

*Основні фізичні та
хімічні властивості
неметалів*

Хімічні елементи

```
graph TD; A[Хімічні елементи] --- B[Метали (більше 80)]; A --- C[Неметали (22)];
```

Метали
(більше 80)

Неметали
(22)

Періодична система хімічних елементів

Періоди	Групи елементів															
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
1	H 1 1,00794 Гідроген														He 2 4,00 Гелій	Періодичний номер Назва елементів Систематично
2	Li 3 6,94 Літій	Be 4 9,01 Берилій	B 5 10,81 Бор	C 6 12,01 Карбон	N 7 14,00 Нітроген	O 8 15,99 Оксиген	F 9 18,99 Флуор	Ne 10 20,18 Неон	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> 26 55,85 Fe Ферум </div>							
3	Na 11 22,99 Натрій	Mg 12 24,30 Магній	Al 13 26,98 Алюміній	Si 14 28,08 Силіцій	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,06 Сулфур	Cl 17 34,453 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон	Атомна маса Символ							
4	K 19 39,09 Калій	Ca 20 40,08 Кальцій	21 44,95 Скандій	Sc 22 47,88 Титан	23 50,94 Ванадій	V 24 51,99 Хром	25 54,94 Манган	26 55,85 Ферум	27 58,93 Кобальт	28 58,69 Нікел						
	29 63,54 Купрум	Cu 30 65,39 Цинк	Zn 31 65,72 Галій	Ga 32 72,59 Германій	Ge 33 74,92 Арсен	As 34 78,96 Селен	35 79,90 Бром	36 83,80 Криптон								
5	Rb 37 85,46 Рубідій	Sr 38 87,62 Стронцій	39 88,90 Ітрій	Y 40 91,22 Цирконій	41 92,90 Ніобій	42 95,94 Молибден	43 (99) Технецій	44 101,07 Рутеній	45 102,90 Родій	46 106,42 Паладій						
	47 107,87 Аргентум	48 112,41 Кадмій	49 114,82 Індій	50 118,71 Станум	51 121,75 Стибій	52 127,60 Телур	53 126,90 Іод	54 131,29 Ксенон								
6	Cs 55 132,90 Цезій	Ba 56 137,33 Барій	57 138,90 Лантан	*La 72 178,49 Гафній	Hf 73 180,95 Тантал	74 183,85 Вольфрам	75 186,21 Рений	76 190,21 Осмій	77 192,22 Іридій	78 195,08 Платина						
	79 196,97 Аурум	80 200,59 Меркурій	Hg 81 204,38 Талій	82 207,20 Плюмбум	Pb 83 208,98 Бісмут	84 (209) Полоній	At 85 (210) Астат	86 (222) Радон								
7	Fr 87 (223) Францій	Ra 88 226,02 Радій	89 (227) Актиній	**Ac 104 (261) Резерфордій	Rf 105 (262) Дубній	106 (263) Сиборгій	107 (262) Борій	108 (265) Гасій	109 (266) Майтнерій	110 (266) Унунілій						
Висші оксиди	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄								
Легкі водневі сполуки				RH₄	RH₃	H₂R	HR									
★	58 140,12 Церій	59 140,90 Протактиній	60 144,26 Неодим	61 (147) Прометій	62 150,36 Смарк	63 151,96 Європій	64 157,25 Гадоліній	65 158,93 Тербій	66 162,50 Диспрозій	67 164,93 Гольмій	68 167,26 Ербій	69 168,93 Тулій	70 173,04 Йттербій	71 174,96 Люцій		
	90 232,04 Торій	91 (231) Торій	92 238,03 Уран	93 (237) Нептуній	94 (244) Плутоній	95 (243) Америцій	96 (247) Кюрі	97 (247) Беркелій	98 (249) Каліфорній	99 (252) Ейнштейній	100 (257) Фермій	101 (258) Менделєєв	102 (259) Нобелій	103 (260) Гаренцій		

**Вміст 18 найбільш розповсюджених елементів в
земної корі, океані та атмосфері (% мас.)**

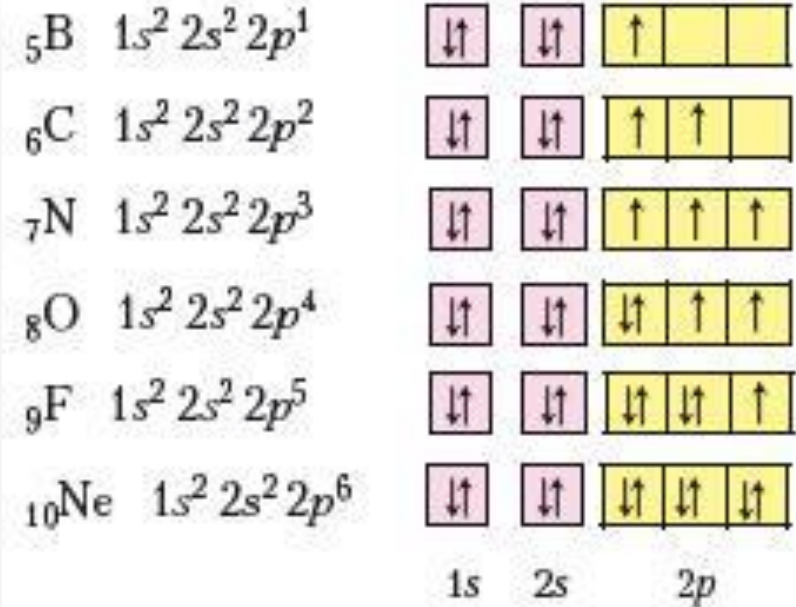
Table 20.1 ► Distribution (Mass Percent) of the 18 Most Abundant Elements in the Earth's Crust, Oceans, and Atmosphere

Element	Mass Percent	Element	Mass Percent
Oxygen	49.2	Chlorine	0.19
Silicon	25.7	Phosphorus	0.11
Aluminum	7.50	Manganese	0.09
Iron	4.71	Carbon	0.08
Calcium	3.39	Sulfur	0.06
Sodium	2.63	Barium	0.04
Potassium	2.40	Nitrogen	0.03
Magnesium	1.93	Fluorine	0.03
Hydrogen	0.87	All others	0.49
Titanium	0.58		

Особливості будови неметалічних елементів

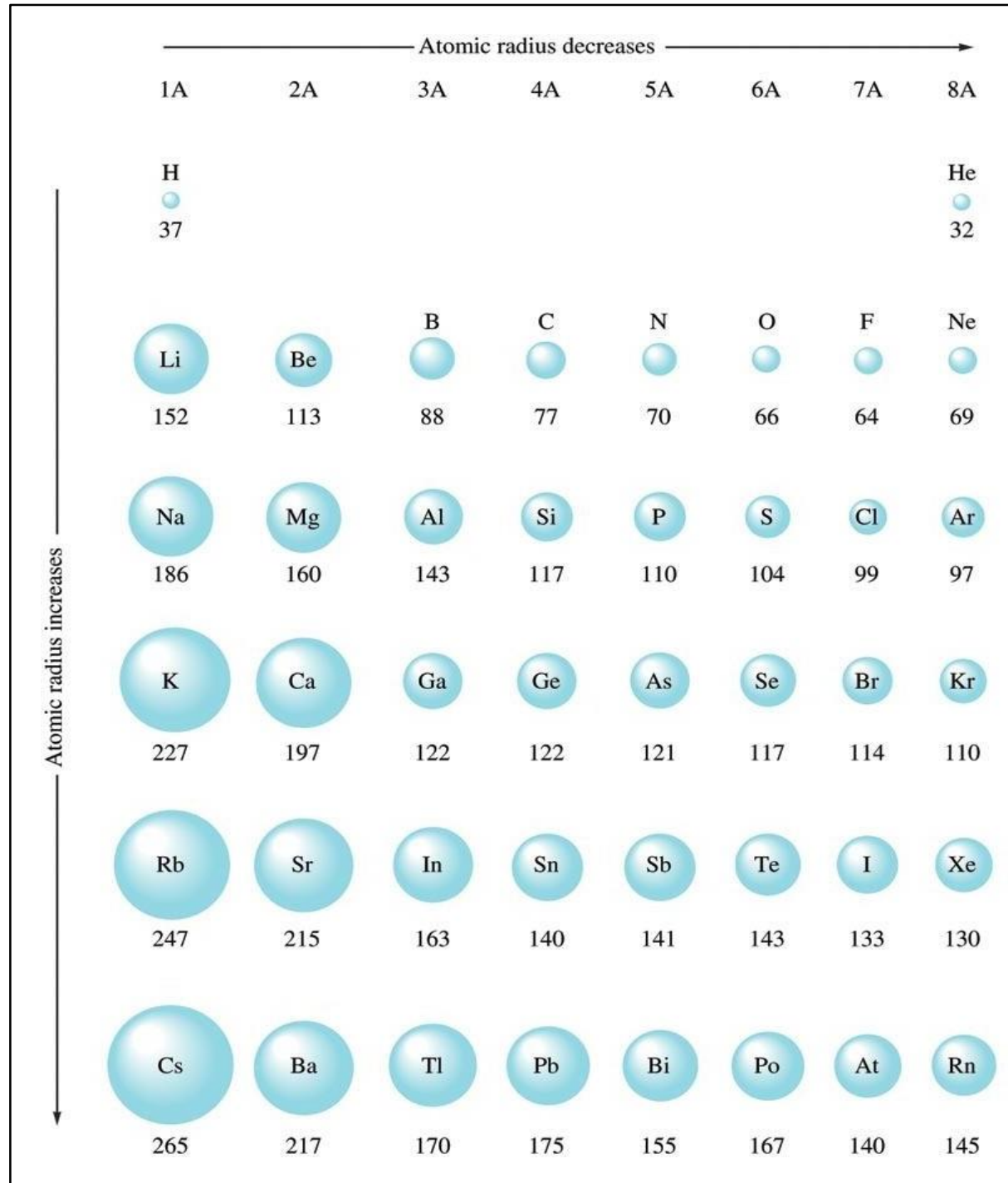
Електронні формули зовнішнього енергетичного рівня атомів неметалічних елементів та значення їх електронегативності

Періоди	Групи					
	III	IV	V	VI	VII	VIII
1					(₁ H) 1s ¹ 2,1	₂ He 1s ²
2	₅ B ...2s ² 2p ¹ 2,0	₆ C ...2s ² 2p ² 2,5	₇ N ...2s ² 2p ³ 3,0	₈ O ...2s ² 2p ⁴ 3,5	₉ F ...2s ² 2p ⁵ 4,0	₁₀ Ne ...2s ² 2p ⁶
3		₁₄ Si ...3s ² 3p ² 1,8	₁₅ P ...3s ² 3p ³ 2,1	₁₆ S ...3s ² 3p ⁴ 2,5	₁₇ Cl ...3s ² 3p ⁵ 3,0	₁₈ Ar ...3s ² 3p ⁶
4			₃₃ As ...4s ² 4p ³ 2,0	₃₄ Se ...4s ² 4p ⁴ 2,4	₃₅ Br ...4s ² 4p ⁵ 2,8	₃₆ Kr ...4s ² 4p ⁶
5				₅₂ Te ...5s ² 5p ⁴ 2,1	₅₃ I ...5s ² 5p ⁵ 2,5	₅₄ Xe ...5s ² 5p ⁶
6					₈₅ At ...6s ² 6p ⁵ 2,2	₈₆ Rn ...6s ² 6p ⁶



- Атоми неметалічних елементів на зовнішньому енергетичному рівні мають, як правило, від 4 до 8 електронів.
- Майже всі вони можуть приєднувати певну кількість електронів і перетворюватися на негативно заряджені йони — аніони.

Атомні радіуси деяких елементів (у пікометрах)



- 1. Неметалічні елементи у періодичній системі містяться головних підгрупах IV—VII груп, лише Бор — у III групі. Вони займають верхню праву частину періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва (від умовної лінії «Бор — Астат»).*
- 2. Елементи-неметали відносять до р-елементів, крім Гідрогену. На р-орбіталях міститься від 1 до 5 електронів. Структури зовнішніх електронних рівнів р-елементів однієї групи подібні, тому властивості їх теж подібні.*
- 3. Загальні властивості неметалів:*
 - переважають окиснювальні властивості;*
 - характерно утворення ковалентного зв'язку між атомами неметалів.*
- 4. Неметалічні властивості елементів закономірно змінюються в періодах та головних підгрупах періодичної системи.*
- 5. Кожний перший елемент підгруп неметалів значно відрізняється від інших елементів підгрупи своїми властивостями.*

Посилення неметалічних властивостей



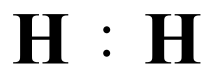
Період	Ряд	Г Р У П П И																
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII									
1	1	H Гідроген 1,0079										He Гелій 4,0026						
2	2	Li Літій 6,941	Be Берилій 9,012	B Бор 10,81	C Карбон Вуглець 12,011	N Нітроген Азот 14,0067	O Оксиген Кисень 15,999	F Флуор Фтор 18,998	Ne Неон 20,179	Порядковий номер → 26 ← Символ елемента Fe ← Назва елемента ← Ферум ← Залізо								
3	3	Na Натрій 22,990	Mg Магній 24,305	Al Алюміній 26,981	Si Силіцій Кремній 28,086	P Фосфор 30,973	S Сульфур Сірка 32,06	Cl Хлор 35,453	Ar Аргон 39,948	Атомна маса								
4	4	K Калій 39,098	Ca Кальцій 40,08	Sc Скандій 44,956	Ti Титан 47,90	V Ванадій 50,941	Cr Хром 51,996	Mn Манган Марганець 54,938	Fe Ферум Залізо 55,847	Co Кобальт 58,933	Ni Нікел Нікель 58,70							
	5	Cu Купрум Мідь 63,546	Zn Цинк 65,39	Ga Галій 69,72	Ge Германій 72,59	As Арсен Миш'як 74,921	Se Селен 78,96	Br Бром 79,904	Kr Криптон 83,80									
5	6	Rb Рубідій 85,468	Sr Стронцій 87,62	Y Ітрій 88,906	Zr Цирконій 91,22	Nb Ніобій 92,906	Mo Молибден 95,94	Tc Технецій [98,906]	Ru Рутеній 101,07	Rh Родій 102,905	Pd Паладій 106,4							
	7	Ag Аргентум Срібло 107,868	Cd Кадмій 112,41	In Індій 114,82	Sn Станум Олово, цина 118,71	Sb Стибій 121,75	Te Телур 127,60	I Іод Йод 126,904	Xe Ксенон 131,30									
6	8	Cs Цезій 132,91	Ba Барій 137,33	*La Лантан 138,905	Hf Гафній 178,49	Ta Тантал 180,948	W Вольфрам 183,85	Re Реній 186,207	Os Осмій 190,2	Ir Іридій 192,22	Pt Платина 195,09							
	9	Au Аурум Золото 196,967	Hg Меркурій Ртуть 200,59	Tl Талій 204,37	Pb Плюмбум Свинець, оливо 207,2	Bi Бісмут Вісмут 208,980	Po Полоній [209]	At Астат [210]	Rn Радон [222]									
7	10	Fr Францій [223]	Ra Радій 226,025	**Ac Актиній [227]	Unq Уннїлквадій [261]	Unp Уннїлпентій [262]	Unh Уннїлгексій [263]	Uns Уннїлсептій [264]	Uno Уннїлоктій [265]	Une Уннїленій [266]	Uun Унуннїлій [272]							
Вищі оксиди	R_2O		RO		R_2O_3		RO_2		R_2O_5		RO_3		R_2O_7		RO_4			
Леткі водневі сполуки					RH_4		RH_3		H_2R		HR							
*Лантаноїди	58 Ce Церій 140,12	59 Pr Празеодим 140,908	60 Nd Неодим 144,24	61 Pm Прометій [145]	62 Sm Самарій 150,36	63 Eu Європій 151,96	64 Gd Гадоліній 157,25	65 Tb Тербій 158,925	66 Dy Диспрозій 162,50	67 Ho Гольмій 164,93	68 Er Ербій 167,26	69 Tm Тулій 168,934	70 Yb Ітербій 173,04	71 Lu Лютецій 174,97				
**Актиноїди	90 Th Торій 232,038	91 Pa Протактиній [231]	92 U Уран 238,029	93 Np Нептуній [237]	94 Pu Плутоній [244]	95 Am Америцій [243]	96 Cm Кюріій [247]	97 Bk Берклій [247]	98 Cf Каліфорній [251]	99 Es Ейнштейній [254]	100 Fm Фермій [257]	101 Md Менделевій [258]	102 No Нобелій [259]	103 Lr Лоуренсій [260]				

Властивості неметалів

- Неметали можуть мати як молекулярну, так і немолекулярну структури.
- Вони погано проводять теплоту й електричний струм,
- Крихкі
- мають різний колір: так, фосфор червоного кольору, сірка — жовтого, графіт — чорного, водень — безбарвний газ.



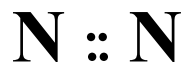
Ковалентний неполярний зв'язок



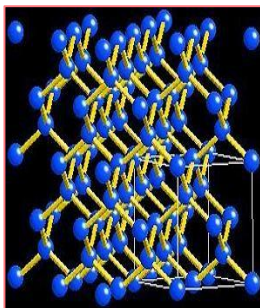
.. ..



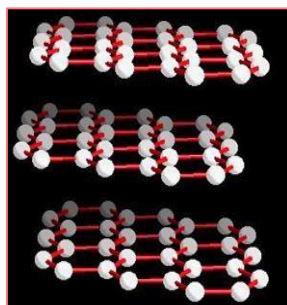
.. ..



Кристалічна решітка атомна $[\text{C}]_n, [\text{Si}]_n, [\text{S}]_n$

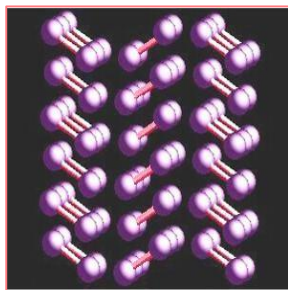


силіцій

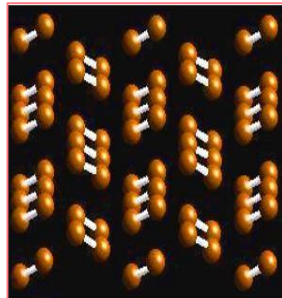


карбон(графіт)

Кристалічна решітка молекулярна ($\text{H}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{F}_2$)



йод



бром

Здатність елемента існувати у вигляді кількох простих речовин

Алотропія

Алотропні модифікації

Утворення молекул з різною кількістю атомів

Утворення різних кристалічних форм

Алотропія



ОЗОН



КИСЕНЬ



червоний



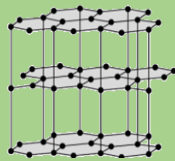
білий



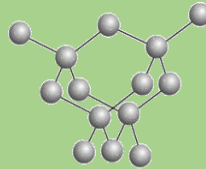
жовтий



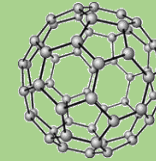
графіт

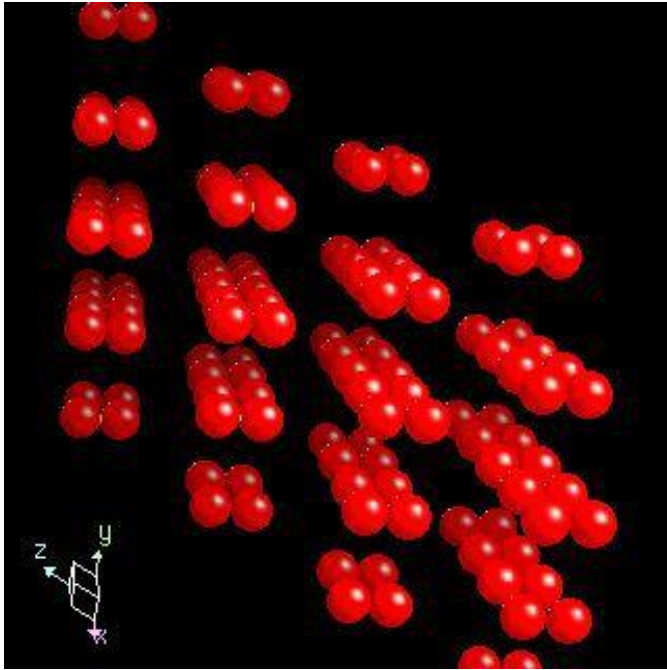


алмаз

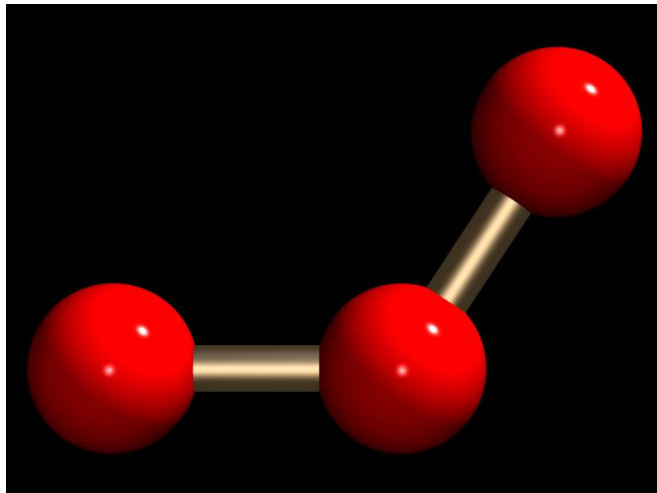


фулерен





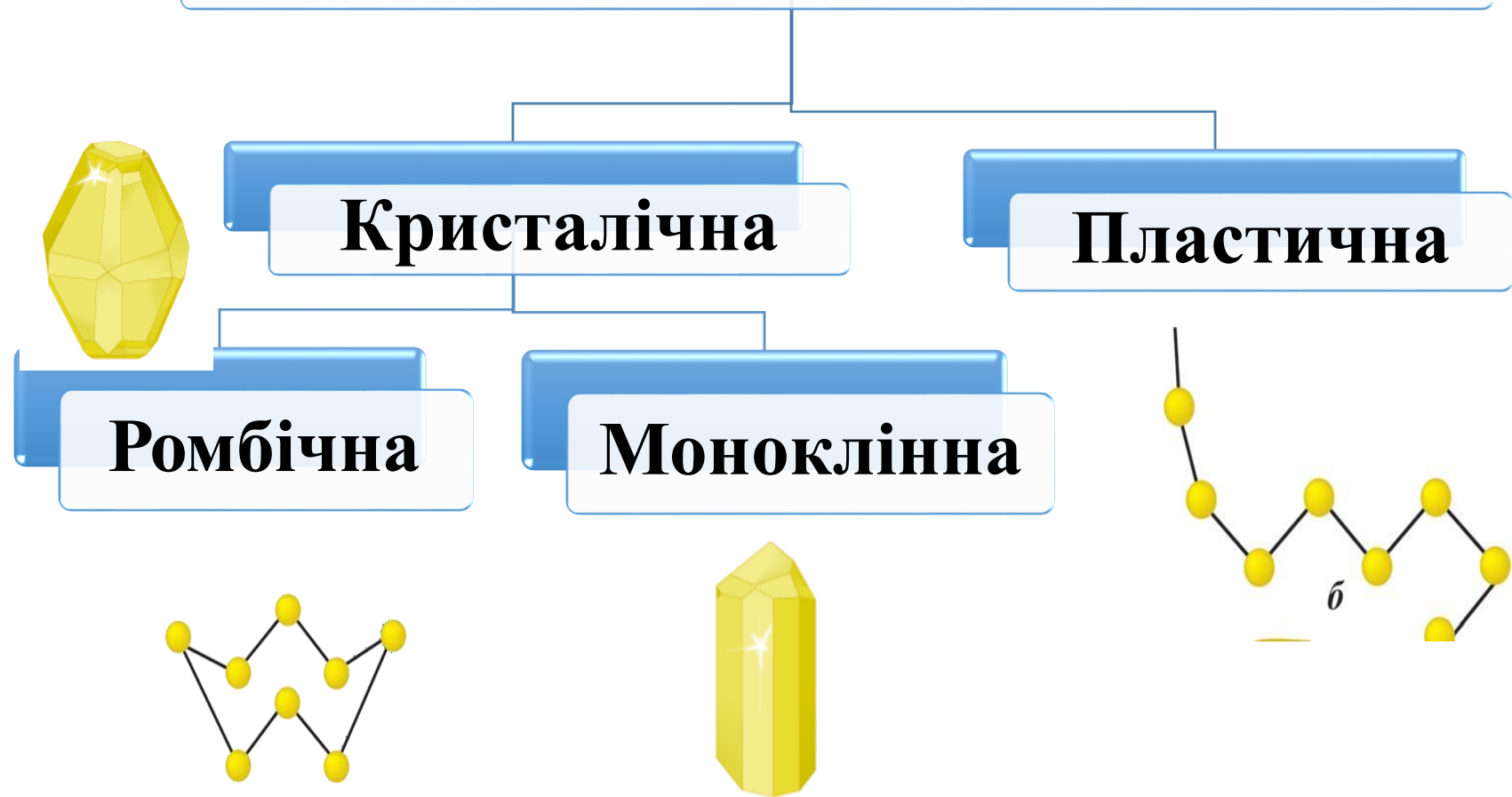
кисень O_2



озон O_3

Властивості простих речовин	Прості речовини	Прості речовини
	кисень	озон
Агрегатний стан за звичайних умов	Газ	Газ
Колір	Безбарвний	Синій
Запах	Без запаху	Різкий, своєрідний
Розчинність (у 100 об'ємах H_2O при $200C$)	3 об'єми	49 об'ємів
Густина газу за н. у.	1,43 г/л	2,14 г/л
Температура кипіння Температура плавлення	-193 °C -219 °C	-112 °C -192 °C
Фізіологічна дія	Неотруйний	Дуже отруйний
Хімічні властивості	Окисник	Дуже сильний окисник
Реакційна здатність	Висока	Дуже висока

Алотропні модифікації Сульфуру



Природною алотропною видозміною Сульфуру є ромбічна сірка. При температурі $+119,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ромбічна сірка плавиться й перетворюється на моноклінну сірку. Якщо доведену до кипіння сірку вилити в холодну воду, то під впливом різкого перепаду температур вона перетвориться на пластичну сірку

Білий фосфор P_4

Білий, кристалічний порошок

Молекулярна кристалічна гратка.

Нерозчинний у воді.

Світиться.

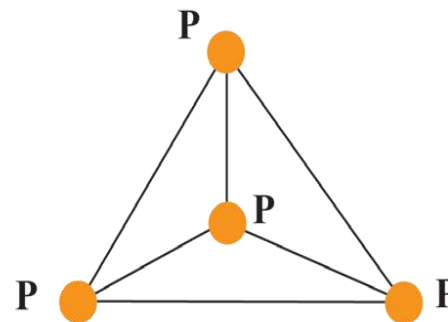
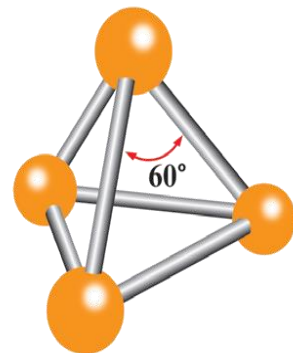
Діелектрик.

Легкоплавкий.

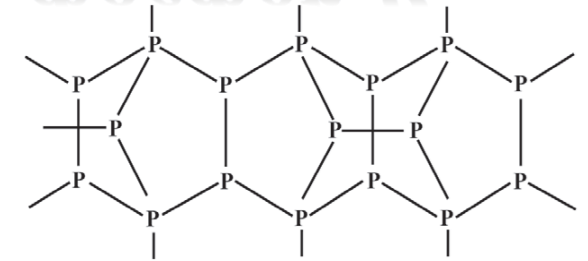
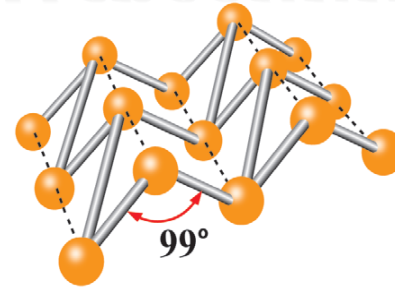
Леткий.

Часниковий запах.

Отруйний



Червоний фосфор P_n



Червоний порошок
Атомна кристалічна гратка.

Нерозчинний у воді.

Не світиться.

Діелектрик.

Нелеткий.

Без запаху.

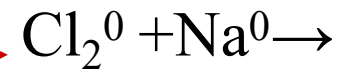
Не отруйний

Хімічні властивості неметалів

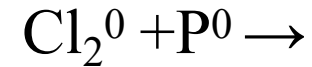
НеМе⁰
окисник

+

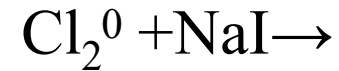
Ме



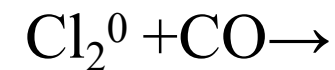
НеМе < електронегат.



сіть < акт. НеМе



оксид НеМе (відновник)



НеМе⁰
відновник

+

оксид Ме



кислота

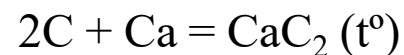
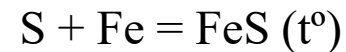
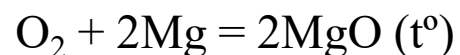
(окисник)



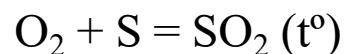
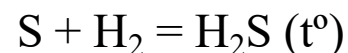
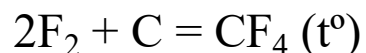
Хімічні властивості неметалів

Неметали можуть:

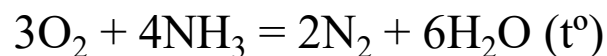
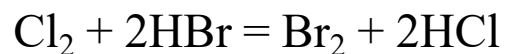
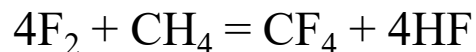
1. Взаємодія з металами: окиснювати метали



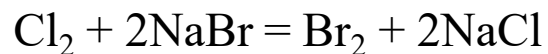
2. Взаємодія з неметалами: окиснюють **інші неметали**



3. Взаємодія з складними речовинами : окиснюють **складні речовини:**



4. Здатні витіснити менш активні **НеМе із солей:**

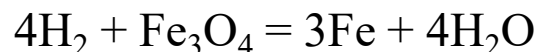
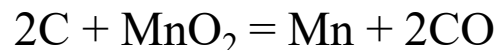


Хімічні властивості неметалів

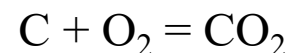
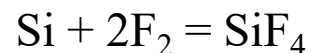
Неметали можуть:

(особливо графіт і водень)

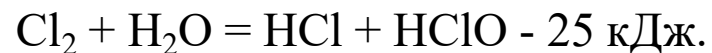
Виявляють відновні властивості:



як відновники реагувати з більш електронегативними неметалами:



вступати в реакції самоокиснення-самовідновлення з водою



вступати в реакції самоокиснення-самовідновлення з лугами



Фізичні властивості

Переважає більшість оксидів неметалічних елементів за звичайних умов є

- газами

(CO, CO₂, SO₂, NO, NO₂),

- леткими рідинами

(N₂O₄, SO₃)

- легкоплавкими твердими речовинами (P₂O₅).

Хімічні властивості

Оксиди неметалічних елементів можуть бути:

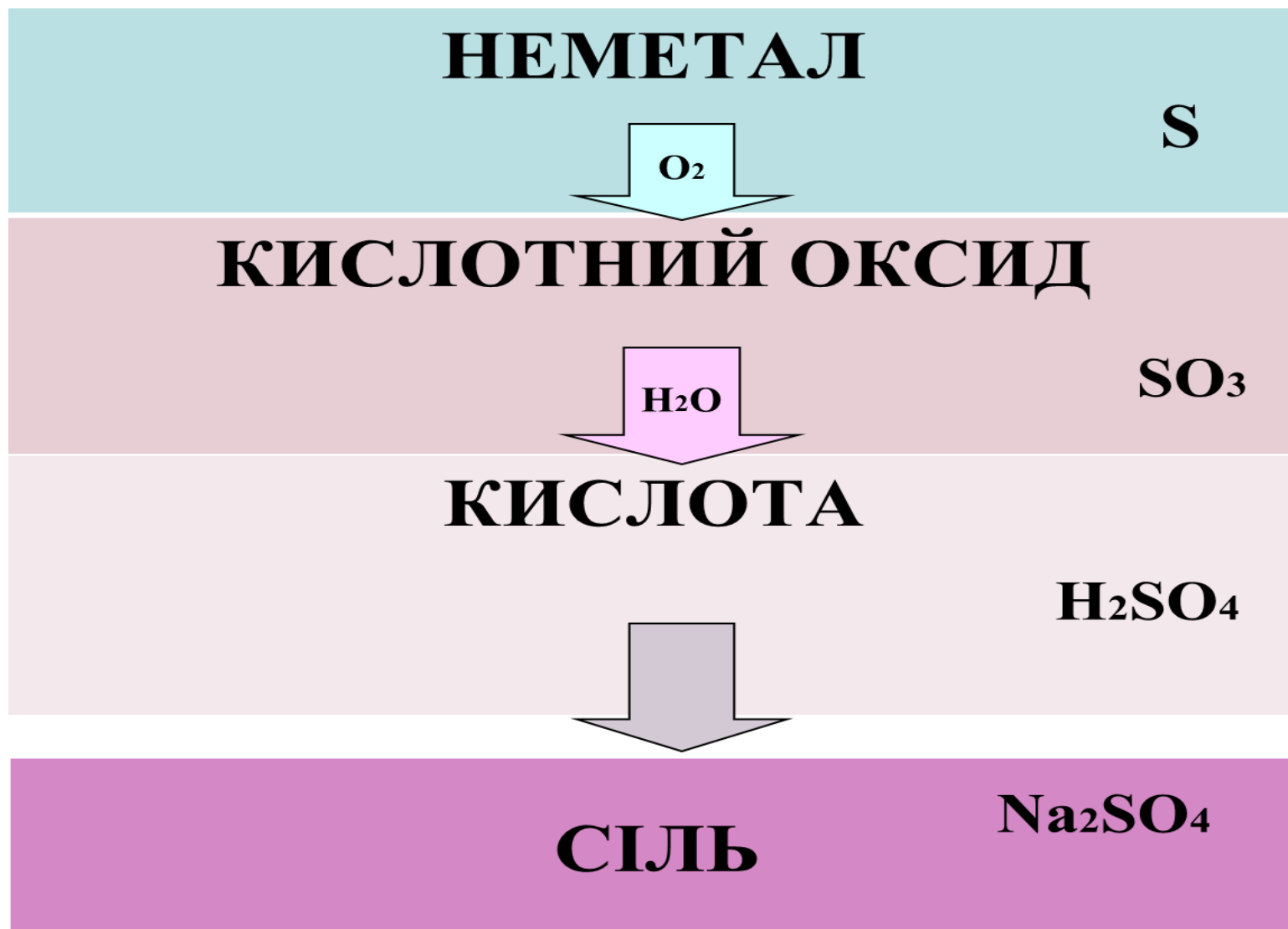
- несолетвірними (CO, NO, N₂O)
- кислотними (CO₂, SO₂, SO₃, NO₂ та інші)

Для більшості елементів існує по кілька оксидів
для Бору та Гідрогену – по одному.

Періоди	Групи		
	IV	V	VI
2	CO CO ₂	NO N ₂ O N ₂ O ₃ N ₂ O ₅ NO ₂	
3	SiO ₂	P ₂ O ₅ P ₂ O ₃	SO ₂ , SO ₃

Оксиди неметалічних елементів.

Мають кислотний характер



**Хімічні властивості оксидів
неметалічних елементів
неМеО: SO₂, SO₃, NO₂, CO₂**

+H₂O

Кислота

+MeO

Сіль

+Me(OH)_n

Сіль + H₂O

Формула оксиду	Ступінь окиснення кислототвірного елемента	Кислота	
		Формула	Назва кислоти
N ₂ O ₅	+5	HNO ₃	нітратна
SO ₂	+4	H ₂ SO ₃	сульфітна
SO ₃	+5	H ₂ SO ₄	сульфатна
CO ₂	+4	H ₂ CO ₃	карбонатна
SiO ₂	+4	H ₂ SiO ₃	силікатна
P ₂ O ₅	+5	H ₃ PO ₄	ортофосфатна

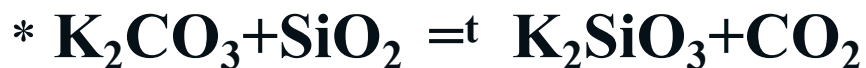
Хімічні властивості

Але є кислотний оксид, що не реагує з
водою



Хімічні властивості

Деякі оксиди можуть взаємодіяти з киснем або розкладатися з утворенням інших оксидів:



p⁵- елементи

Галогени: F, Cl, Br, I

- Завдяки високій реакційній здатності галогени у вільному стані в природі не зустрічаються.
- Їх можна знайти у вигляді галогенід – йонів (**X⁻** або **Hal⁻**) у чисельних мінералах, артезіанській та морській воді.

Table 20.17 ► Trends in Selected Physical Properties of the Group 7A Elements

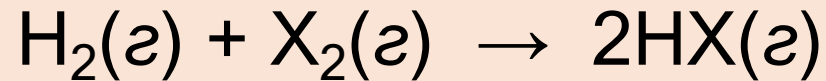
Element	Electronegativity	Radius of X ⁻ (pm)	E° (V) for X ₂ + 2e → 2X ⁻	Bond Energy of X ₂ (kJ/mol)
Fluorine	4.0	136	2.87	154
Chlorine	3.2	181	1.36	239
Bromine	3.0	195	1.09	193
Iodine	2.7	216	0.54	149
Astatine	2.2	—	—	—

Деякі фізичні властивості, знаходження у природі та способи добування галогенів

Table 20.18 ► Some Physical Properties, Sources, and Methods of Preparation of the Group 7A Elements

Element	Color and State	Percentage of Earth's Crust	Melting Point (°C)	Boiling Point (°C)	Source	Method of Preparation
Fluorine	Pale yellow gas	0.07	-220	-188	Fluorospars (CaF ₂), cryolite (Na ₃ AlF ₆), fluorapatite [Ca ₅ (PO ₄) ₃ F]	Electrolysis of molten KHF ₂
Chlorine	Yellow-green gas	0.14	-101	-34	Rock salt (NaCl), halite (NaCl), sylvite (KCl)	Electrolysis of aqueous NaCl
Bromine	Red-brown liquid	2.5×10^{-4}	-7.3	59	Seawater, brine wells	Oxidation of Br ⁻ by Cl ₂
Iodine	Violet-black solid	3×10^{-5}	113	184	Seaweed, brine wells	Oxidation of I ⁻ by electrolysis or MnO ₂

Одержання гідрогенгалогенідів



- Водні розчини гідрогенгалогенідів є сильними кислотами (крім гідрогенфлуориду) - HX практично повністю дисоціюють на йони.
- Всі галогени (крім флуору) утворюють оксигенвмісні кислоти.
- Сила цих кислот збільшується із збільшенням кількості атомів оксигену, що входять до складу молекул цих кислот.

Оксигенвмісні кислоти галогенів

Table 20.21 ► The Known Oxyacids of the Halogens

Oxidation State of Halogen	Fluorine	Chlorine	Bromine	Iodine*	General Name of Acids	General Name of Salts
+1	HOF [†]	HOCl	HOBr	HOI	Hypohalous acid	Hypohalites, MOX
+3	‡	HOClO	‡	‡	Halous acid	Halites, MXO ₂
+5	‡	HOClO ₂	HOBrO ₂	HOIO ₂	Halic acid	Halates, MXO ₃
+7	‡	HOClO ₃	HOBrO ₃	HOIO ₃	Perhalic acid	Perhalates, MXO ₄

p⁴- елементи

Халькогени: O, S, Se, Te, Po

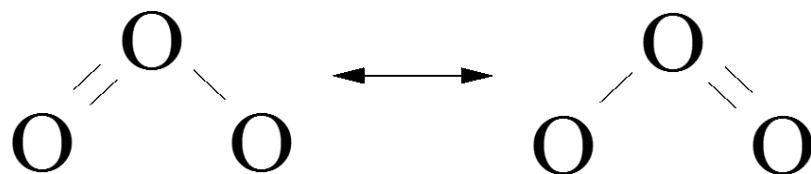
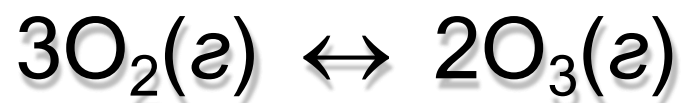
- Хоча певна тенденція щодо посилення металічних властивостей із збільшенням порядкового номеру елемента в межах групи 6A спостерігається, жоден елемент цієї групи не поводить себе як типовий метал.
- Халькогени можуть утворювати ковалентні зв'язки з іншими неметалами.

Деякі фізичні властивості, знаходження у природі та способи добування халькогенів

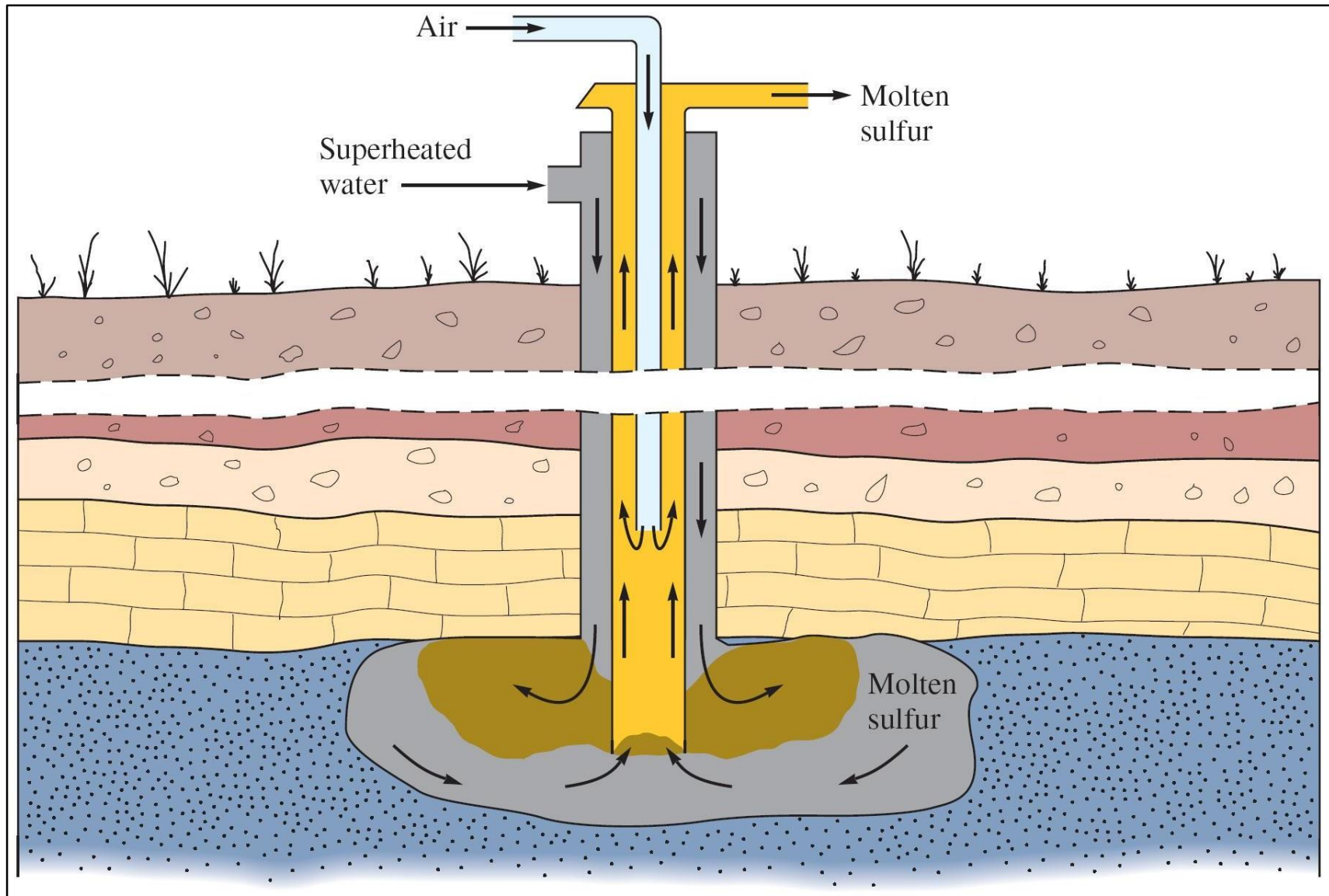
Table 20.16 ► Selected Physical Properties, Sources, and Methods of Preparation of the Group 6A Elements

Element	Electronegativity	Radius of X ²⁻ (pm)	Source	Method of Preparation
Oxygen	3.4	140	Air	Distillation from liquid air
Sulfur	2.6	184	Sulfur deposits	Melted with hot water and pumped to the surface
Selenium	2.6	198	Impurity in sulfide ores	Reduction of H ₂ SeO ₄ with SO ₂
Tellurium	2.1	221	Nagyagite (mixed sulfide and telluride)	Reduction of ore with SO ₂
Polonium	2.0	230	Pitchblende	

- O₂ міститься у атмосфері у кількості до 21%.
- O₃ (озон) в природних умовах міститься у верхніх шарах атмосфери Землі.
 - Озоновий шар поглинає ультрафіолетове світло та діє як захисний екран, що запобігає радіації руйнувати поверхню Землі.
 - Фреони та оксиди нітрогену сприяють руйнуванню захисного озонового шару Землі.



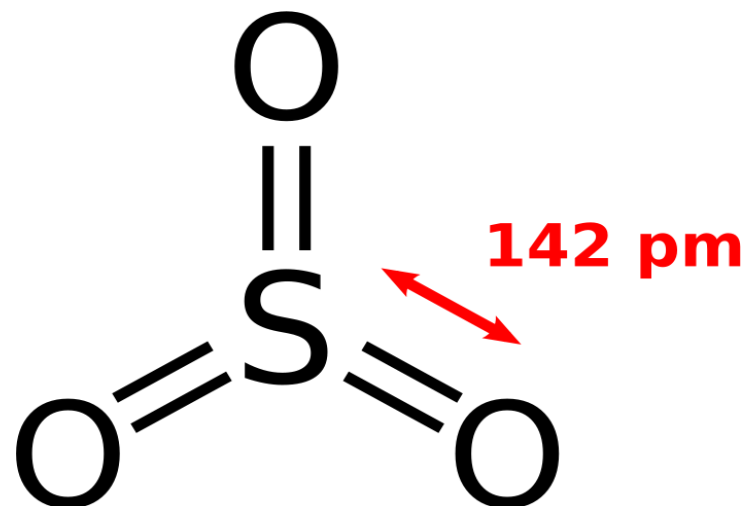
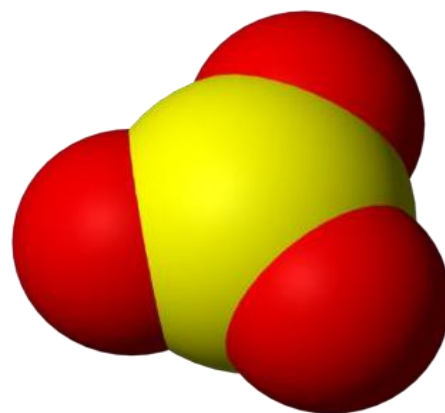
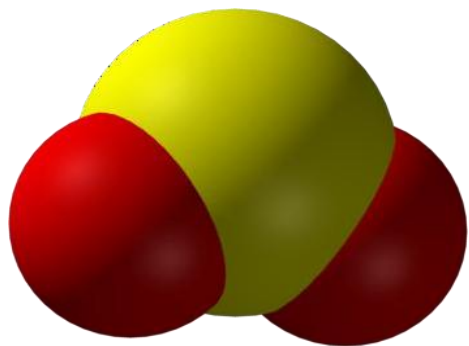
Сірка знаходиться у природі як у самородному вигляді (поклади сірки - прості речовини), так і вигляді родовищ сполук різного складу: піриту, гіпсу, глаубериту та ін.



СУЛЬФУР утворює два кислотні оксиди:

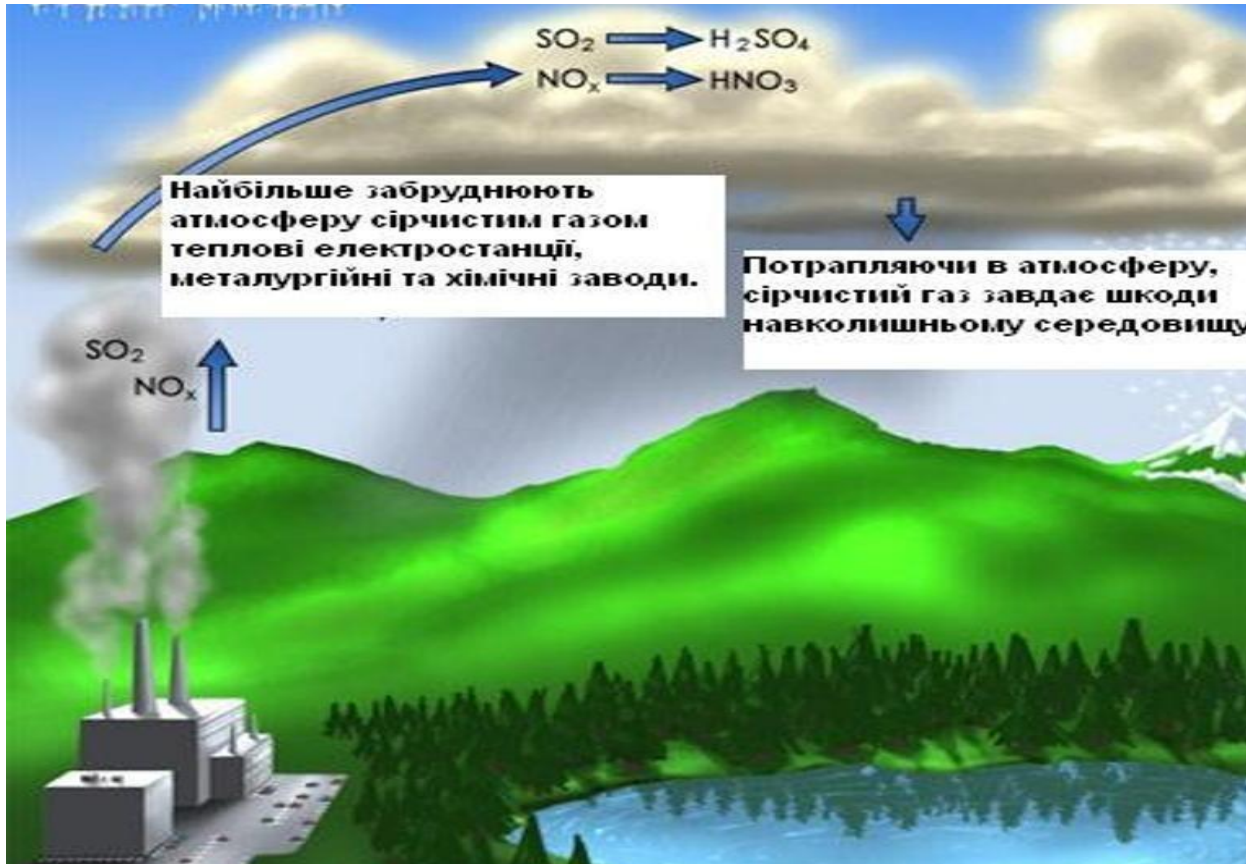
оксид сульфуру (IV) SO_2

оксид сульфуру(VI) SO_3



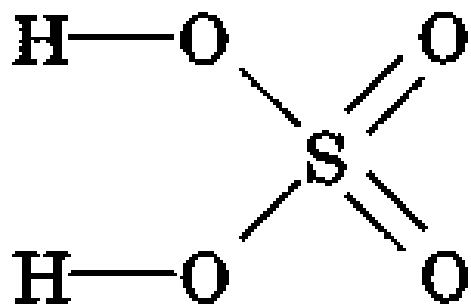


- безбарвний важкий газ
- у 2,2 раза важчий за повітря,
- з різким запахом, що викликає кашель.
- негорючий.
- токсичний
- дуже легко розчиняється у воді

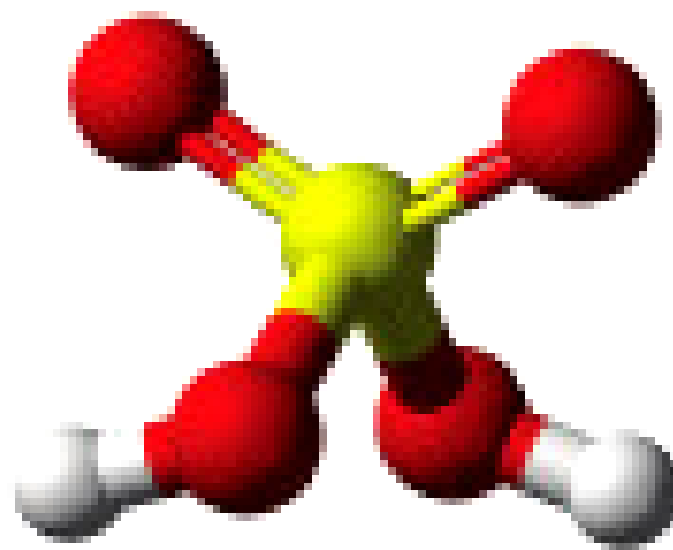


Сульфатна кислота

Формула : H_2SO_4



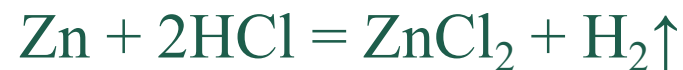
Структурна формула



Кулестержнева модель
сульфатної кислоти

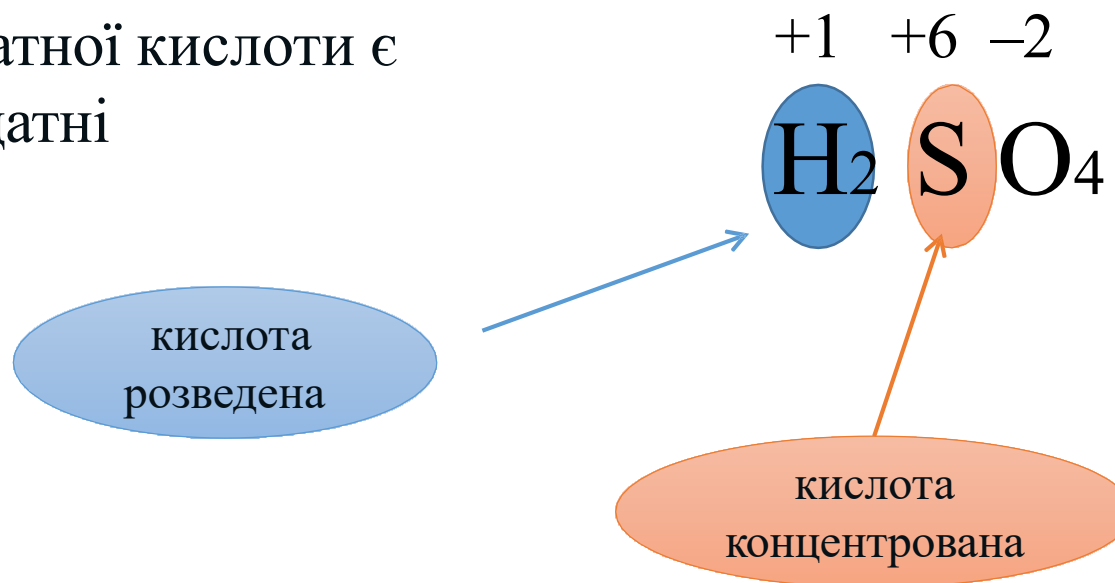
Взаємодія з металами

Як з металами взаємодіє хлоридна кислота?



!!! Метал – завжди ВІДновник!

В молекулі сульфатної кислоти є 2 елементи, що здатні відновлюватись

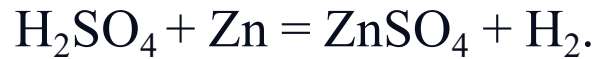


Хімічні властивості
РОЗВЕЛЕНОЇ
сульфатної кислоти

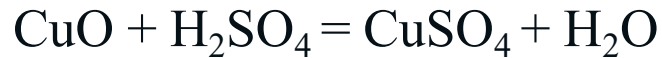
1. Взаємодія з металами.

які в ряду активності стоять до водню,
з виділенням водню й утворенням солі.

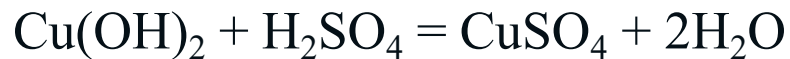
:



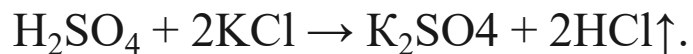
2. Взаємодія з основними й амфотерними оксидами



3. Взаємодія з основами

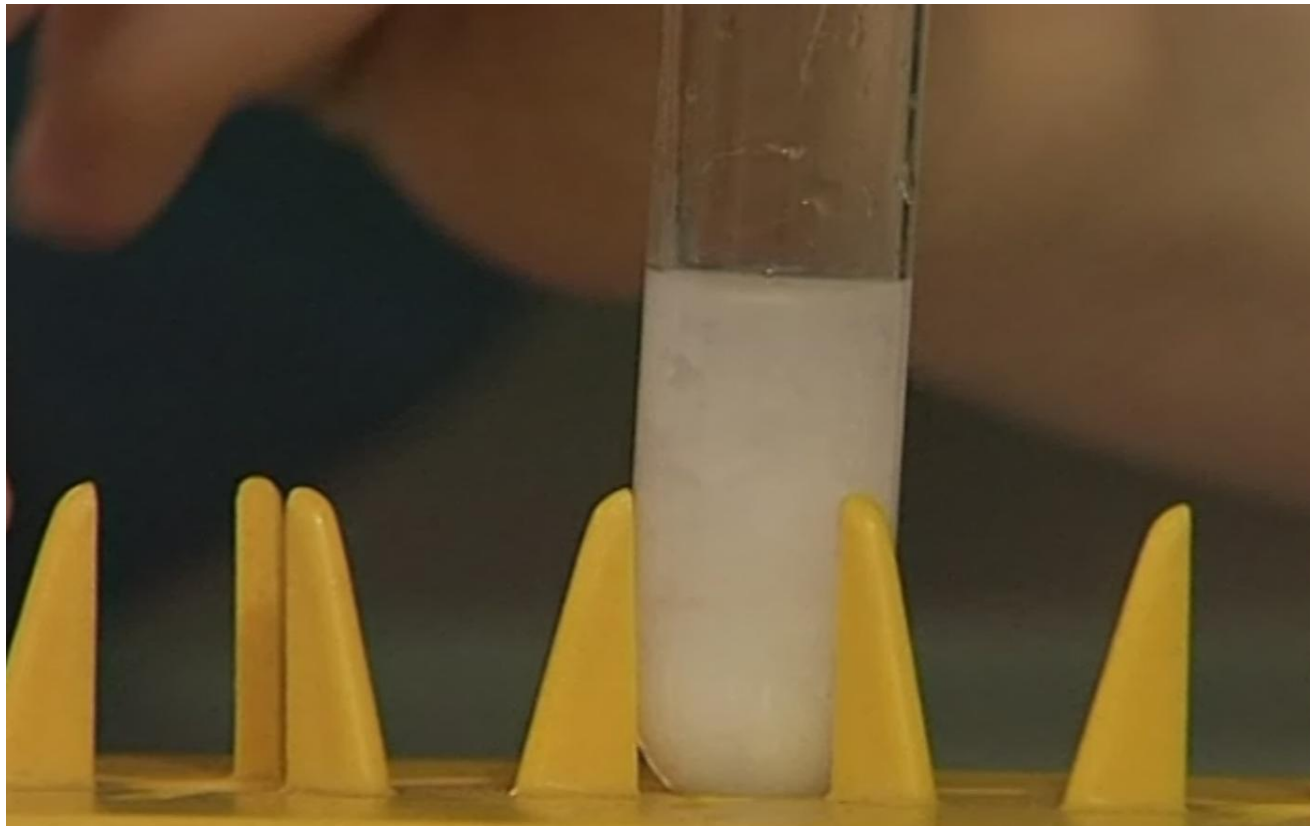


4. Взаємодія з солями



Витісняє леткі
кислоти

Якісною реакцією на сульфат-іон є взаємодія з іоном барію, в результаті чого утворюється білий порошкоподібний осад:



Продукти взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з металами



РЯД АКТИВНОСТІ МЕТАЛІВ

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Be, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, (H_2) , Bi, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

Активність металів зменшується

$\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$



$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$



$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$



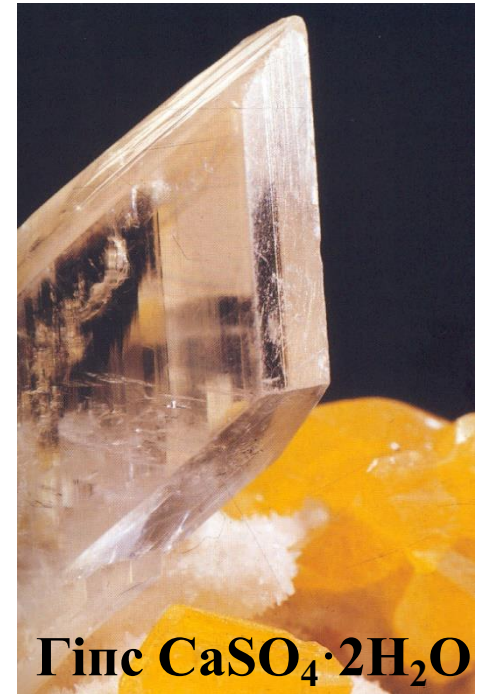
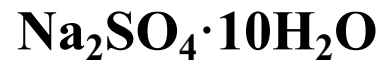
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$



Найважливіші природні сульфати



Глауберова сіль (мірабіліт)

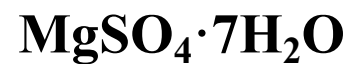


Гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$



Гірка сіль (магнезія)



Мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – *мірабіліт*, або *глауберова сіль*. На початку XVII ст. в Німеччині тяжко хворий Йоган-Рудольф Глаубер почав пити воду з одного із джерел івилікувався. Дослідивши дану сіль, Глаубер назвав її чудовою сіллю, або мірабалітом. Також Na_2SO_4 використовують для виготовлення скла, сірки, амоній сульфату, у паперовій промисловості.
- $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – *гірка сіль* використовують в обробці тканин, дубінні шкіри, виготовленні медичних препаратів, у медицині також використовують як протиотруту.
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – *мідний купорос* застосовують у сільському господарстві для боротьби зі шкідниками рослин, як засіб для запобігання гниттю речовин, у будівництві: для нейтралізації наслідків протікань, для ліквідації плям іржі.
- Калій сульфат K_2SO_4 , амоній сульфат $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ використовуються як добрива.

p³-елементи – N, P, As, Sb, Bi

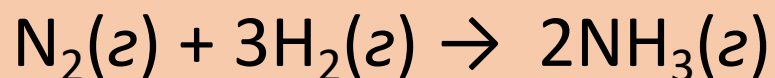
Деякі фізичні властивості, знаходження у природі та способи добування галогенів

Table 20.13 ▶ Selected Physical Properties, Sources, and Methods of Preparation of the Group 5A Elements

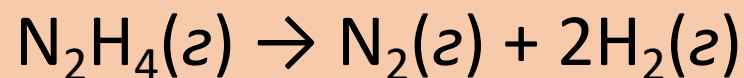
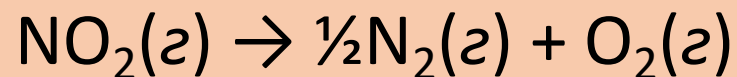
Element	Electronegativity	Source	Method of Preparation
Nitrogen	3.0	Air	Liquefaction of air
Phosphorus	2.2	Phosphate rock [Ca ₃ (PO ₄) ₂], fluorapatite [Ca ₅ (PO ₄) ₃ F]	$2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{SiO}_2 \longrightarrow 6\text{CaSiO}_3 + \text{P}_4\text{O}_{10}$ $\text{P}_4\text{O}_{10} + 10\text{C} \longrightarrow 4\text{P} + 10\text{CO}$
Arsenic	2.2	Arsenopyrite (Fe ₃ As ₂ , FeS)	Heating arsenopyrite in the absence of air
Antimony	2.1	Stibnite (Sb ₂ S ₃)	Roasting Sb ₂ S ₃ in air to form Sb ₂ O ₃ and then reduction with carbon
Bismuth	2.0	Bismite (Bi ₂ O ₃), bismuth glance (Bi ₂ S ₃)	Roasting Bi ₂ S ₃ in air to form Bi ₂ O ₃ and then reduction with carbon

Нітроген

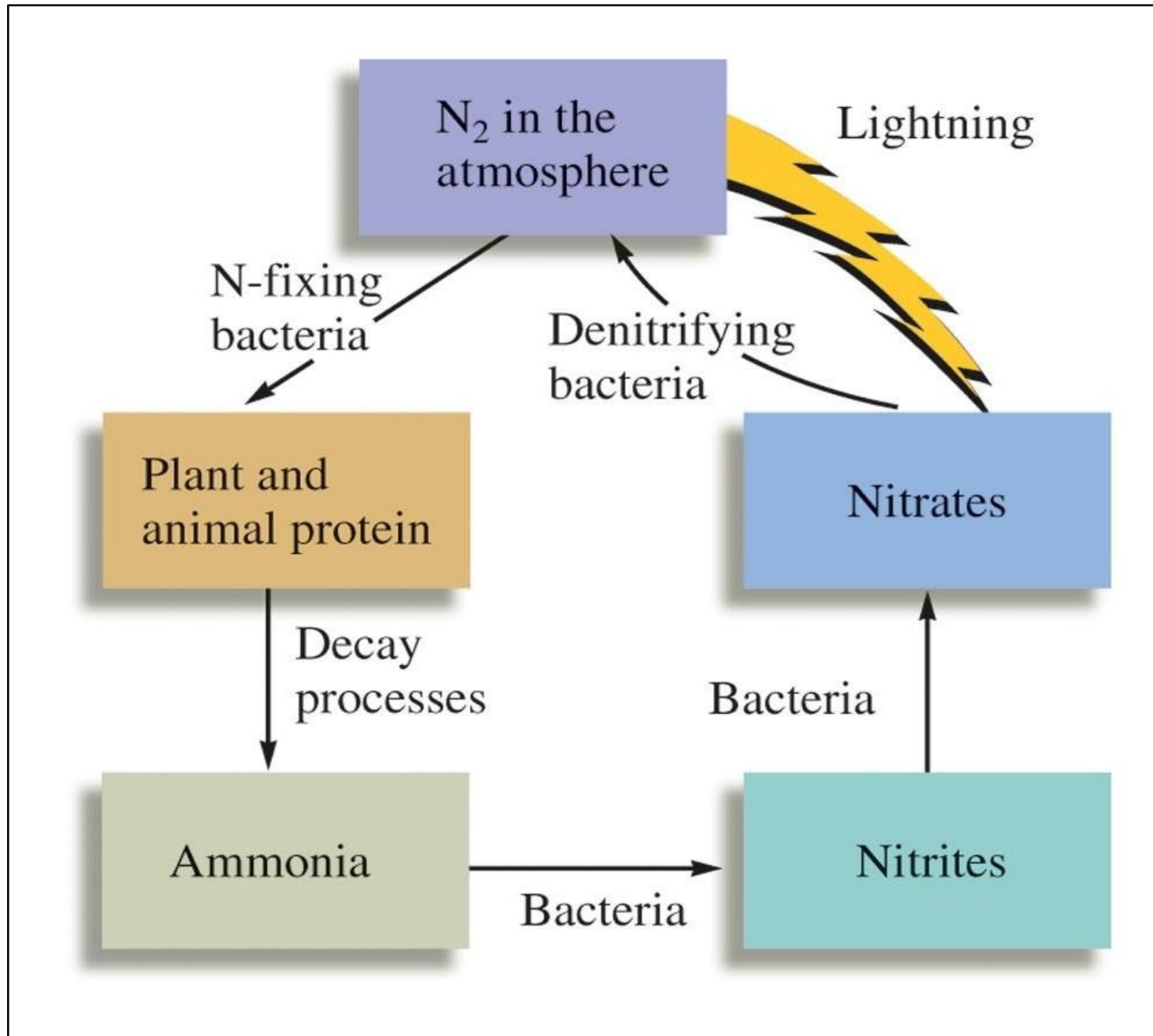
Атмосферний нітроген фіксують у промисловості за процесом Габера:



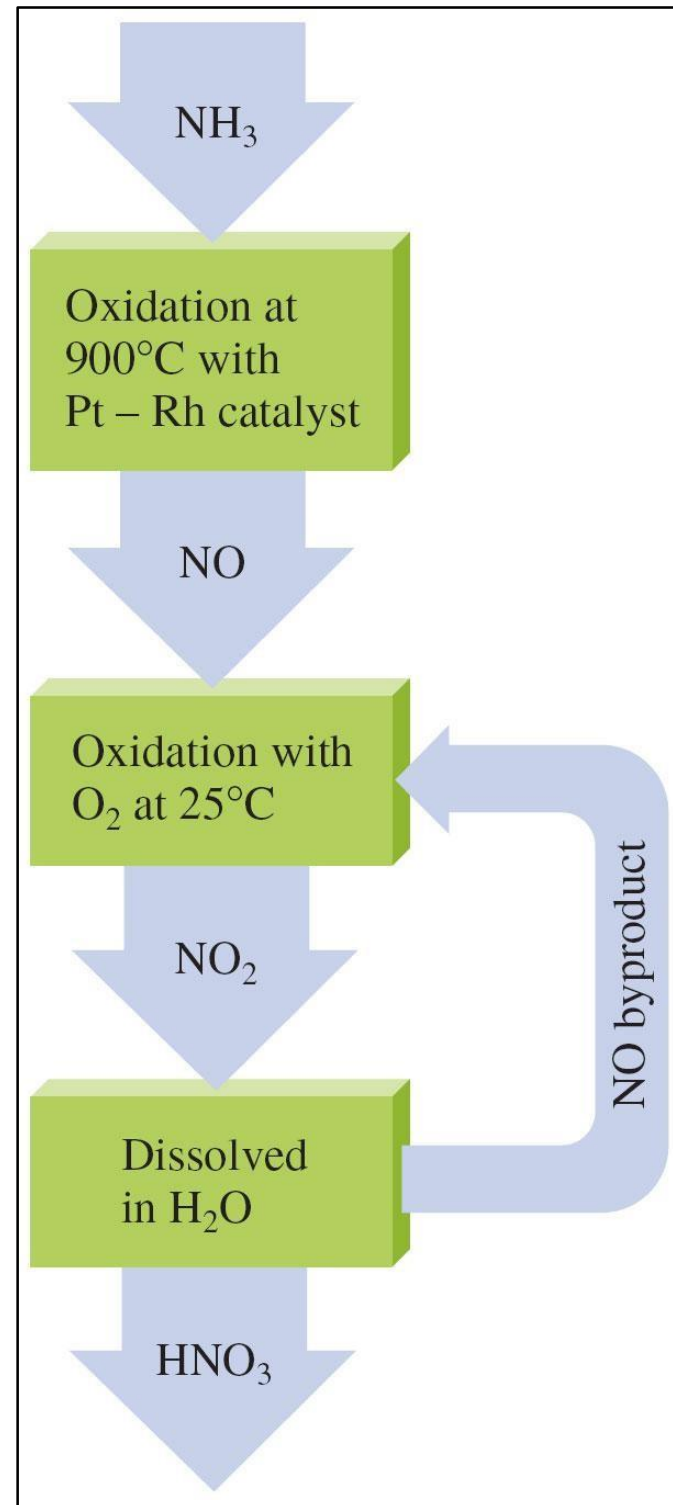
Надзвичайно висока стабільність потрійного зв'язку $\text{N}\equiv\text{N}$ обумовлює той факт, що переважна більшість бінарних сполук нітрогену здатні розкладатися з екзотермічним ефектом



Кругообіг нітрогену у природі



Процес Оствальда



Нітроген (I) оксид - N_2O

Нітроген (II) оксид - NO

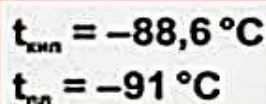
Нітроген (III) оксид - N_2O_3

Нітроген (IV) оксид - NO_2

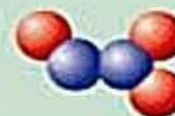
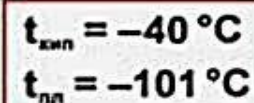
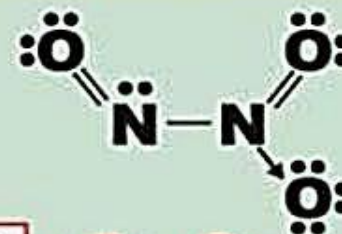
Нітроген (V) оксид - N_2O_5

Усі оксиди нітрогену
дуже отруйні, за
винятком N_2O .

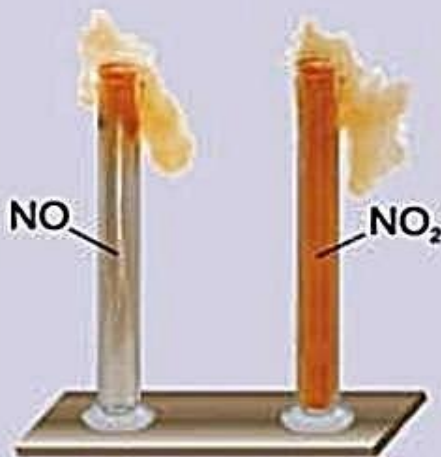
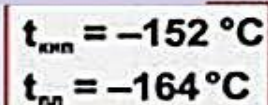
Нітроген (I) оксид



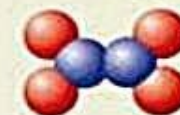
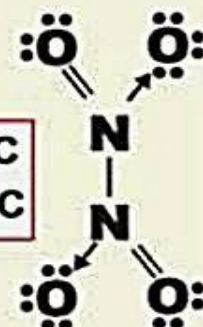
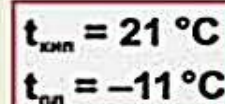
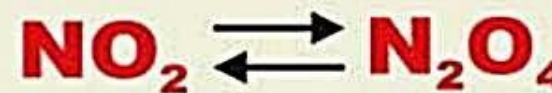
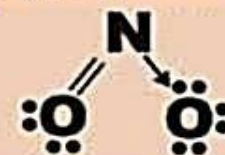
Нітроген (III) оксид



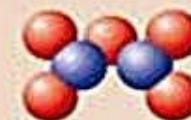
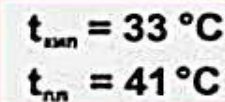
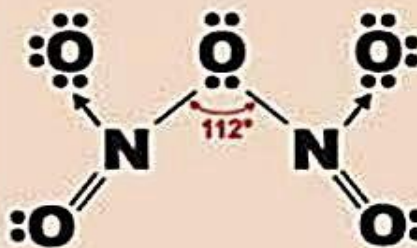
Нітроген (II) оксид



Нітроген (IV) оксид



Нітроген (V) оксид

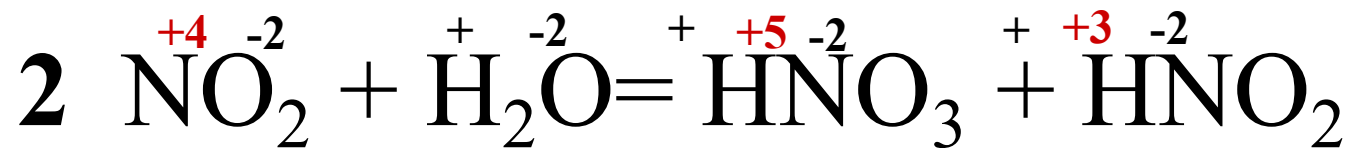


Хімічні властивості

Особливості взаємодія нітроген (IV) оксиду

Це окисно-відновна реакція, в результаті якої утворюється дві кислоти:

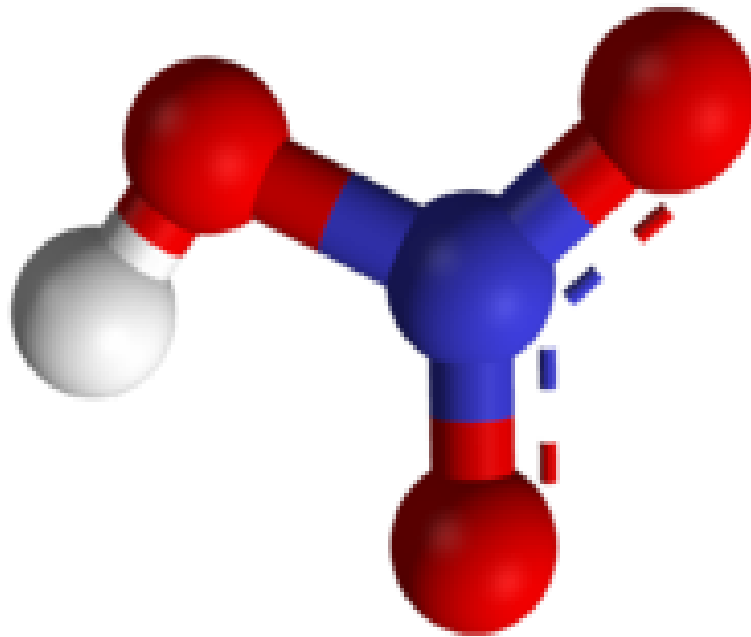
нітратна і нітритна

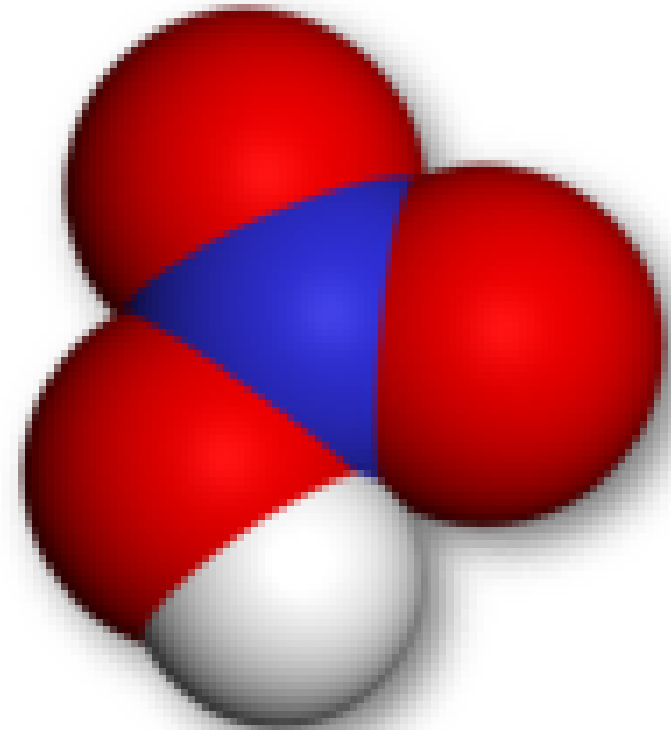
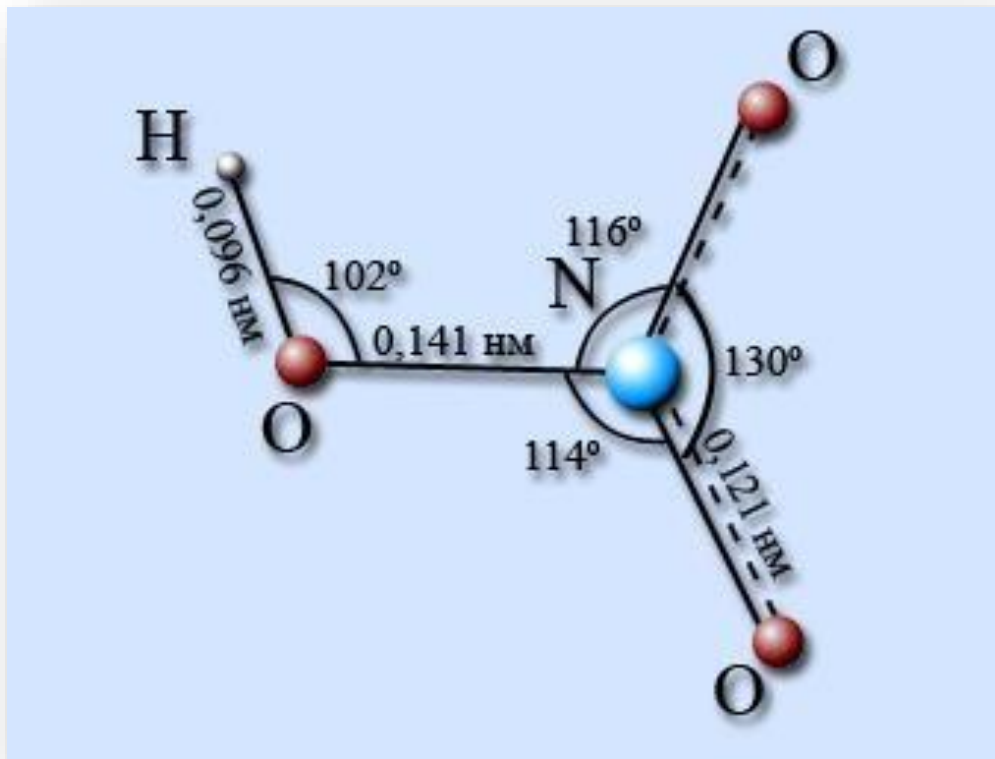


Молекулярна формула нітратної кислоти:



Структурна формула нітратної кислоти:





Степiнь окиснення Нiтрогену: **+5**

Валентнiсть Нiтрогену: **IV**

Фізичні властивості



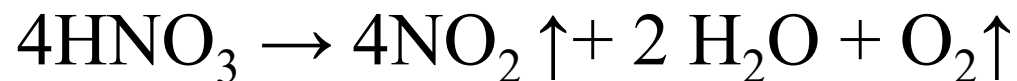
1. Безбарвна рідина.
2. З характерним запахом.
3. Летка, на повітрі «димить».
4. Добре розчинна у воді.
5. Подразнює шкіру, справляє руйнівну дію на папір, одяг.
6. Отруйна.
7. $t_{\text{кип}} = 84^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{пл}} = -42^{\circ}\text{C}$



Хімічні властивості HNO_3 :

- ✓ *HNO_3 - сильний електроліт;*
- ✓ *з основними і амфотерними оксидами;*
- ✓ *з основами;*
- ✓ *з солями*

HNO_3 розкладається на світлі або при нагріванні



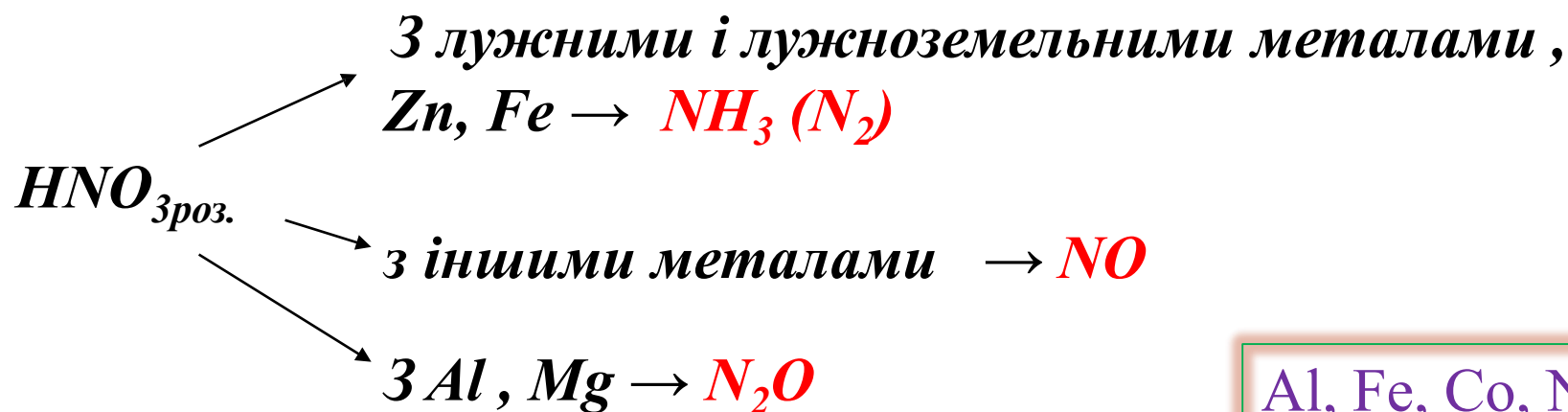
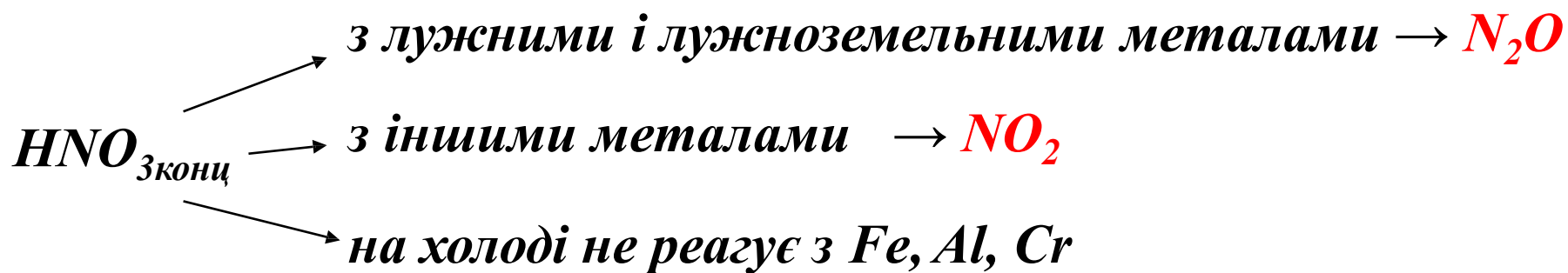
У таких реакціях водень не виділяється!!!

Кислота, в залежності від концентрації та активності металу, може відновлюватися до сполук:



Взаємодія з металами

HNO – сильний окисник, реагує з металами незалежно від їх положення в ряді напруг, при цьому не утворюється H_2 , а відновлюється до NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_3

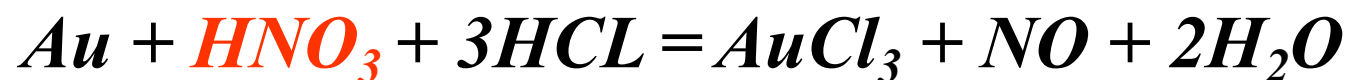


Al , Fe , Co , Ni , Cr без нагрівання не взаємодіють



Метал	Li - Mg активні	Be - Pb середньої акт	Cu - Ag неактивні	Au, Pt
HNO ₃ конц	N ₂ O	NO	NO ₂	-----
HNO ₃ розв	NH ₄ NO ₃	N ₂ , N ₂ O	NO	-----

Водень НЕ ВИДІЛЯЄТЬСЯ



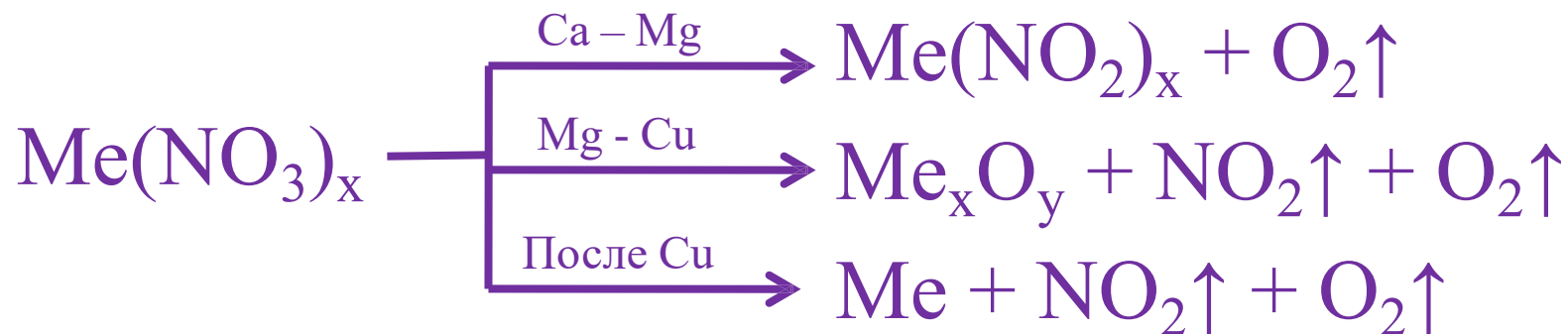
«царська горілка»

Взаємодія нітратної кислоти з неметалами

Нітратна кислота взаємодіє з деякими неметалами, окислюючи їх до відповідних кислот:



Розклад нітратів при нагріванні

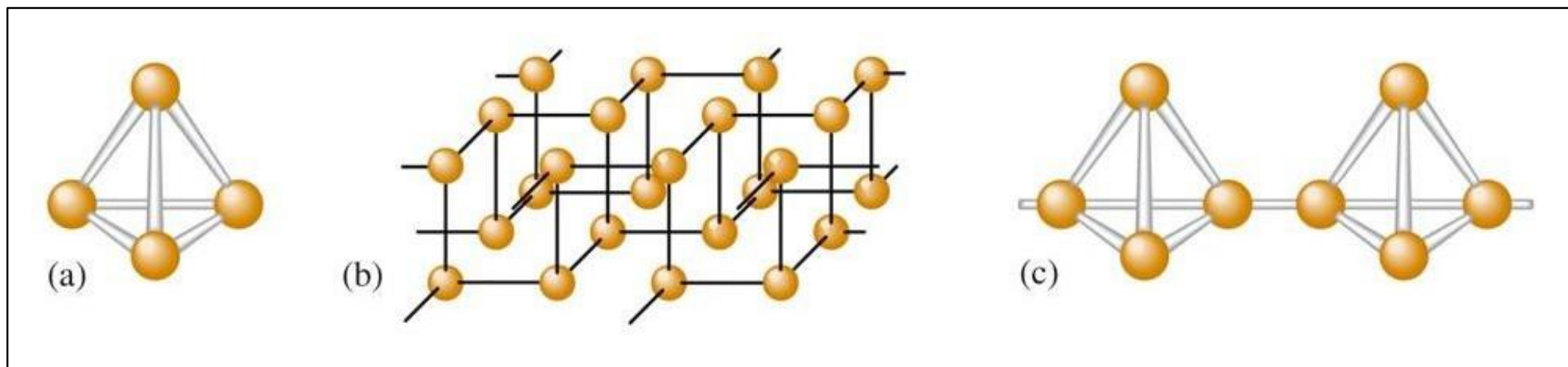
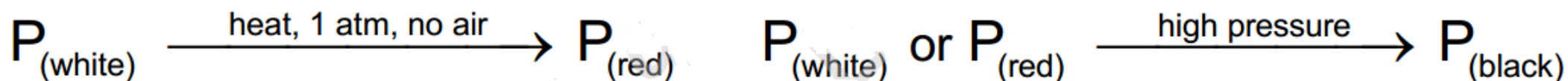


Розклад нітрату амонію:



Алотропні модифікації фосфору

- Білий фосфор (a) = P_4 (тетраедричний) – дуже активний
- Чорний фосфор (b) = кристалічний стан – набагато менш активний
- Червоний фосфор (c) = аморфний стан з P_4 ланцюгами





Оксигенвмісні кислоти фосфору

- Ортофосфатна кислота , H_3PO_4
- Метафосфатна кислота , HPO_3
- Пірофосфатна кислота , $H_4P_2O_7$
- Фосфітна кислота, H_3PO_3
- Гіпофосфітна кислота, H_3PO_2

p²-елементи

група містить два найбільш важливих елемента:

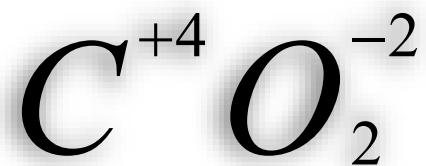
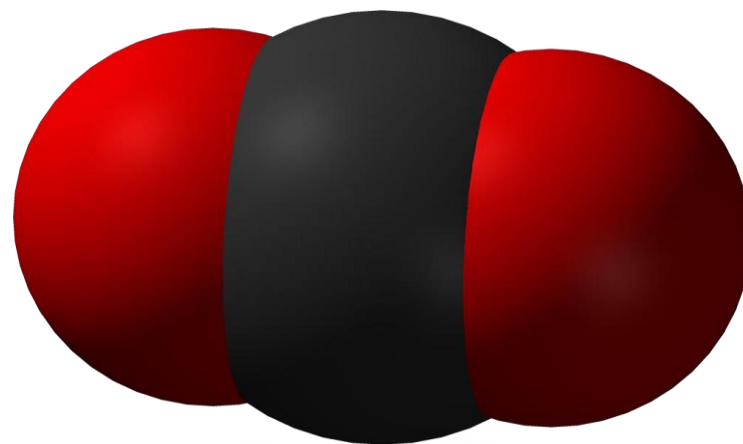
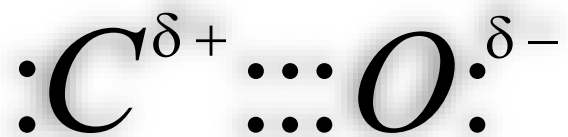
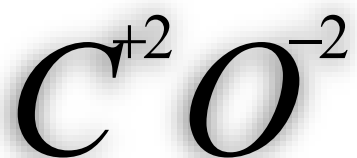
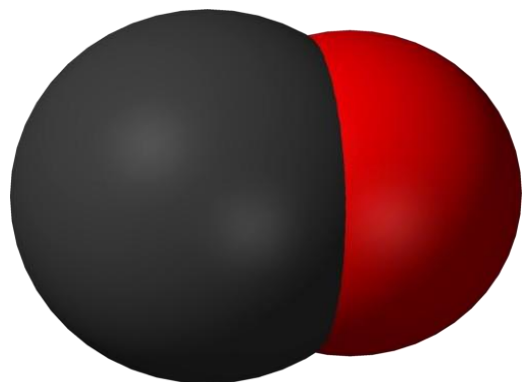
Карбон – основа живої природи

Силіцій – основа “неживої” природи

Деякі фізичні властивості, знаходження у природі та способи добування елементів 4A групи

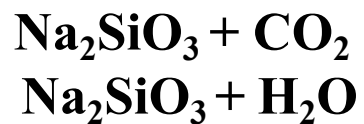
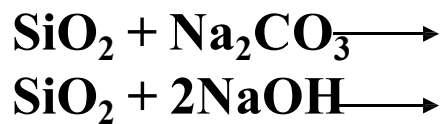
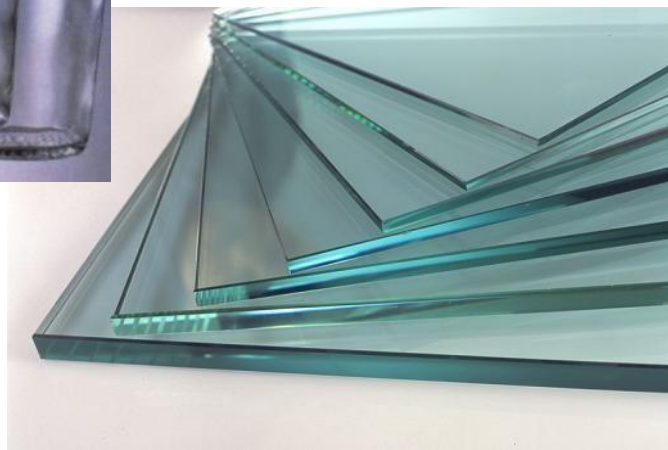
Table 20.10 ▶ Selected Physical Properties, Sources, and Methods of Preparation of the Group 4A Elements

Element	Electronegativity	Melting Point (°C)	Boiling Point (°C)	Source	Method of Preparation
Carbon	2.6	3727 (sublimes)	—	Graphite, diamond, petroleum, coal	—
Silicon	1.9	1410	2355	Silicate minerals, silica	Reduction of K ₂ SiF ₆ with Al, or reduction of SiO ₂ with Mg
Germanium	2.0	937	2830	Germinate (mixture of copper, iron, and germanium sulfides)	Reduction of GeO ₂ with H ₂ or C
Tin	2.0	232	2270	Cassiterite (SnO ₂)	Reduction of SnO ₂ with C
Lead	2.3	327	1740	Galena (PbS)	Roasting of PbS with O ₂ to form PbO ₂ and then reduction with C





Скло
 $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$



Рідке скло Na_2SiO_3



Криштал
 $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$



ЕЛЕМЕНТ КАРБОН З ЕЛЕМЕНТОМ ОКСИГЕНОМ

утворює два оксиди —

CO_2 і CO .

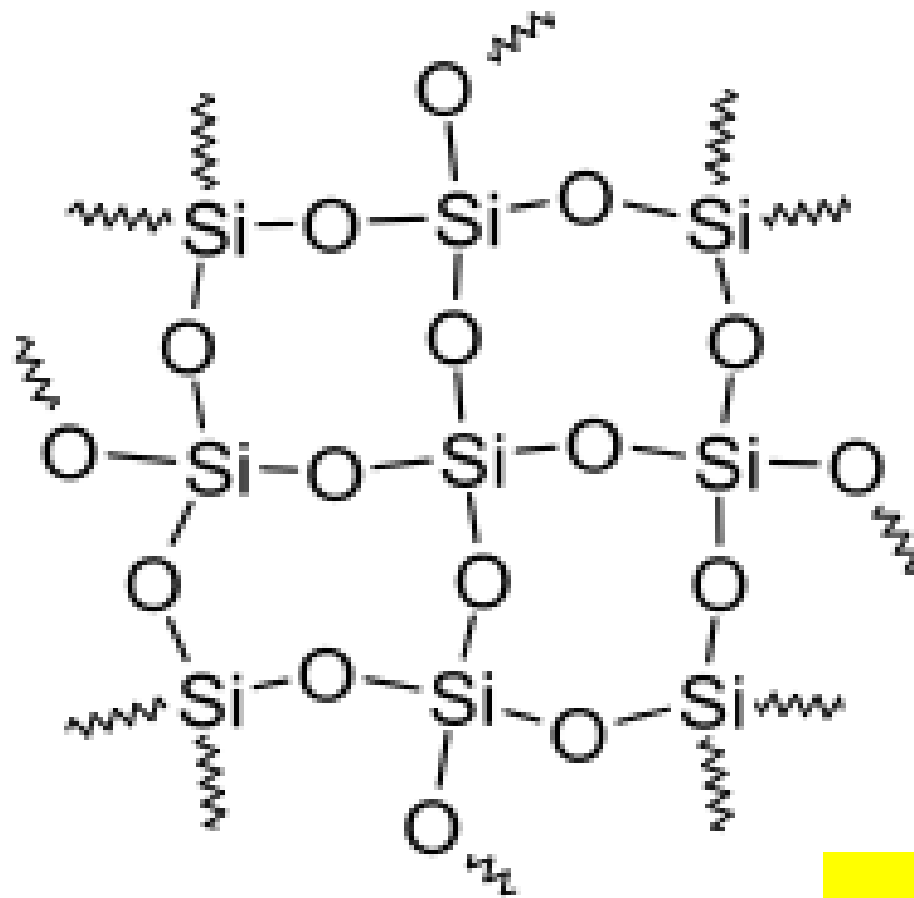
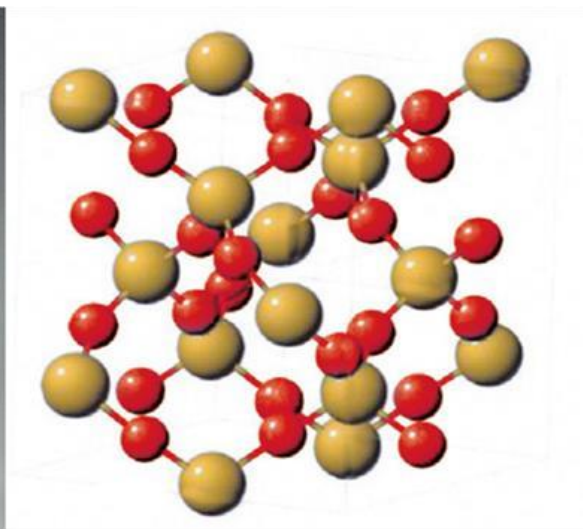


CO_2 — оксид карбону(IV), диоксид карбону, вуглекислий газ;

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



- тверда речовина,
- кристалічна,
- безбарвна,
- тугоплавка ($t_{пл}$ 1728 °C),
- у воді не розчиняється





Оксиди силіцію в природі



яшма



агат



сердолік

халцедон



Оксиди силіцію в природі

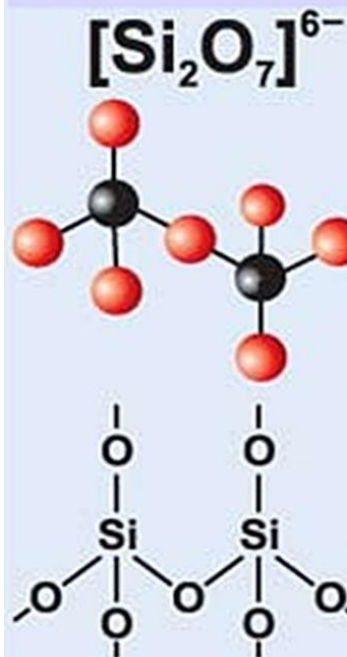
кварц



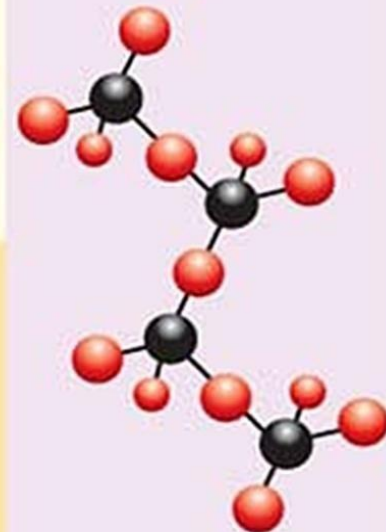
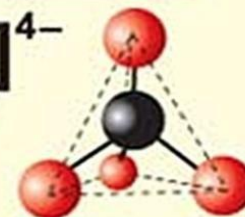
гірський криштал



аметист



$\rho = 2,65 \text{ г/см}^3$
 $t_{\text{нн}} = 1610 \text{ }^\circ\text{C}$



мінерали



Кварц



Халцедон



Опал



Яшма



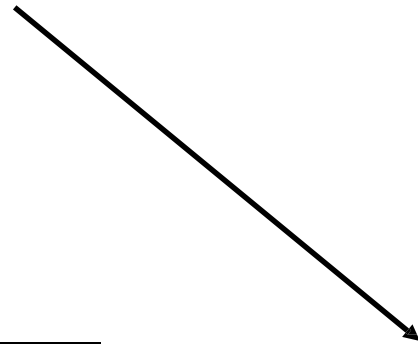
Агат

Застосування

CO_2



У вогнегасниках



Для приготування газованих напоїв



В теплицях

Застосування

CO

у складі синтез-газу



органічний синтез

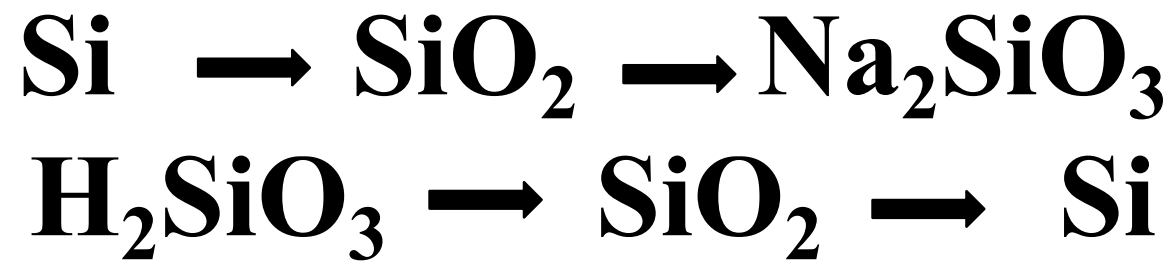


Застосування

SiO₂

Для приготування
скла і бетону





p¹-елементи

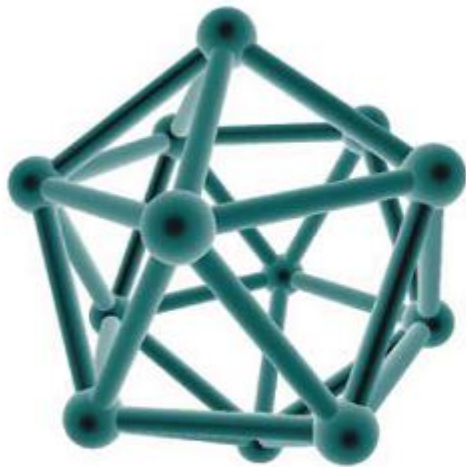
група містить лише один елемент-неметал:

бор

Це перший неметал у періодичній системі

Алотропні модифікації

Всі алотропні модифікації включають фрагменти B₁₂



Ікосаедр B₁₂



Кристалічний бор

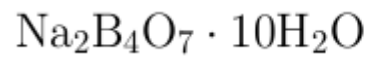


Аморфний бор

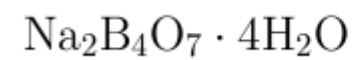
Кристалічний бор тугоплавкий (2075 °С), напівпровідник

Коричневий порошок аморфного бору – продукт хімічних реакцій

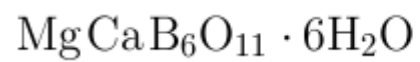
Бор у природі



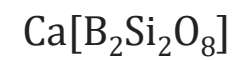
бура



керніт



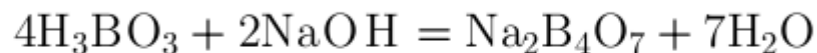
гідроборацит



данбурит

Оксид бору та борна кислота

- Одержують дегідратацією: $2\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- Дуже стійкий: $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{t} 2\text{B} + 3\text{CO}$ (будь-які t)
- Переважно *кислотний оксид*.
 $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaBO}_2$ (кислотна функція)
 $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{BPO}_4$ (основна функція)
Однак: $\text{BPO}_4 \xrightarrow{t} \text{B}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$
- Зв'язки $\text{B} - \text{O} - \text{B}$ замінюються на $\text{B} - \text{O} - \text{H}$ поступово:
 $\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{HBO}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$
- H_3BO_3 – кристали. Добре розчиняється у гарячій воді, погано у холодній.
- У розчині – слабка одноосновна кислота
- Нейтралізація приводить до утворення поліборатів



- *Якісна реакція* (зелене полум'я):

