

Загальна характеристика неметалічних елементів.

Неметали як прості речовини.

Явище алотропії, алотропні видозміни Оксигену і Карбону.

Підготувала учениця 10 класу
Копитко Надія

Прості речовини поділяють на:

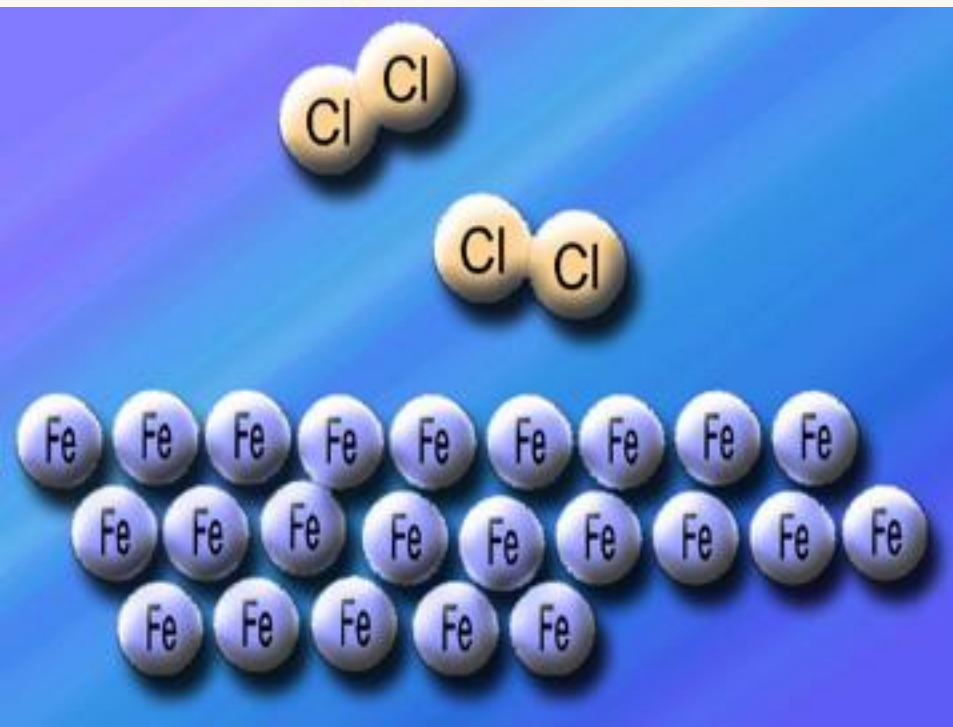
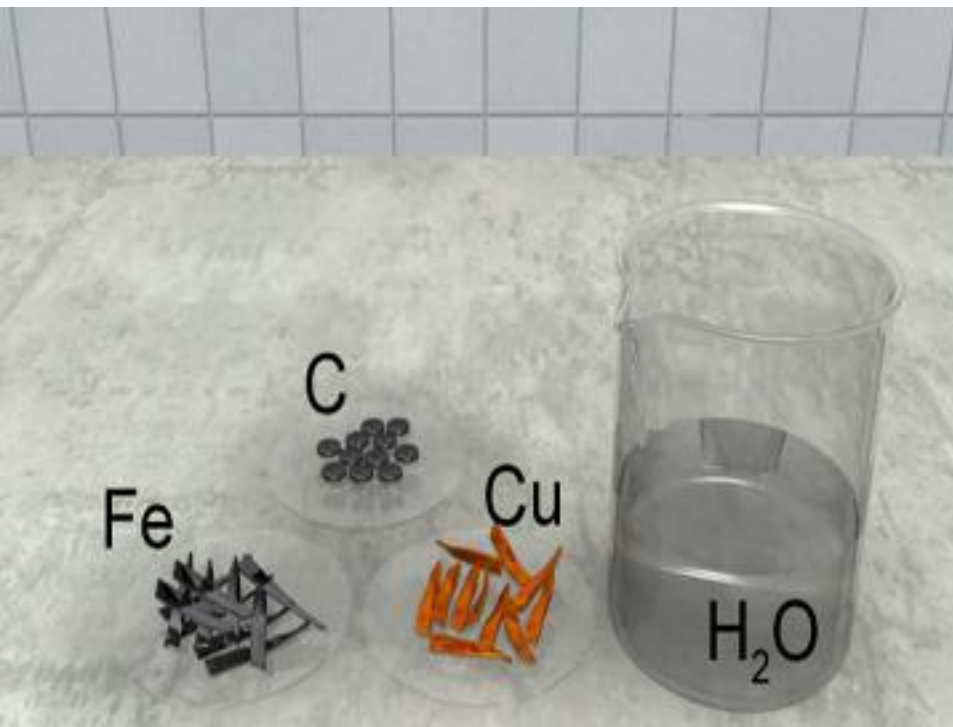
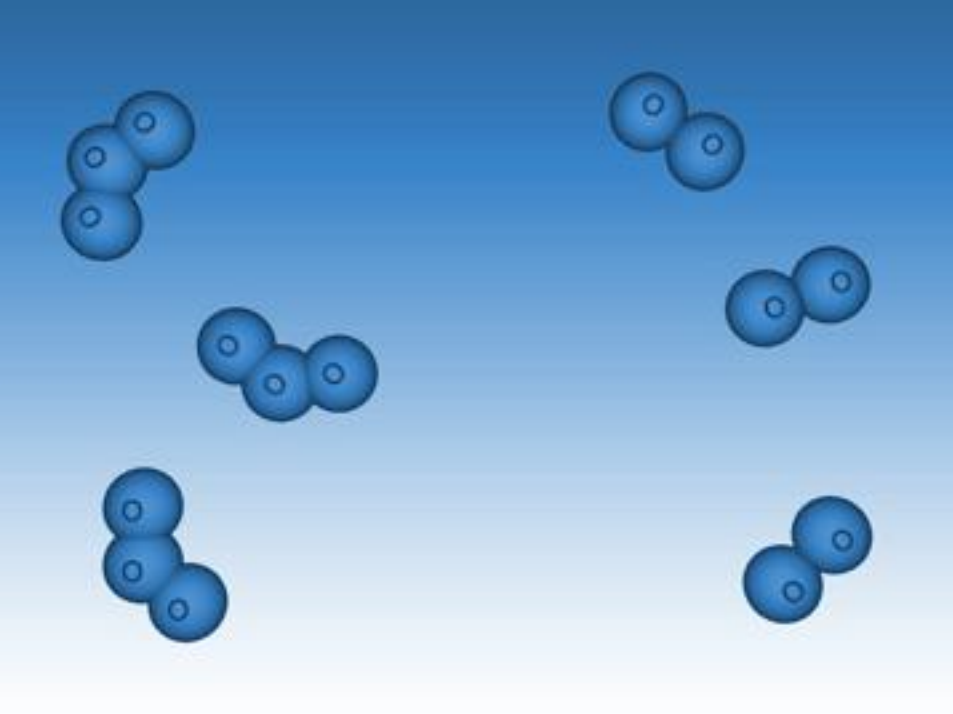
- **метали** (натрій Na, цинк Zn, барій Ba, магній Mg)
- **неметали** (сірка S, фосфор P, йод I₂, бром Br₂).

Прості речовини

```
graph TD; A[Прості речовини] --- B[метали]; A --- C[неметали]
```

метали

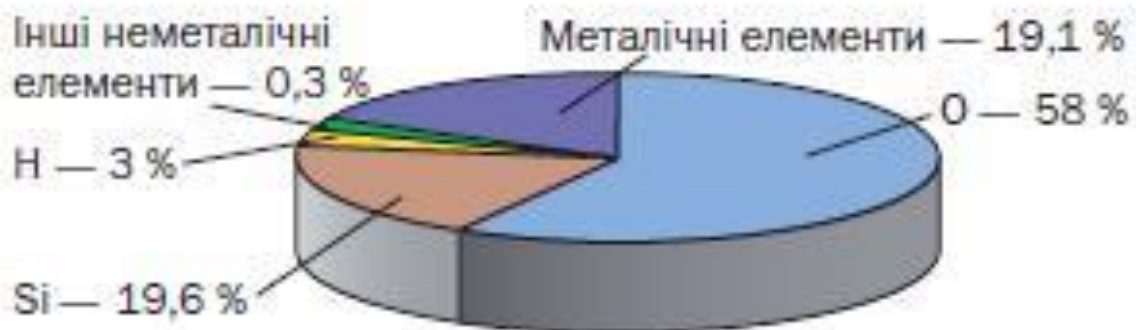
неметали



■ Неметали – це хімічні елементи, які утворюють в вільному вигляді прості речовини, які не мають фізичних властивостей металів



Атомні частки виражають у відсотках (мал. 2).



Неметали

- Неметали – прості речовини, які не мають властивостей металів, а саме: металічного блиску, непридатні для кування, погано проводять тепло, електричний струм.
- У хімічних реакціях атоми неметалів, як правило, одержують електрони.
- До типових неметалів зараховують 22 елементи: водень, азот, кисень, флуор, хлор, інертні гази, бром, вуглець, фосфор, сульфур, селен, йод, астат, телур, бор.
- Типові оксиди неметалів є ангідридами.
- Різкої межі між металами, металоїдами та неметалами немає.

Неметали



Кислород



Водород



Хлор



Бром



Иод



Алмаз



Графит



Сера

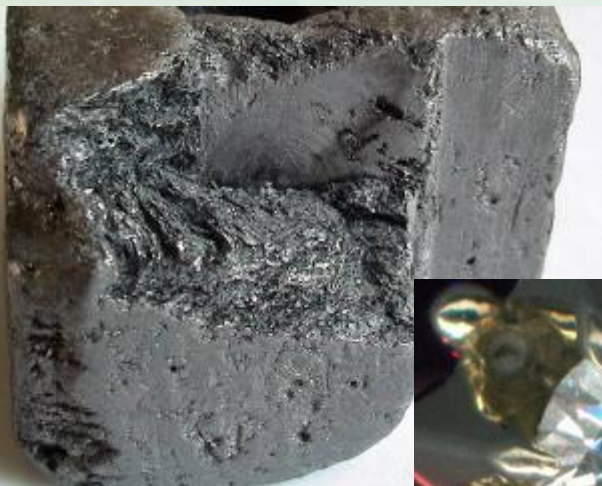
Властивості неметалів

- 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.





■ Фосфор



■ Сірка

■ Карбон

Неметали мають різний агрегатний стан за звичайних умов:





■ Сіліцій



■ Азот Гелій

Бром



Назви неметалічних елементів і неметалів за сучасною українською хімічною номенклатурою

Хімічний елемент		Проста речовина		Хімічний елемент		Проста речовина	
Назва	Символ	Назва	Формула	Назва	Символ	Назва	Формула
Гідроген	H	водень	H ₂	Бром	Br	бром	Br ₂
Нітроген	N	азот	N ₂	Йод	I	йод	I ₂
Оксиген	O	кисень озон	O ₂ O ₃	Карбон	C	вуглець (графіт, алмаз, карбін)	C
Флуор	F	фтор	F ₂	Силіцій	Si	силіцій	Si
Хлор	Cl	хлор	Cl ₂	Сульфур	S	сірка	S

Положення неметалів в ПС

- Неметали розташовані в основному в правому верхньому куті ПС, умовно обмеженому діагоналлю бор-Астат. Найактивнішим є флуор.

Періоди	Групи елементів								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H 1 Гідроген							He 2 Гелій	Періодичний закон
2	Li 3 Літій	Be 4 Берилій	B 5 Бор	C 6 Вуглець	N 7 Азот	O 8 Кисень	F 9 Флуор	Ne 10 Неон	25 Cr Хромені елементи
3	Na 11 Натрій	Mg 12 Магній	Al 13 Алюміній	Si 14 Силіцій	P 15 Фосфор	S 16 Сульфур	Cl 17 Хлор	Ar 18 Аргон	26 Fe Залізна група
4	K 19 Калій	Ca 20 Кальцій	Sc 21 Скандій	Ti 22 Титан	V 23 Ванадій	Cr 24 Хромені	Mn 25 Манган	Fe 26 Залізо	27 Co Нікель
5	Rb 37 Рубідій	Sr 38 Стронцій	Y 39 Йттрій	Zr 40 Цирконій	Nb 41 Ніобій	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технецій	Ru 44 Рутеній	45 Rh Родій
6	Cs 55 Цезій	Ba 56 Барій	*La 57 Лантан	Hf 72 Гафній	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Реній	Os 76 Осмій	77 Ir Ірідій
7	Fr 87 Францій	Ra 88 Радій	**Ac 89 Актиній	Rf 104 Рифторій	Db 105 Дубній	Sg 106 Сєбегорій	Bh 107 Богор	Hs 108 Хасєн	109 Mt Міттенберґ
Вані елементи	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄	
Перші водні сполуки				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR		
	* Co 27 Кобальт	* Ni 28 Нікель	* Cu 29 Мідь	* Zn 30 Цинк	* Ga 31 Галій	* Ge 32 Германій	* As 33 Арсен	* Se 34 Селен	* Br 35 Бром
	** Th 90 Торій	** Pa 91 Пранцій	** U 92 Уран	** Np 93 Нептуній	** Pu 94 Плутоній	** Am 95 Америцій	** Cm 96 Куріум	** Bk 97 Беркелій	** Cf 98 Каліфорній

Рис. 4. Розміщення неметалічних елементів у періодичній системі хімічних елементів

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

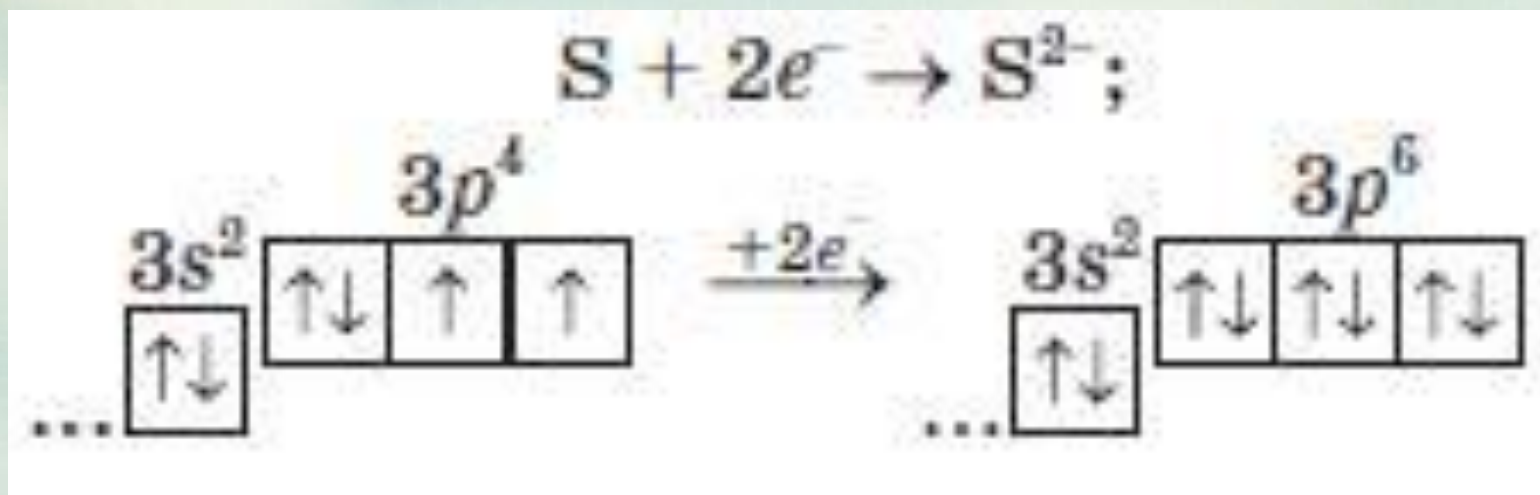
Періоди	Групи					
	III	IV	V	VI	VII	VIII
1					$({}_1\text{H})$ $1s^1$ 2,1	${}_2\text{He}$ $1s^2$
2	${}_5\text{B}$ $\dots 2s^2 2p^1$ 2,0	${}_6\text{C}$ $\dots 2s^2 2p^2$ 2,5	${}_7\text{N}$ $\dots 2s^2 2p^3$ 3,0	${}_8\text{O}$ $\dots 2s^2 2p^4$ 3,5	${}_9\text{F}$ $\dots 2s^2 2p^5$ 4,0	${}_{10}\text{Ne}$ $\dots 2s^2 2p^6$
3		${}_{14}\text{Si}$ $\dots 3s^2 3p^2$ 1,8	${}_{15}\text{P}$ $\dots 3s^2 3p^3$ 2,1	${}_{16}\text{S}$ $\dots 3s^2 3p^4$ 2,5	${}_{17}\text{Cl}$ $\dots 3s^2 3p^5$ 3,0	${}_{18}\text{Ar}$ $\dots 3s^2 3p^6$
4			${}_{33}\text{As}$ $\dots 4s^2 4p^3$ 2,0	${}_{34}\text{Se}$ $\dots 4s^2 4p^4$ 2,4	${}_{35}\text{Br}$ $\dots 4s^2 4p^5$ 2,8	${}_{36}\text{Kr}$ $\dots 4s^2 4p^6$
5				${}_{52}\text{Te}$ $\dots 5s^2 5p^4$ 2,1	${}_{53}\text{I}$ $\dots 5s^2 5p^5$ 2,5	${}_{54}\text{Xe}$ $\dots 5s^2 5p^6$
6					${}_{85}\text{At}$ $\dots 6s^2 6p^5$ 2,2	${}_{86}\text{Rn}$ $\dots 6s^2 6p^6$

Особливості будови атомів неметалів.

${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	
${}_8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	
${}_9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	
		1s 2s 2p

- 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 .

Приклад перетворення атома Сульфуру на сульфід-іон:



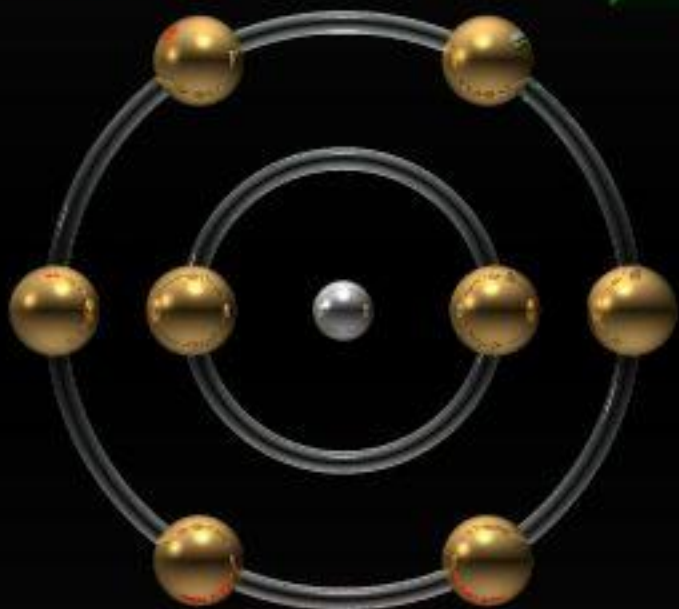
- Елементи - неметали більш здатні, в порівнянні з металами, до алотропії.
- Здатність атомів одного хімічного елемента утворювати кілька простих речовин називається алотропія, а ці прості речовини - алотропні видозміни або модифікаціями.

- **Алотропія** (від гр. *ἄλλος, állos* — інший і *τρόπος, trópos* — властивість)
- Здатність атомів одного хімічного елемента утворювати декілька простих речовин.

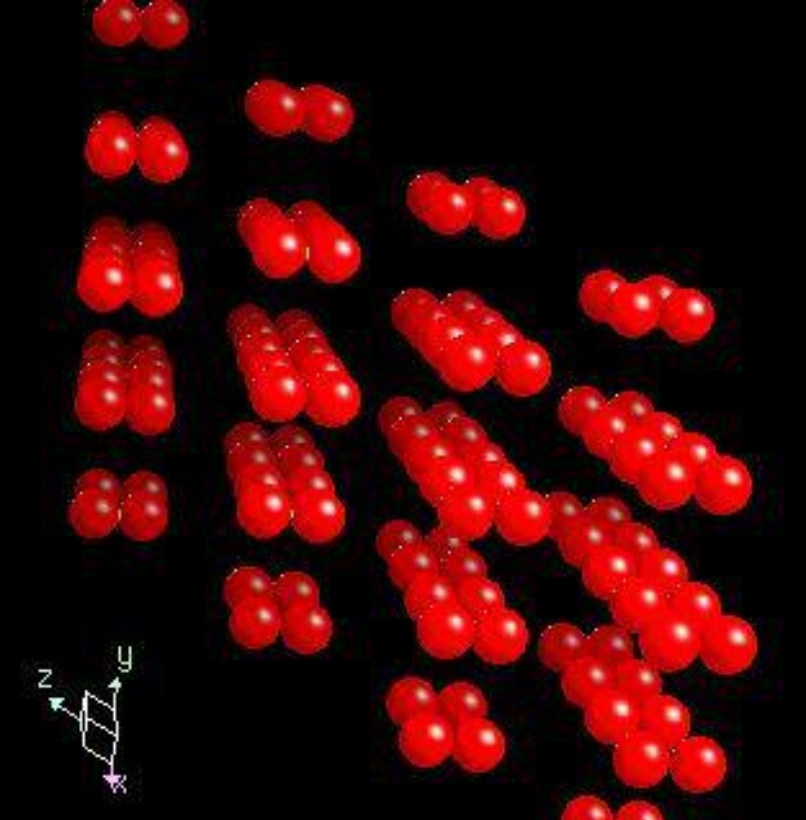
Алотропні модифікації



Утворення молекул з різною кількістю атомів	Утворення різних кристалічних форм
---	------------------------------------

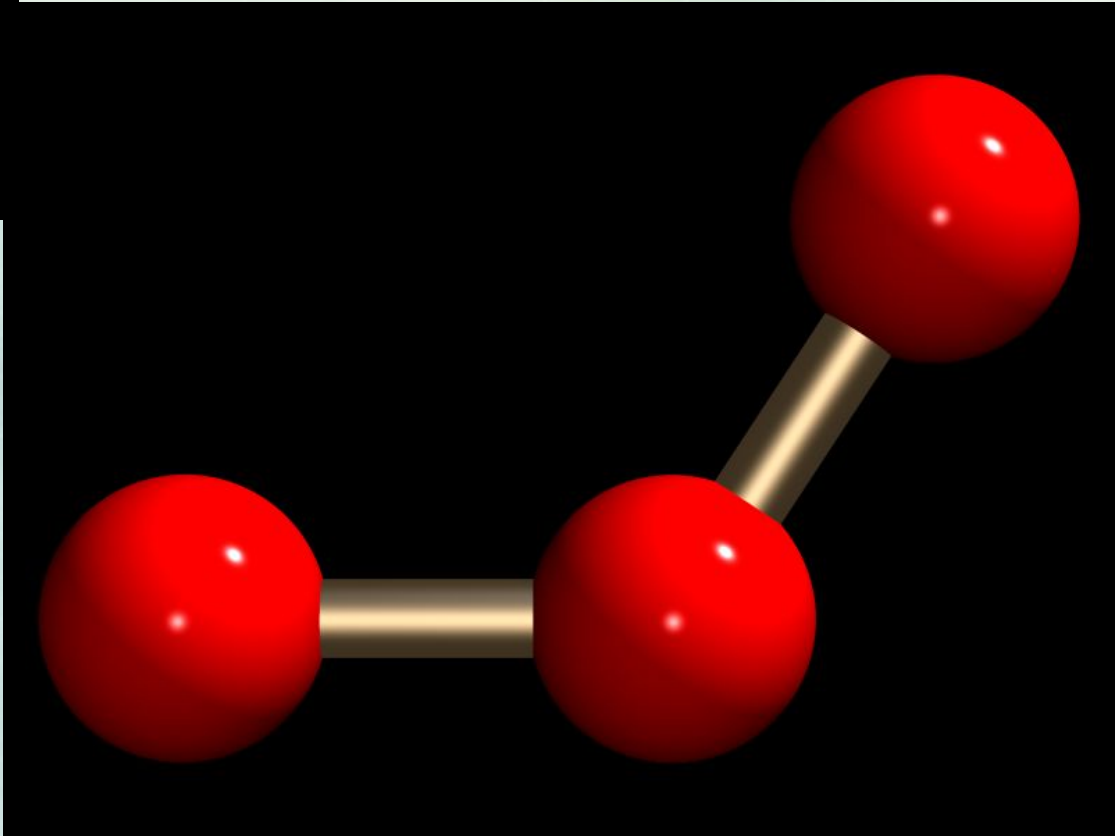


- **Поширення в природі.**
- Оксиген – найпоширеніший елемент у природі. Входить до складу води, багатьох мінералів і гірських порід, а також органічних речовин і живих організмів. Половина маси земної кори припадає на Оксиген. Оксиген утворює дві алотропні модифікації – кисень O_2 та озон O_3 .



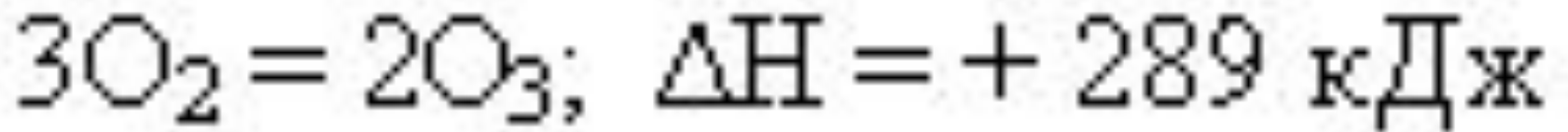
ОЗОН O_3

кисень O_2



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 Н ₂ О при 200С)	3 об'єми	49 об'ємів
Густина газу за н. у.	1,43 г/л	2,14 г/л
Температура кипіння Температура плавлення	-193 °С -219 °С	-112 °С -192 °С
Фізіологічна дія	Неотруйний	Дуже отруйний
Хімічні властивості	Окисник	Дуже сильний окисник
Реакційна здатність	Висока	Дуже висока

- **Фізичні властивості.**
- Озон – газ синього кольору із своєрідним різким запахом, розчинність у воді майже в 7 разів вища, ніж у кисню. Отруйний навіть у малих концентраціях.
- Озон – дуже сильний окисник. Він дуже активний. Це пояснюється тим, що озон – нестійка сполука, він легко розкладається з утворенням атомів Оксигену:



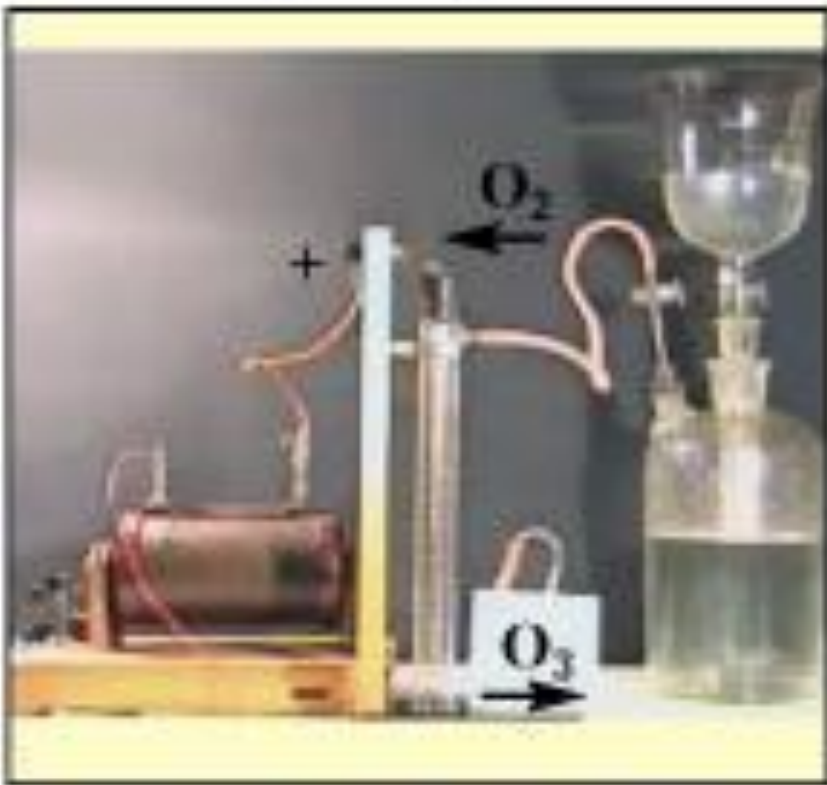
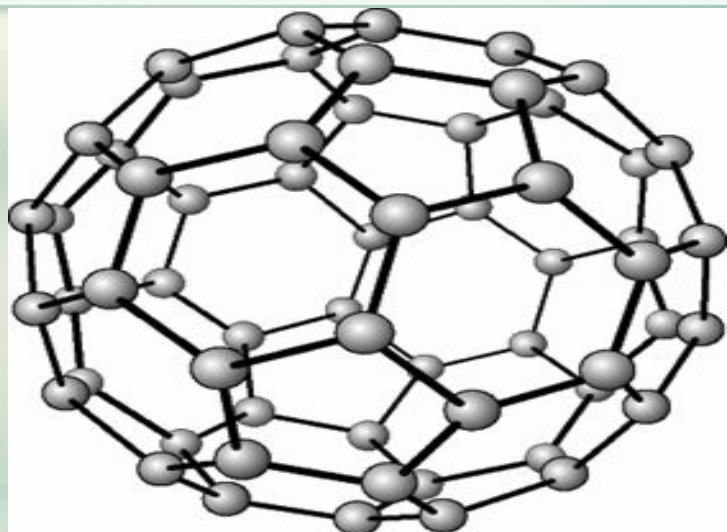


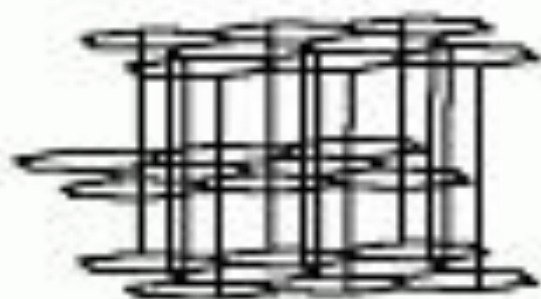
Рис. 5. Озонатор — прилад для добування озону

- Озон можна добути в лабораторії

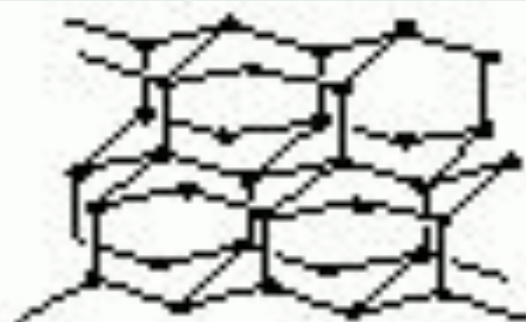
- **Поширення в природі**
- Озон присутній в атмосфері Землі.
- Біля поверхні Землі озону мало.
- Його концентрація у повітрі коливається – вночі менша, вдень – більша.
- Влітку й навесні озону в повітрі у 3,5 рази більше, ніж узимку і восени.
- Над полярними частинами Землі вміст озону в повітрі вищий, ніж над екватором, в атмосфері міст – вищий, ніж у сільській місцевості.
- З віддаленням від поверхні Землі концентрація озону збільшується і досягає максимуму на висоті 20 - 25 км.
- Там утворюється так званий **озоновий шар**.
- Він забезпечує збереження життя на Землі, оскільки затримує найбільш згубну для живих організмів частину ультрафіолетової радіації Сонця, що спричинює онкологічні (ракові) захворювання. Крім того озон так само, як і вуглекислий газ, поглинає інфрачервоне випромінювання Землі і тим самим запобігає її охолодженню.

Алотропні модифікації карбону





графіт



алмаз

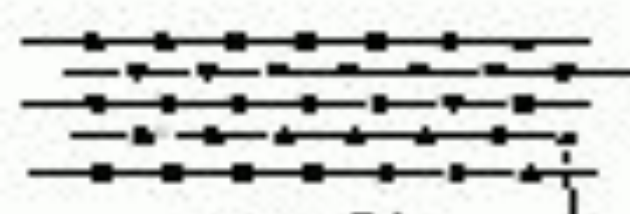


фулерени



нанотрубки

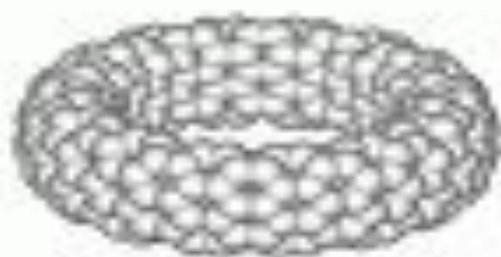
C



карбін



нанокільця



углерод

sp^3

алмаз

кубический
гексагональный
(лонсдейлит)

sp^2

графит

гексагональный
ромбоэдрический

sp

карбин

α -карбин
 β -карбин
чаоит (C V)
C VI
C VIII – C XII

$sp^3 + sp^2 + sp$

смешанные
формы

«аморфный» и
алмазоподобный углерод
стеклоуглерод
сажа и т.д.

sp^n ($1 < n < 3, n \neq 2$)

промежуточные
формы

$1 < n < 2$

моно [N] циклы
 $N = 18, 24, 30, \dots$

при $N \Rightarrow \infty$
 $n \Rightarrow 1$

$2 < n < 3$

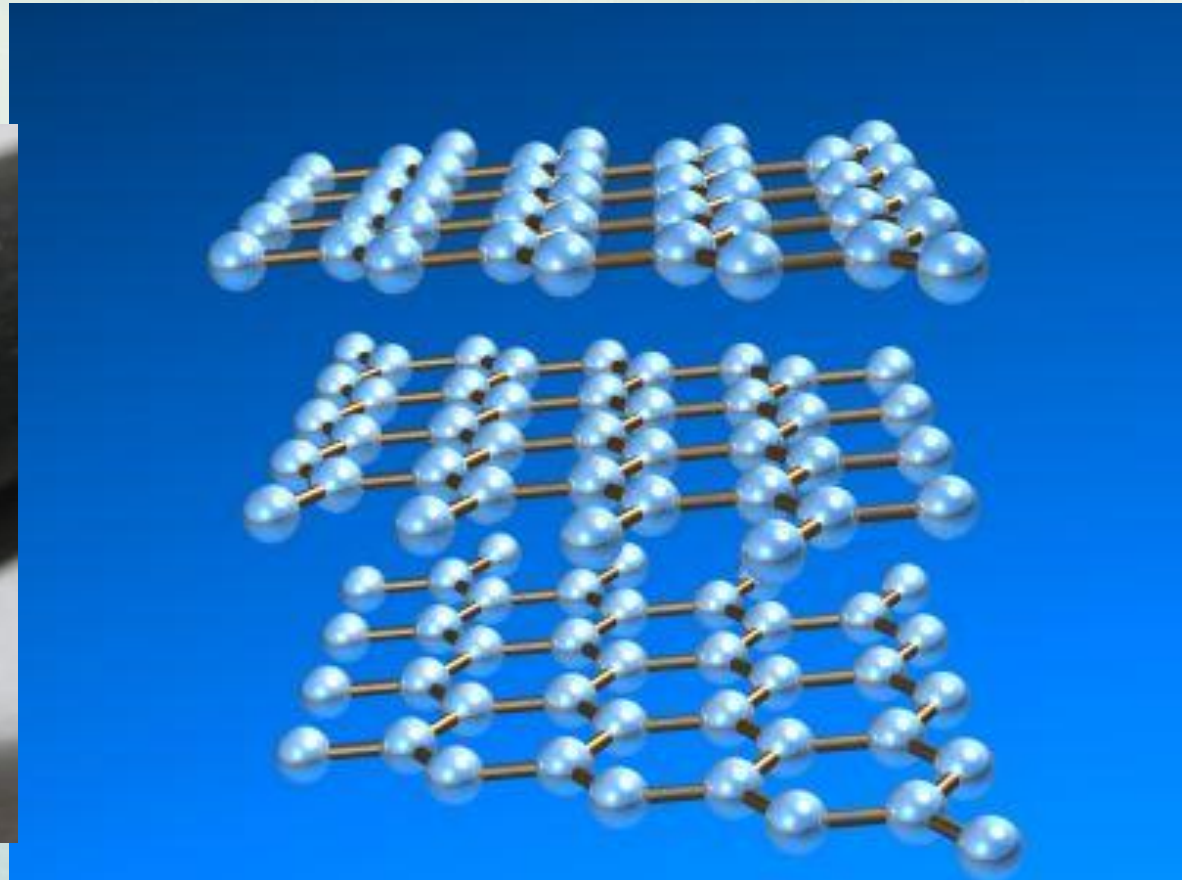
фуллерены, C_x
 $x = \dots, 60, 70, 84, \dots$
нанотрубки
и т.д.

при $x \Rightarrow \infty$
 $n \Rightarrow 2$

- Дві основні різновиди вуглецю - графіт і алмаз - істотно відрізняються за властивостями.
- М'який графіт має шарувату будову



Copyright © 2003 Theodore W. Gray



- Структура алмазу типowo тетраедрична; атоми вуглецю міцно з'єднані за рахунок перекриття sp^3 -орбіталей.



Фізичні властивості алмазу і графіту.

■ Алмаз



- Прозорий, безбарвний.
- Не проводить електричний струм, оскільки немає вільних електронів.
- Самий твердий з природних речовин.

■ Графіт



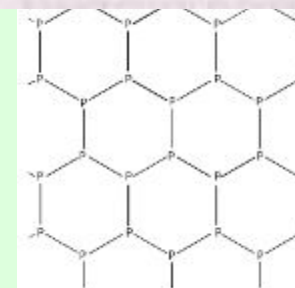
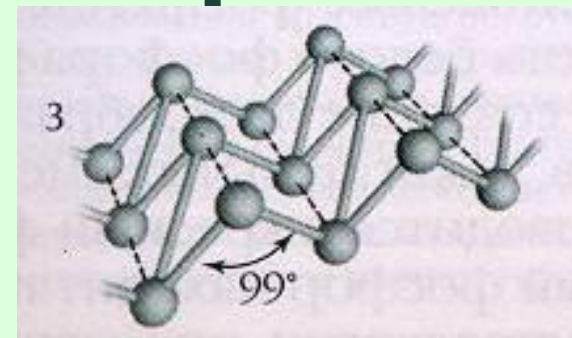
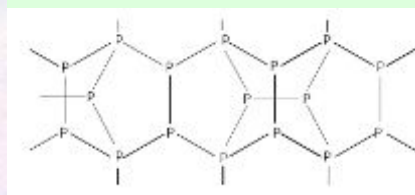
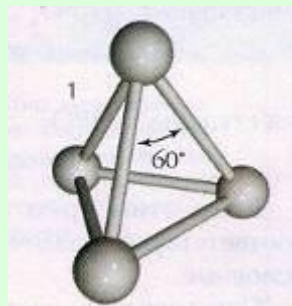
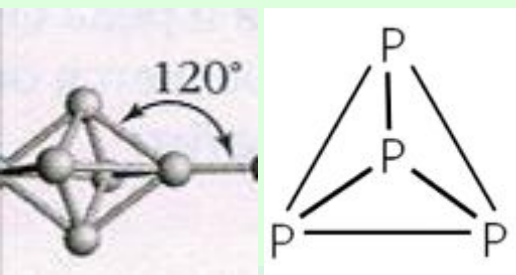
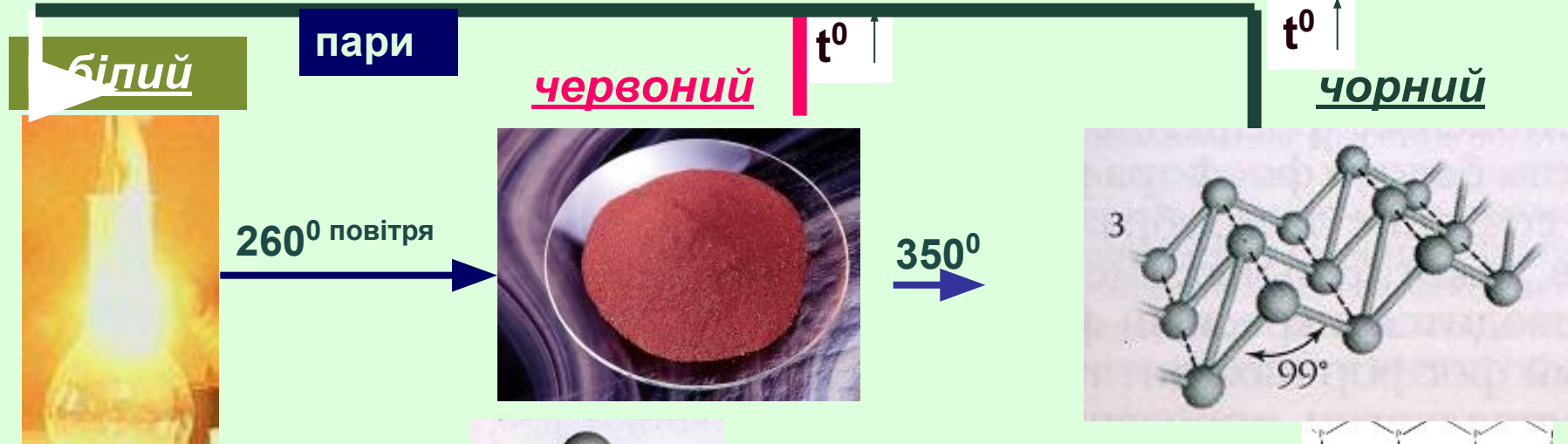
- Непрозорий, сірого кольору з металевим блиском.
- Досить добре проводить електричний струм, завдяки наявності рухомих електронів.
- Слизький на дотик.
- Один з найбільш м'яких серед твердих речовин.



- Хоча в звичайних умовах алмаз нестабільний, але практично він може зберігатися невизначено довгий час.
- При сильному прожарюванні алмазу відбувається його поступова графітизація.

- Всі атоми вуглецю знаходяться тут у стані sp^2 -гібридизації
- Кожен з них утворює три ковалентні зв'язки з сусідніми атомами, причому кути між напрямками зв'язку рівні 120° .
- Графіт електропровідний і добре розколюється по площині.
- У звичайних умовах графіт і є найбільш стійкою модифікацією.
- Перехід графіту в алмаз можливий при тиск близько 125000 атм і температурі близько 3000°C .
- Проте дослідження цього процесу спочатку з теоретичних позицій, а потім експериментальним шляхом показало, що в присутності каталізаторів (залізо, платина) графіт перетворюється на алмаз вже при тиску 60000-80000 атм і температурі $1400-1600^\circ\text{C}$.

Алотропні видозміни фосфора

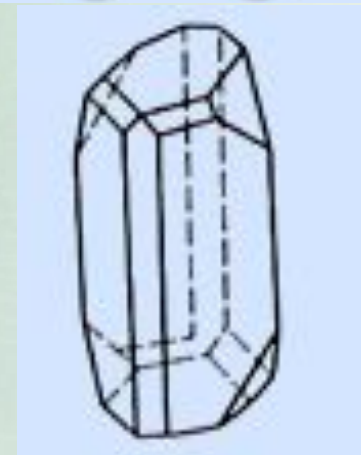
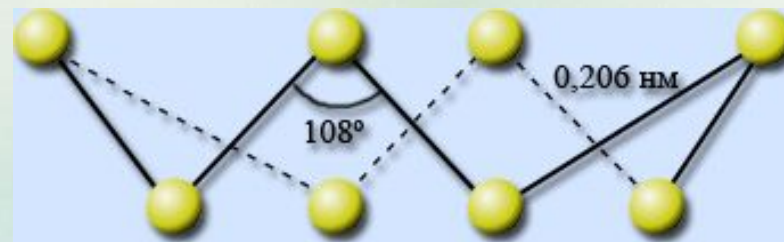
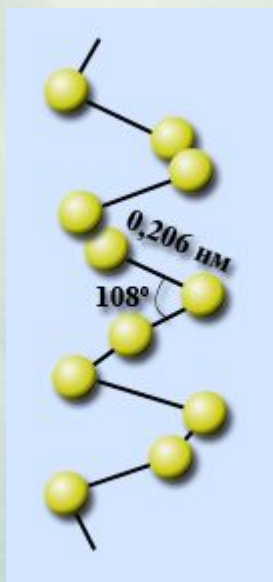
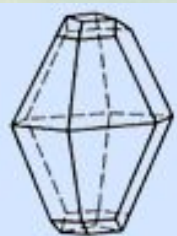


P₄, запах часнику, H₂O, органічні розчиники, летуч, T_{пл}= 44°С, молекулярна кристалічна ґратка, активний, на повітрі окиснюється, в темноті світиться, ЯДОВИТИЙ!!!

колір червоно-бурий, H₂O і органічних розчиниках, атомна кр. ґратка, стійкий не ядовитий.

без запаху, схожий на графіт, масний на дотик, T_{пл}= 1000°С, H₂O і органічних розчиниках, напівпровідник, атомная кр. ґратка, стабільний.

Хімічний елемент Сульфур
утворює дві алотропні модифікації
– ромбічну і моноклінну сірку.
Обидві складаються з молекул S₈.



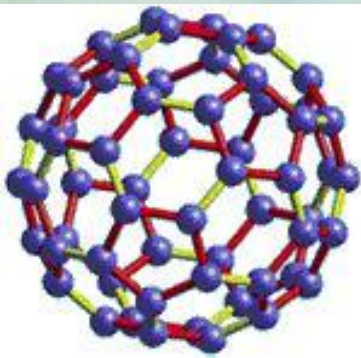
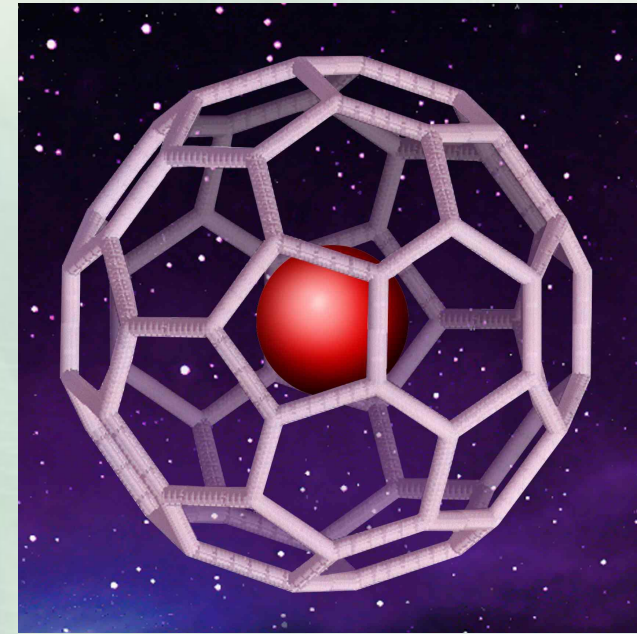
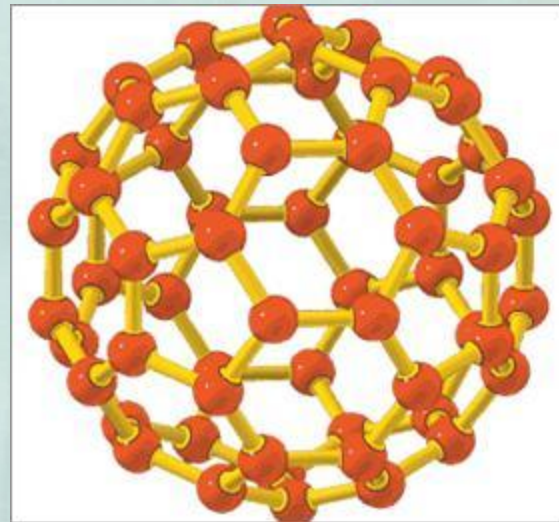
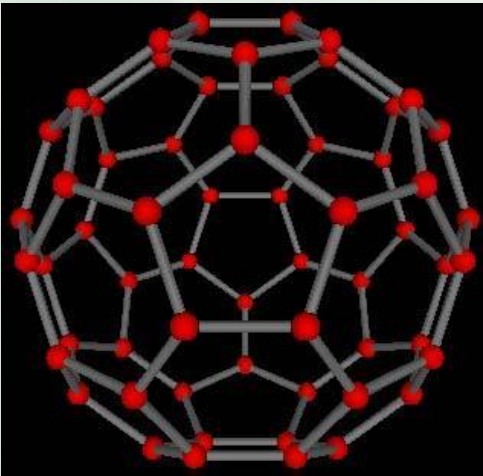
Селен / Selenium (Se)

Чорні, сірі і червоні алотропні
модифікації



Фулерени

- Фулерени - молекулярні з'єднання, що належать класу алотропних форм вуглецю (інші - алмаз, карбін і графіт) і представляють собою опуклі замкнені багатогранники, складені з парного числа трикоординуваних атомів вуглецю.



- Відкриття фулеренів - нової форми існування одного з найпоширеніших елементів на Землі - вуглецю, визнано одним з дивних і найважливіших відкриттів у науці ХХ століття.
- Незважаючи на давно відому унікальну здатність атомів вуглецю зв'язуватися у складні, часто розгалужені і об'ємні молекулярні структури, яка складає основу всієї органічної хімії, фактична можливість утворення тільки з одного вуглецю стабільних каркасних молекул все одно виявилось несподіваною.

Висновок:

- Неметали здатні до протилежних дій: як правило, вони можуть набувати електрони, але можуть їх і віддавати (проте, до них не відносяться фтор і кисень вони беруть електрони і ніколи не віддають їх).
- Метали значно менш «дипломатичні», постійніші в своїх прагненнях. Девіз, якого вони неухильно додержуються: віддавати і тільки віддавати свої електрони і ставати при цьому позитивно зарядженими іонами.
- Різкої межі між металами й неметалами немає.
- Деякі неметали виявляють металічні властивості, а метали — неметалічні.