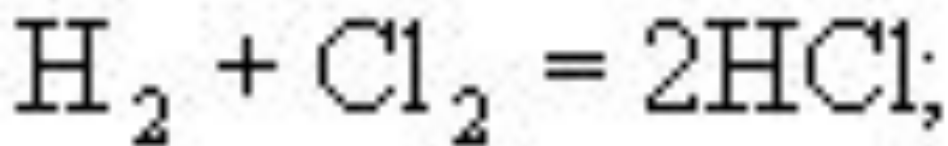
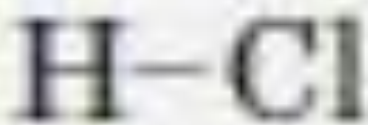
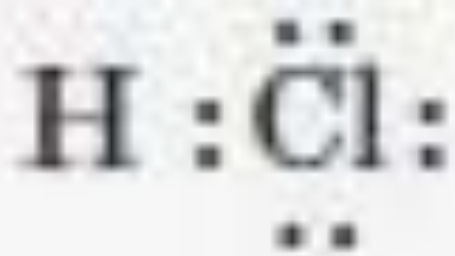
Застосування.

- Аміак — важливий продукт хімічної промисловості.
- Його використовують як добриво і для виробництва азотних добрив, а також нітратної кислоти, вибухових речовин, соди.
- Як холодоагент аміак застосовують у холодильниках.
- У вигляді аміачної води він використовується у медицині під назвою «нашатирний спирт». Вдихання малих кількостей аміаку і стимулює роботу серця і нервової системи, тому нашатирний спирт дають нюхати при знепритомленні та отруєннях, наприклад чадним газом CO .
- Як слабкий луг аміачну воду широко застосовують у хімічних лабораторіях, а також у побуті: під час прання білизни, для виведення плям, чищення килимів і ювелірних виробів.

Хлороводень



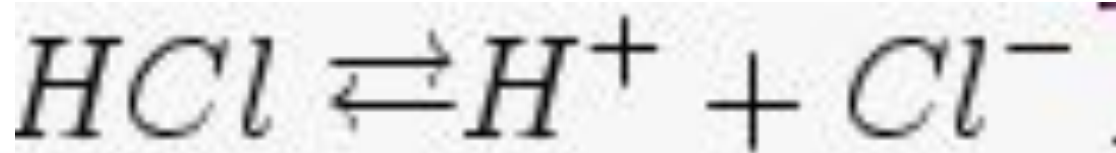
Електронна і графічна формули молекули хлороводню:



Газ

- Хлороводень (HCl) — безбарвний задушливий газ з різким запахом.
- Температура розплавлення: $-115\text{ }^{\circ}\text{C}$ (158 K), температура кипіння: $-85\text{ }^{\circ}\text{C}$ (188 K), молекулярна маса — 70,9 а. о. м
- У лабораторних умовах хлороводень одержують при дії концентрованої сульфатної кислоти на хлорид натрію при сильному нагріванні: $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$
- У промисловості його добувають звичайно спалюванням водню в атмосфері хлору у спеціальних пальниках: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

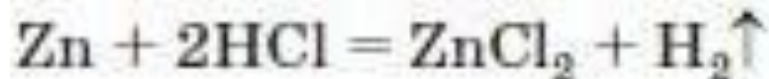
- Розчин хлороводню у воді називають хлоридною, або соляною, кислотою.
- Поява кислотних властивостей хлороводню в розчині обумовлюється тим, що полярна будова молекул HCl під впливом дуже полярних молекул води переходить в іонну, внаслідок чого молекули хлориду водню у розчині дисоціюють:



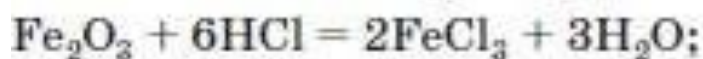
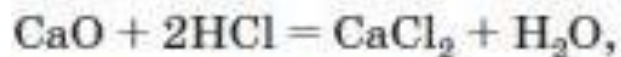
Хімічні властивості.

- Хлоридна кислота реагує:

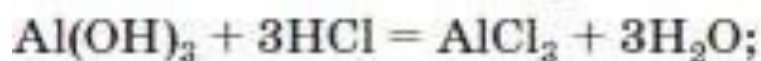
- з металами з виділенням водню



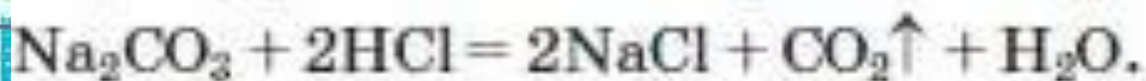
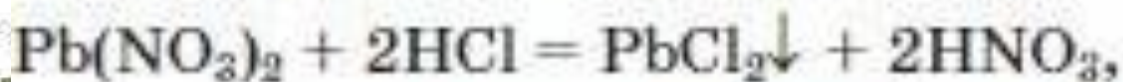
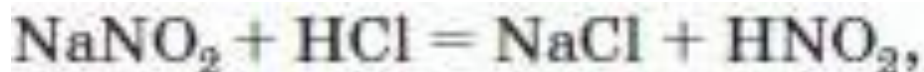
- з основними й амфотерними оксидами



- з основами и амфотерними гідроксидами



- із більшістю солей



Добування гідроген хлориду і хлоридної кислоти.

- У промисловості гідроген хлорид добувають спалюванням водню в атмосфері хлору



Мал. 22.
Горіння водню
в атмосфері
хлору

- $\text{H}_2 + \text{C12} = 2\text{HC1}$, а в лабораторії — за реакцією обміну між твердою сіллю (натрій хлоридом) і концентрованою сульфатною кислотою:
- Таким способом раніше добували хлороводень і в промисловості.

Мал. 23.
Добування
гідроген
хлориду
і хлоридної
кислоти
в лабораторії

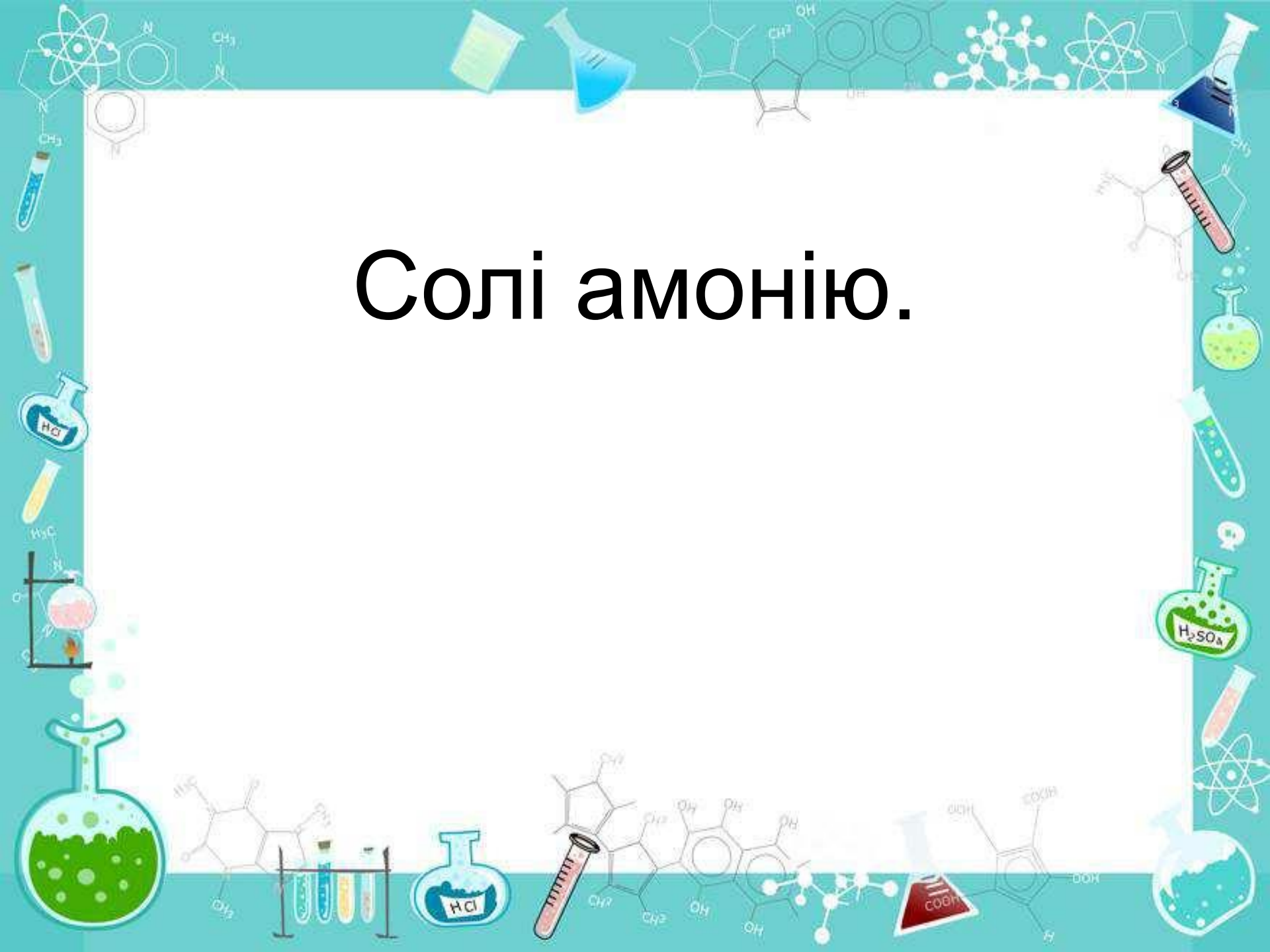


ВЗАЄМОДІЯ АМОНІАКУ ТА ХЛОРОВОДНЮ З ВОДОЮ.

- Аміак добре розчиняється у воді утворюючи аміачну воду (за нормальних умов у 100 г води розчиняється 87,5 г, або 115л, NH_3). Висока розчинність аміаку пояснюється тим, що він реагує з водою.
- Водний розчин гідроген хлориду називають хлоридною кислотою. Тривіальна назва цього розчину — соляна кислота.



Солі амонію.

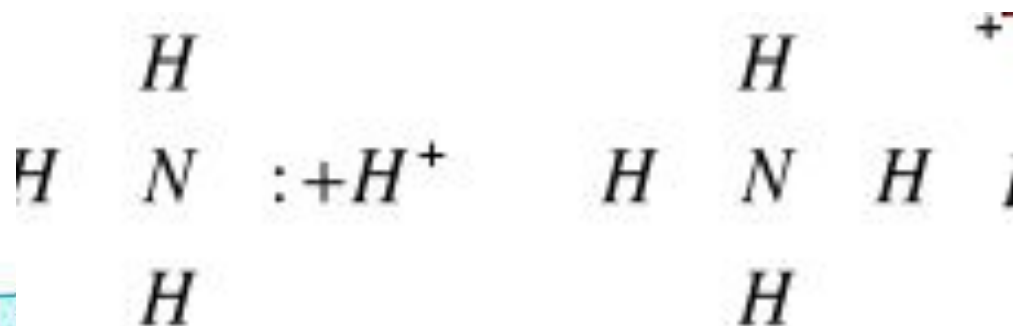


- СОЛІ АМОНІЮ — це кристалічні речовини з йонним типом зв'язку.
- До складу солей амонію входять один або кілька катіонів амонію і аніон кислотного залишку.
- Фізичні властивості.
- Солі амонію — тверді кристалічні речовини, що за зовнішнім виглядом нагадують солі лужних металів.
- У воді добре розчиняються.



• Нітрат амонію

- Солі амонію добувають при взаємодії амоніаку або амоній гідроксид з кислотами: $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$;
 $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
 $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
- У катіоні NH_4^+ є чотири ковалентні зв'язки: донор акцептор



Хімічні властивості солей

Сіль

+ Me

Сіль і метал

+ луг

Сіль і основа

+кислота

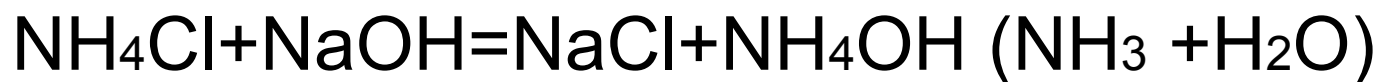
Сіль і кислота

+сіль

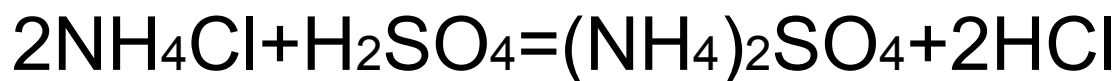
Сіль і сіль

• Солі амонію виявляють загальні властивості солей:

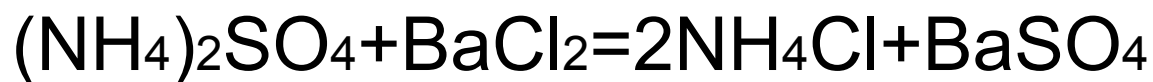
• 1) взаємодіють з лугами:



• 2) взаємодіють з кислотами:



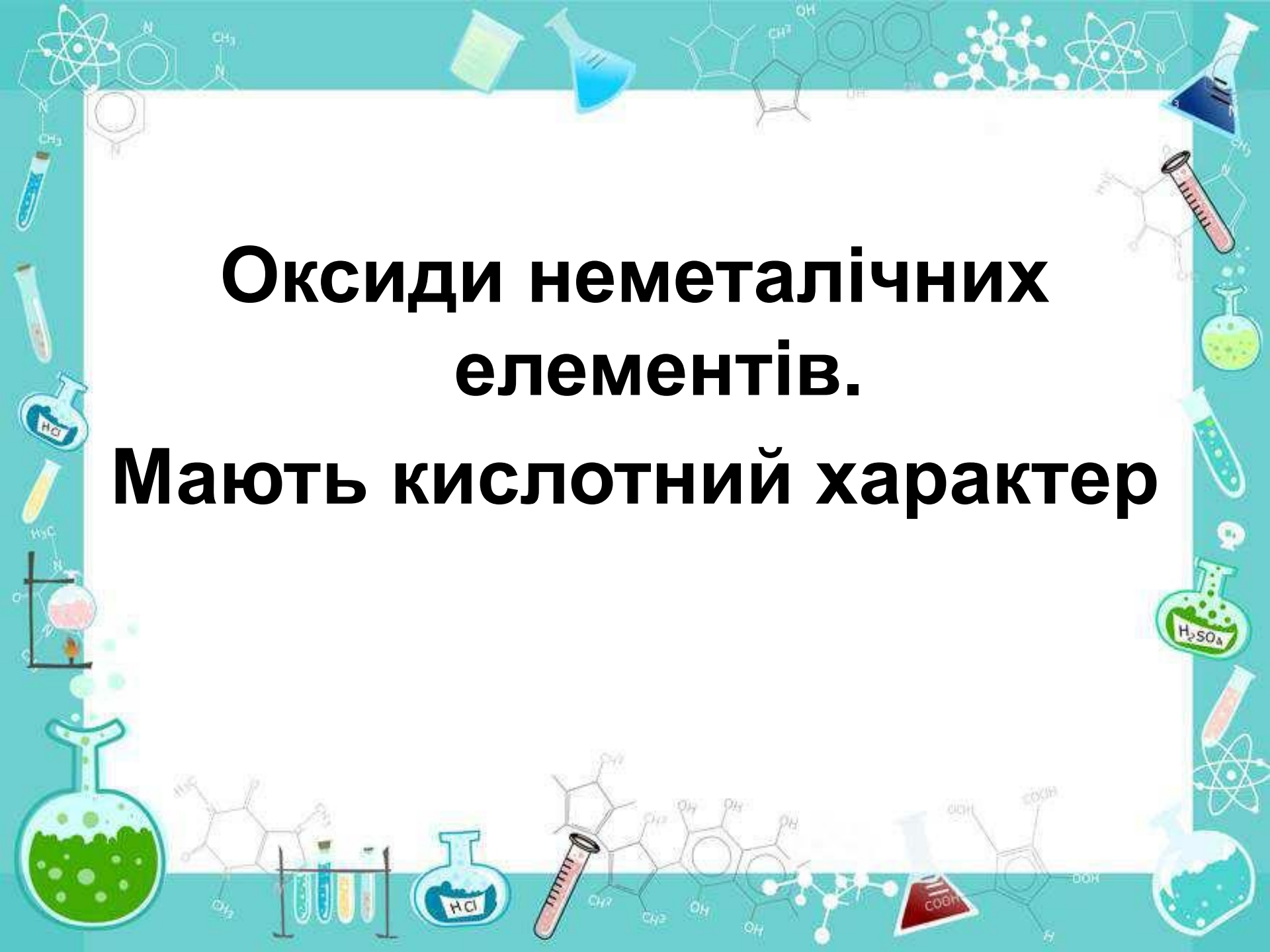
• 3) взаємодіють із солями:



• Всі амонійні солі добре розчиняються у воді. У водних розчинах солі добре гідролізують. $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

Оксиди неметалічних елементів.

Мають кислотний характер



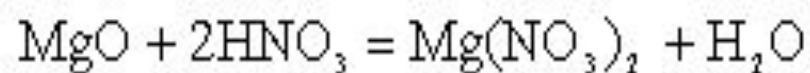


Оксиди

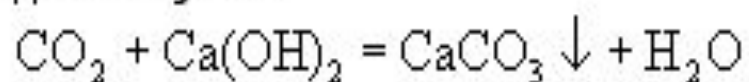
основні

кислотні

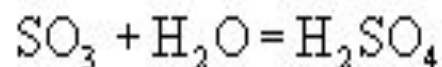
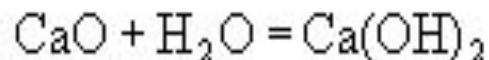
1. Взаємодіють з **кислотами**:



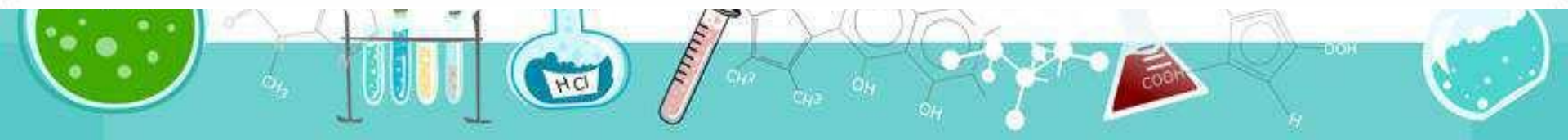
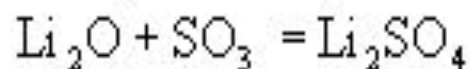
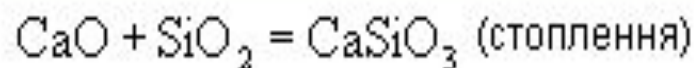
1. Взаємодіють з **лугами**:

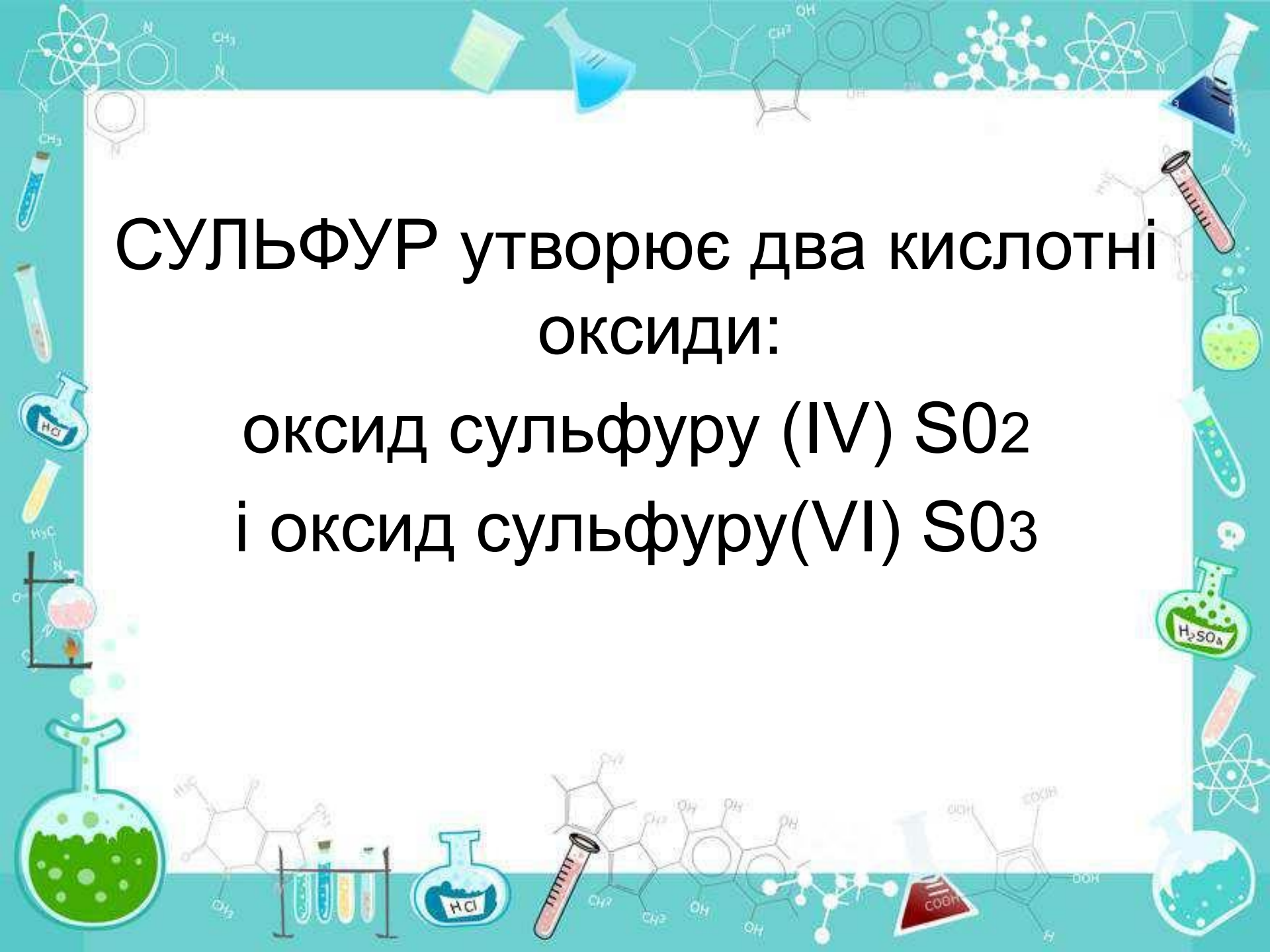


2. Взаємодіють з водою



3. Взаємодіють між собою



A decorative border surrounds the text, featuring various chemistry-related icons and formulas. At the top, there are molecular structures like benzene and pyridine, and laboratory glassware like a beaker and a flask. On the left, there's a test tube with blue liquid, a flask with 'HCl', and a Bunsen burner. On the right, there's a flask with 'H2SO4', a test tube with red liquid, and a flask with blue liquid. At the bottom, there are more molecular structures, a flask with 'HCl', a test tube with red liquid, and a flask with 'COOH'.

СУЛЬФУР утворює два кислотні
оксиди:

оксид сульфуру (IV) SO_2
і оксид сульфуру(VI) SO_3

Оксид сульфуру(IV) SO₂ (діоксид сульфуру,

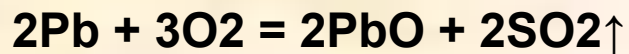
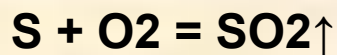
сірчистий газ) — це безбарвний важкий газ (у 2,2 раза важчий за повітря), з різким запахом, що викликає кашель. Негорючий. Токсичний

Дуже легко розчиняється у воді (в 1 л води при 20 °C Розчиняється 43 л SO₂).

Поряд з «фізичним» розчиненням одночасно відбувається хімічна взаємодія невеликої частини молекул оксиду сульфуру(IV) SO₂ з водою, внаслідок чого утворюється сульфітна кислота:



Оксид сульфуру (IV) добувають спалюванням сірки, а також як побічний продукт випалювання сульфідних руд кольорових металів, наприклад:



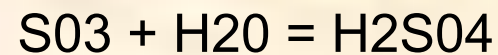
Оксид сульфуру (VI) SO₃(триоксид сульфуру)

— безбарвна рідина, яка за температури, нижчої від 17 °C, кристалізується, перетворюючись на довгі шовковисті кристали.

Дуже летка речовина, сильний окисник. Токсичний, уражує слизові оболонки й дихальні шляхи, викликає тяжкі опіки шкіри, енергійно руйнує органічні сполуки.

Зберігають його у запаяних скляних посудинах.

Оксид сульфуру (VI) на повітрі димить, бурхливо взаємодіє з водою з виділенням великої кількості теплоти утворюючи сульфатну кислоту:



Добувають оксид сульфуру(VI) у результаті окиснення SO₂ киснем повітря



- НІТРОГЕН З ОКСИГЕНОМ утворює п'ять оксидів, в яких він виявляє ступінь окиснення від +1 до +5:

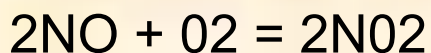
- +1 +2 +3 +4 +5

- N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5

- Усі оксиди нітрогену дуже отруйні, за винятком N_2O .

Оксид нітрогену (II) NO — безбарвний газ, без запаху, у воді не розчиняється. Належить до несолетвірних оксидів.

На повітрі легко окиснюється, перетворюючись на бурий газ — діоксид нітрогену, або оксид нітрогену (IV) N₂O₂:



Оксид нітрогену (IV) N₂O₂ — бурий газ із характерним апахом. Належить до солетвірних (кислотних) оксидів. Добре розчиняється у воді, бо реагує з нею, утворюючи суміш двох кислот — нітратної і нітритної

$$2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HN}_2\text{O}_3 + \text{HN}_2\text{O}_2$$

Оксид нітрогену (I) N₂O — безбарвний газ із приємним запахом, належить до несолетвірних оксидів. Під назвою «веселильний газ» N₂O у суміші з киснем використовується в медицині для наркозу. Не отруйний.

Оксид нітрогену(III) N₂O₃ — нестійка темно-синя рідина за низьких температур, солетвірний (кислотний) оксид, розчиняючись у воді, утворює нітритну кислоту:



Оксид нітрогену(V) N₂O₅ — білі кристали, також солетвірний (кислотний) оксид, реагує з водою, утворюючи нітратну кислоту: N₂O₅ + H₂O = 2HN₂O₃

Нітратна кислота являє собою сильну одноосновну кислоту.

Її солі — нітрати

A decorative border surrounds the central text, featuring various chemistry-related icons and structures. At the top, there are molecular models, a beaker with green liquid, and a flask with blue liquid. The right side shows a flask with blue liquid, a test tube with red liquid, and a flask with green liquid. The bottom features a large flask with green liquid, a rack of test tubes, a flask with blue liquid labeled 'HCl', a test tube with red liquid, and a flask with red liquid labeled 'COOH'. The left side includes a test tube with orange liquid, a flask with blue liquid labeled 'HCl', a flask with pink liquid, and a large flask with green liquid. The background is a light teal color with faint chemical structures and symbols.

З оксидів фосфору

P_2O_5 і P_2O_3

найбільше значення має оксид
фосфору(V).

• Оксид фосфору (V) P2O5 — білий дрібнокристалічний порошок, дуже гігроскопічний, тому застосовується для осушування газів.

• Типовий кислотний оксид.

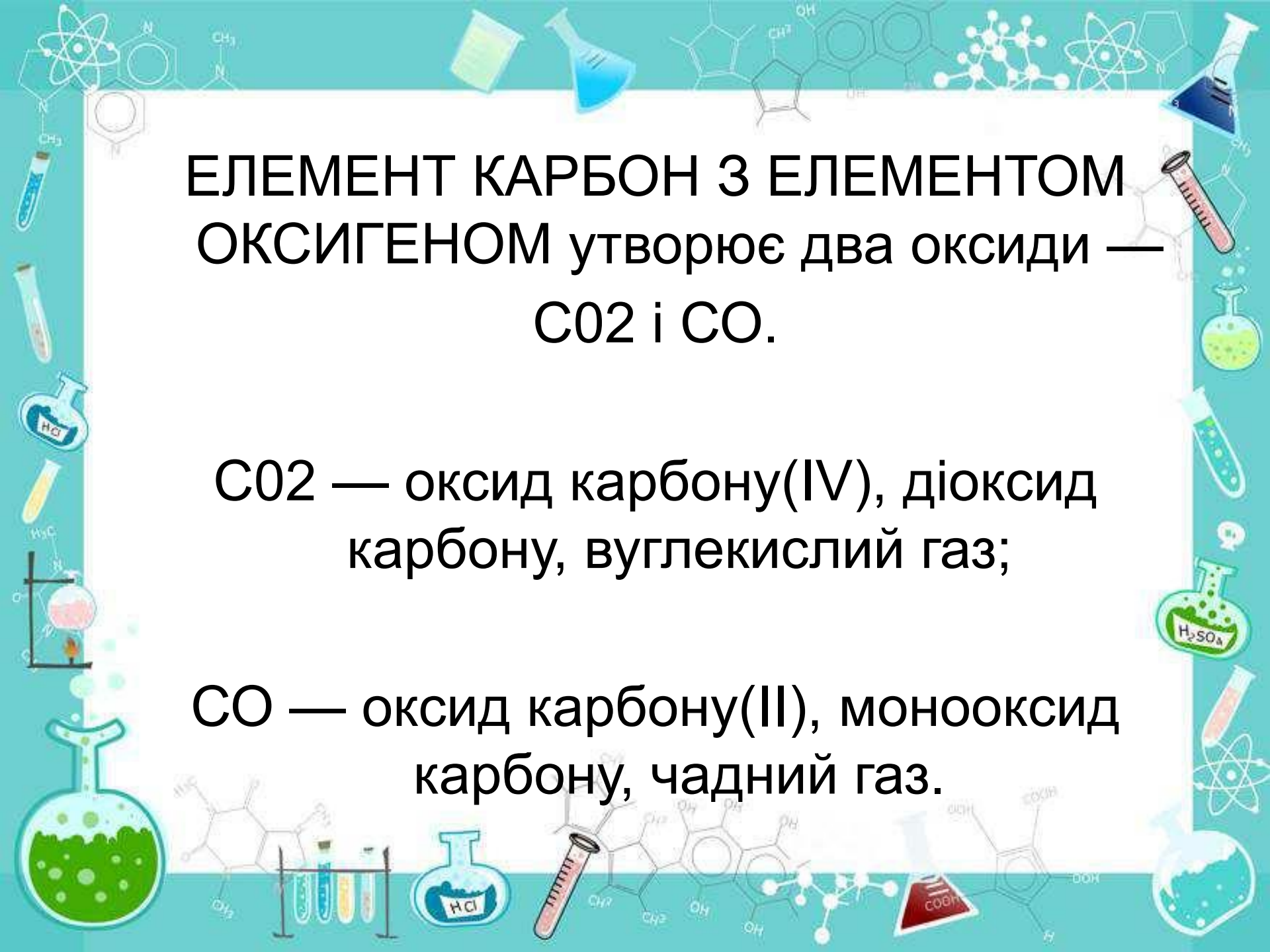
• Енергійно реагує з водою, утворюючи різні фосфатні кислоти, залежно від співвідношення і температури води:



холодна метафосфатна кислота



гаряча ортофосфатна
кислота



ЕЛЕМЕНТ КАРБОН З ЕЛЕМЕНТОМ
ОКСИГЕНОМ утворює два оксиди —
 CO_2 і CO .

CO_2 — оксид карбону(IV), діоксид
карбону, вуглекислий газ;

CO — оксид карбону(II), монооксид
карбону, чадний газ.

Оксид карбону(IV), або вуглекислий газ, CO_2 за звичайних умов — безбарвний газ, без запаху, важчий за повітря в 1,5 рази, доволі добре розчиняється у воді, особливо під тиском, легко перетворюється на рідину навіть за кімнатної температури і невеликого тиску (5 МПа). Зріджений CO_2 зберігають у сталевих балонах. Якщо його швидко вилити з балона, вуглекислий газ випаровується, внаслідок чого частина газу перетворюється на снігоподібну масу. Твердий вуглекислий газ називають сухим льодом. Вуглекислий газ CO_2 у великих кількостях шкідливий для людини і тварин

Оксид карбону CO , або чадний газ, — безбарвний, без запаху, погано розчиняється у воді, важко перетворюється на рідину (за нормального тиску і температури $-191,5\text{ }^\circ\text{C}$), трохи легший за повітря. Чадний газ CO — дуже отруйний.

Він утворює стійку сполуку з гемоглобіном крові, внаслідок чого кров втрачає властивість переносити кисень в організмі, і настає кисневе голодування. У людини з'являються сильний головний біль, нудота, вона може знепритомніти і навіть померти!

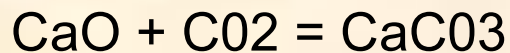
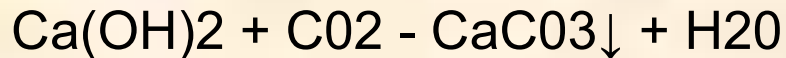
Взаємодія з водою. Якщо у пробірку з водою (1 — 2 мл) додати 1—2 краплі розчину лакмусу, а потім пустити туди вуглекислий газ, лакмус змінить своє забарвлення, і розчин почервоніє.

Це пояснюється тим, що CO_2 взаємодіє з водою з утворенням нестійкої карбонатної кислоти:



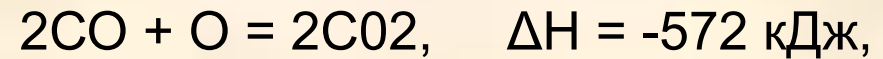
2. Взаємодія з основами і основними оксидами.

Оксид карбону (IV) CO_2 реагує з лугами у водних розчинах та з твердими лугами і основними оксидами за звичайних умов, утворюючи солі — карбонати:



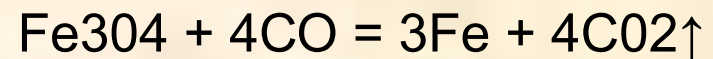
Оксид карбону(II) CO як несолетвірний оксид зазначених вище реакцій не дає (солей не утворює). Йому притаманні інші властивості:

а) здатність горіти васильково-синім полум'ям, виділяючи велику кількість теплоти:



через що його використовують (разом з іншими газами) як газувате паливо (у доменному виробництві);

б) здатність відновлювати метали з оксидів (під час нагрівання):



Зазначена властивість використовується під час виплавляння металів із руд.

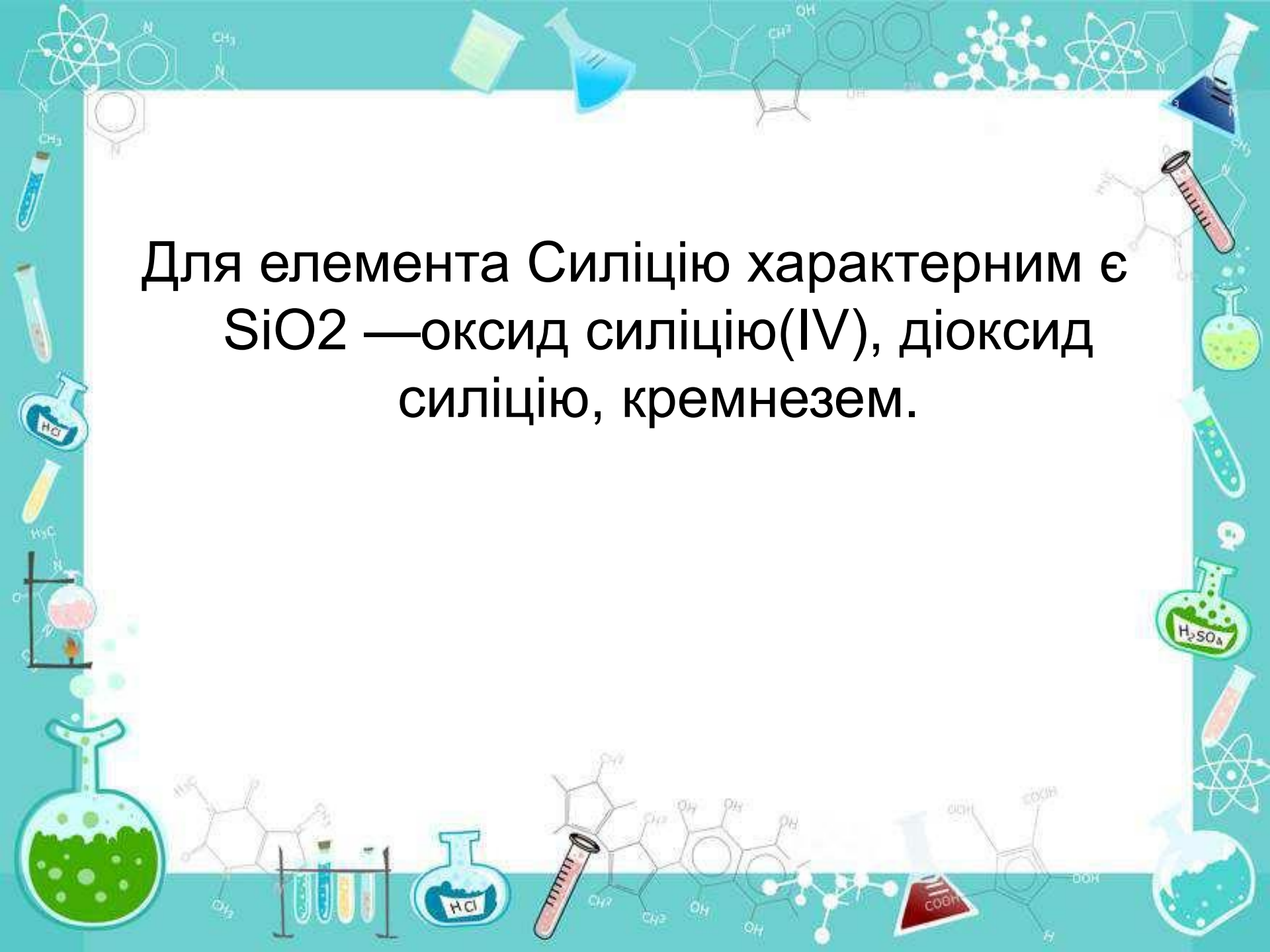
- Добування оксиду карбону(IV). У лабораторних умовах CO₂ добувають дією хлоридної кислоти на мармур:



- У промисловості оксид карбону(IV) добувають прожарюванням вапняку:

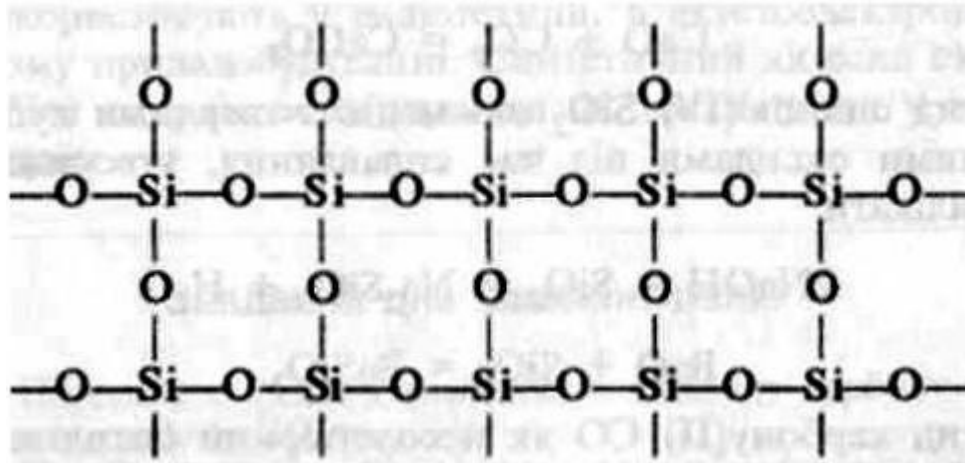


- Застосування. Вуглекислий газ CO₂ застосовують під час виробництва соди, цукру, для газування води, гасіння пожеж (наприклад, содові вогнегасники). Сухий лід використовують для зберігання продуктів, які швидко псуються.

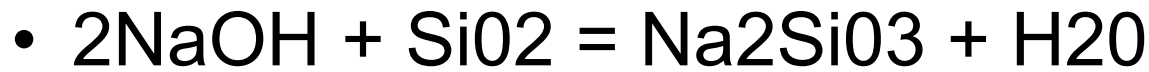


Для елемента Силіцію характерним є SiO_2 —оксид силіцію(IV), діоксид силіцію, кремнезем.

- Оксид силіцію(IV) SiO_2 , або діоксид силіцію, — тверда речовина, кристалічна, безбарвна, тугоплавка (тпл. $1728\text{ }^\circ\text{C}$), у воді не розчиняється (пригадайте білий річковий пісок).



• Оксид силіцію (IV) SiO_2 взаємодіє з твердими лугами та основними оксидами під час сплавляння, утворюючи солі — силікати:



• Діоксид силіцію SiO_2 у вигляді піску широко застосовують у будівництві, для добування скла, кераміки, порцеляни, фаянсу, цегли, цементу, абразивів. У вигляді кварцу SiO_2 використовують у радіотехніці, в акустoeлектроніці, в оптичному приладобудуванні. Синтетичний діоксид силіцію SiO_2 («біла сажа») застосовується як наповнювач у виробництві гуми.