

Неметаллы.

Куцапкина Людмила Васильевна
учитель химии ГБОУ гимназии № 343
Невского района Санкт-Петербурга

Цели и задачи урока

- рассмотреть положение неметаллов в ПСХЭ Д.И.Менделеева и на основе строения атомов сделать вывод о физических и химических свойствах неметаллов;
- актуализировать знания о явлении аллотропии (сравнить с металлами);
- обобщить и актуализировать знания по данной теме

Общая характеристика неметаллов

Химических элементов-неметаллов всего 16. Совсем немного, если учесть, что известно 114 элементов. Два элемента-неметалла составляют 76% от массы земной коры. Это кислород (49%) и кремний (27%). В атмосфере содержится 0,03% от массы кислорода в земной коре. Неметаллы составляют 98,5% от массы растений, 97,6% от массы тела человека.

Биогенные элементы-неметаллы

- Шесть неметаллов — C, H, O, N, P и S — биогенные элементы, которые образуют важнейшие органические вещества живой клетки: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты.
- В состав воздуха, которым мы дышим, входят простые и сложные вещества, также образованные элементами-неметаллами (кислород O_2 , азот, углекислый газ CO_2 , водяные пары H_2O и др.).

Положение неметаллов в ПС Д.И. Менделеева.

- Неметаллы расположены в правом верхнем углу ПС (вдоль и над диагональю В-Ат).
- Всего 22 элемента- неметалла в Периодической системе
- Элементы-неметаллы располагаются только в главных подгруппах ПС.

	$1s^1$	$2s^2 2p^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$
1	H					
2		B	<u>C</u> [*]	N	O [*]	F
3			<u>Si</u> [*]	P [*]	S [*]	Cl
4				As [*]	<u>Se</u> [*]	Br
5					<u>Te</u> [*]	I
6						At

В периоде:

- заряд ядра *увеличивается*
- радиус атома *уменьшается*
- число электронов на внешнем слое *увеличивается*
- электроотрицательность *увеличивается*
- окислительные свойства *усиливаются*
- неметаллические свойства *усиливаются*

В главной подгруппе:

- заряд ядра *увеличивается*
- радиус атома *увеличивается*
- число электронов на внешнем слое *не изменяется*
- электроотрицательность *уменьшается*
- окислительные свойства *ослабевают*
- неметаллические свойства *ослабевают*

Особенности атомного строения элементов-неметаллов.

Для атомов-неметаллов характерно:

1. Небольшой атомный радиус (в сравнении с радиусами атомов-металлов одного с ними периода).
2. Большее число электронов на внешнем уровне (4-8), исключения Н, He, В.
3. Происходит заполнение электронами только внешнего энергетического уровня.
4. Для элементов-неметаллов характерны высокие значения электроотрицательности.

Характеристика простых веществ- неметаллов.

Для неметаллов - простых веществ более характерно различие свойствах (физических и химических), чем их общность.

Разнообразие свойств неметаллов объясняется, тем, что неметаллы могут иметь два типа кристаллической решетки:

молекулярную (все газы, белый фосфор, сера, йод) и **атомную** (бор, кристаллический кремний, алмаз, графит). Для сравнения – **металлы имеют металлическую кристаллическую решетку.**

Физические свойства простых веществ – неметаллов.

- Для неметаллов (простых веществ) характерны все 3 агрегатных состояния при обычных условиях (сравнить – все металлы, кроме ртути, в обычных условиях твердые вещества)
- Твердые вещества: различные модификации серы, йод кристаллический, графит, фосфор, уголь активированный, кристаллический или аморфный кремний, бор (единственное жидкое при обычных условиях простое вещество – это бром).
- Газообразные вещества – неметаллы – это O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 , F_2 .

- Для неметаллов характерна **разнообразная цветовая гамма**: белый, черный, красный фосфор, красно-бурый бром, желтая сера, фиолетовый йод, черный графит, алмазы разного цвета, бесцветный – кислород, азот, водород (тогда как абсолютное большинство металлов имеют серебристо-белый цвет).
- **Температуры плавления**: от 3800°C (графит) до -210°C (азот). Для сравнения – металлы: от 3380°C (вольфрам) до $-38,9^{\circ}\text{C}$ (ртуть).
- **Некоторые неметаллы электропроводны** (графит, кремний), имеют металлический блеск (йод, графит, кремний). По этим признакам напоминают металлы, но все они – **хрупкие вещества**.

Аллотропия.

- Среди неметаллов распространено явление аллотропии. Один элемент может образовывать несколько простых веществ.

Причины аллотропии:

- Разные типы кристаллических решеток (белый фосфор P_4 – молекулярная, красный фосфор P – атомная).
- Разная структура кристаллической решетки (алмаз – тетраэдрическая, графит – слоистая).
- Разный состав молекул аллотропных модификаций (O_2 и O_3).

Кислород O_2 и озон O_3

Кислород- газ, без цвета, вкуса и запаха, плохо растворим в воде, в жидком состоянии светло-голубой, в твердом – синий.

Озон- светло-синий газ, темно-голубая жидкость, в твердом состоянии темно-фиолетовый, имеет сильный запах, в 10 раз лучше, чем кислород, растворим в воде.

Сера

Физические свойства:

Сера- твердое кристаллическое вещество желтого цвета.

В воде нерастворима, водой не смачивается (на поверхности воды плавает - «флотация»),
 $t^{\circ}_{\text{кип}} = 445^{\circ}\text{C}$

3 НЕМЕТАЛЛЫ
СЕРА. АЛЛОТРОПИЯ

СЕРА В ПРИРОДЕ

- Самородная сера
- Пирит FeS_2
- Халькопирит CuFeS_2
- Киноварь HgS

АЛЛОТРОПНЫЕ ВИДОИЗМЕНЕНИЯ СЕРЫ

Моноклинная сера

Ромбическая сера

Пластическая сера

Пары серы (S_2)

95,6 °C

119 °C

445 °C

108°

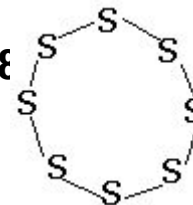
108°

ХИМИЯ

The infographic illustrates the various forms of sulfur. On the left, under 'Сера в природе' (Sulfur in nature), it shows natural sulfur and three important sulfide minerals: pyrite (FeS2), chalcopyrite (CuFeS2), and cinnabar (HgS). The central part shows a test tube being heated by a Bunsen burner, with a red arrow indicating the temperature rise from 95.6 °C to 445 °C. This process demonstrates the transition from rhombic sulfur to monoclinic sulfur and finally to plastic sulfur. On the right, under 'Аллотропные видоизменения серы' (Allotropic modifications of sulfur), it shows monoclinic sulfur, rhombic sulfur, and plastic sulfur. It also depicts sulfur vapor (S2) and the molecular structures of rhombic and monoclinic sulfur, with bond angles of 108° and 103° respectively. The word 'ХИМИЯ' (Chemistry) is at the bottom right.

Ромбическая (a - сера) - S_8

$t_{\text{пл.}}^{\circ} = 113^{\circ}\text{C}$; $\rho = 2,07 \text{ г/см}^3$. Наиболее устойчивая модификация.



Моноклинная (b - сера) -

S_8

темно-желтые иглы,

$\rho = 1,96 \text{ г/см}^3$.

$t_{\text{пл.}}^{\circ} = 119$

Устойчивая

при температуре более 96°C ; при обычных условиях превращается в

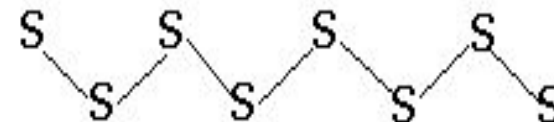
ромбическую.

Пластическая

S_n

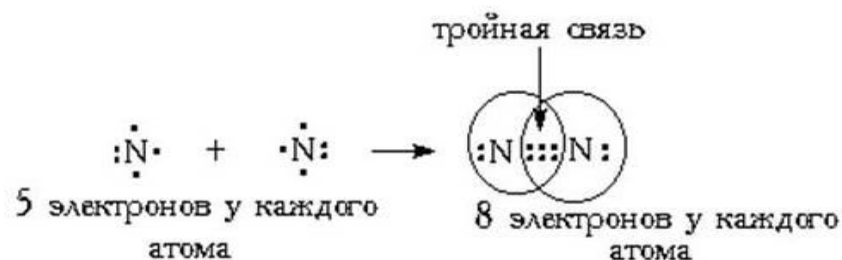
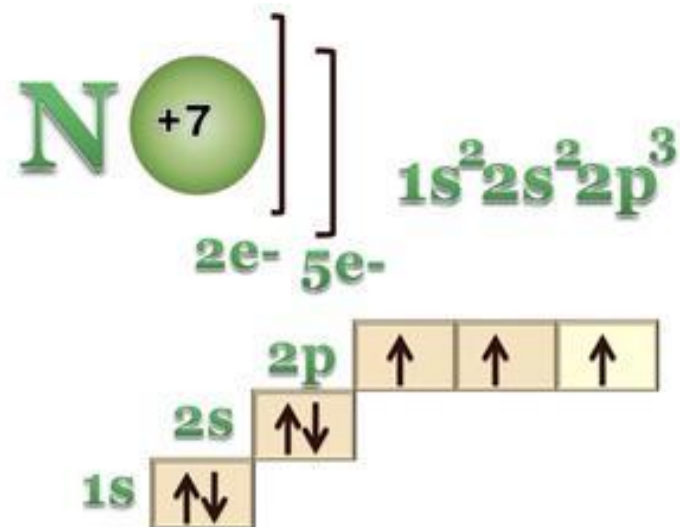
коричневая резиноподобная

(аморфная) масса. Неустойчива, при затвердевании превращается в ромбическую.



Азот

Строение атома азота



Строение молекулы азота

N₂

Жидкий азот в медицине

Синтез аммиака

Производство удобрений

Синтез азотной кислоты

Создание инертной среды



Биологическая роль азота

- чистый (элементарный) азот сам по себе не обладает какой-либо биологической ролью. **биологическая роль азота** обусловлена его соединениями.
- Так в составе аминокислот он образует пептиды и белки (наиболее важные компоненты всех живых организмов); в составе нуклеотидов образует ДНК и РНК, посредством которых передается вся информация внутри клетки и по наследству;
- в составе гемоглобина участвует в транспорте кислорода от легких по органам и тканям.

Фосфор

Элементарный фосфор в обычных условиях представляет собой несколько устойчивых аллотропических модификаций; вопрос аллотропии фосфора сложен и до конца не решён. Обычно выделяют четыре модификации простого вещества — **белый, красный, чёрный и металлический** фосфор. Иногда их ещё называют главными аллотропными модификациями, подразумевая при этом, что все остальные являются разновидностью указанных четырёх. В обычных условиях существует только три аллотропических модификации фосфора, а в условиях сверхвысоких давлений — также металлическая форма. Все модификации различаются по цвету, плотности и другим физическим характеристикам; заметна тенденция к резкому убыванию химической активности при переходе от белого к металлическому фосфору и нарастанию металлических свойств.

Биологическая роль соединений фосфора

Фосфор присутствует в живых клетках в виде орто- и пирофосфорной кислот, входит в состав нуклеотидов, нуклеиновых кислот, фосфопротеидов, фосфолипидов, коферментов, ферментов. Кости человека состоят из гидроксиапатита $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$. В состав зубной эмали входит фторапатит. Основную роль в превращениях соединений фосфора в организме человека и животных играет печень. Обмен фосфорных соединений регулируется гормонами и витамином D. Суточная потребность человека в фосфоре 800—1500 мг. При недостатке фосфора в организме развиваются различные заболевания костей.

Белый, красный, чёрный и металлический фосфор



Белый фосфор

Белый фосфор представляет собой белое вещество (из-за примесей может иметь желтоватый оттенок). По внешнему виду он очень похож на очищенный воск или парафин, легко режется ножом и деформируется от небольших усилий.

Белый фосфор имеет молекулярное строение; формула P_4 .

Химически белый фосфор чрезвычайно активен, медленно окисляется кислородом воздуха уже при комнатной температуре и светится (бледно-зелёное свечение) ; ядовит.

Открыт гамбургским алхимиком Хеннигом Брандом в 1669 году

Красный фосфор

Красный фосфор имеет формулу P_n и представляет собой полимер со сложной структурой.

Имеет оттенки от пурпурно-красного до фиолетового, а в литом состоянии - тёмно-фиолетовый с медным оттенком, имеет металлический блеск.

Химическая активность красного фосфора значительно ниже, чем у белого; ему присуща исключительно малая растворимость.

Ядовитость его в тысячи раз меньше, чем у белого.

Получен в 1847 году в Швеции австрийским химиком А. Шрёттером

Чёрный фосфор

Чёрный фосфор представляет собой чёрное вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь и весьма похожее на графит, и с полностью отсутствующей растворимостью в воде или органических растворителях.

Проводит электрический ток и имеет свойства полупроводника.

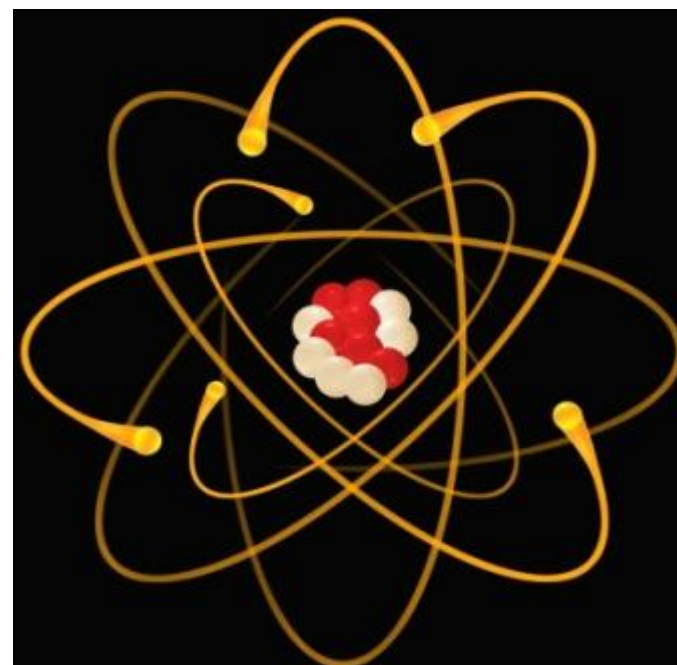
Впервые чёрный фосфор был получен в 1914 году американским физиком П. У. Бриджменом

Металлический фосфор

- При $8,3 \cdot 10^{10}$ Па чёрный фосфор переходит в новую, ещё более плотную и инертную металлическую фазу с плотностью $3,56 \text{ г/см}^3$, а при дальнейшем повышении давления до $1,25 \cdot 10^{11}$ Па — ещё более уплотняется и приобретает кубическую кристаллическую решётку, при этом его плотность возрастает до $3,83 \text{ г/см}^3$. Металлический фосфор очень хорошо проводит электрический ток.

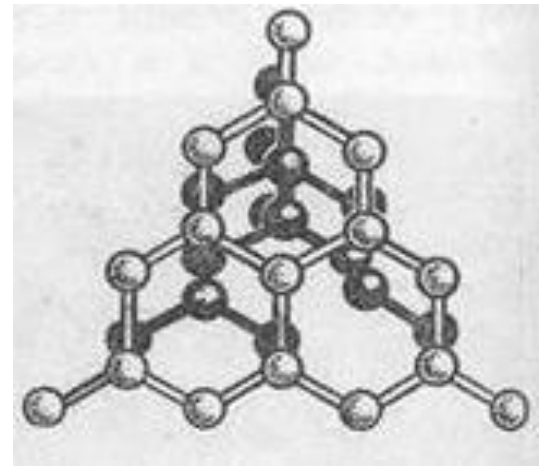
Свободный углерод

- В свободном виде углерод встречается в нескольких аллотропных модификациях – алмаз, графит, карбин, крайне редко фуллерены. В лабораториях также были синтезированы многие другие модификации: новые фуллерены, нанотрубки, наночастицы и др.



Алмаз

- Бесцветное, прозрачное, сильно преломляющее свет вещество. Алмаз тверже всех найденных в природе веществ, но при этом довольно хрупок. Он настолько тверд, что оставляет царапины на большинстве материалов.
- Плотность алмаза – $3,5 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{плав}}=3730^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}}=4830^\circ\text{C}$. Алмаз можно получить из графита при $p > 50 \text{ тыс. атм.}$ и $t_0 = 1200^\circ\text{C}$. В алмазе каждый 4-х валентный атом углерода связан с другим атомом углерода ковалентной связью и количество таких связанных в каркас атомов чрезвычайно велико.



Куллинан
(алмаз)-
621,35 грамма,
размеры:
100х65х50 мм



Бриллианты: Куллинан-1, Куллинан-2, Куллинан-3 и 4



Графит

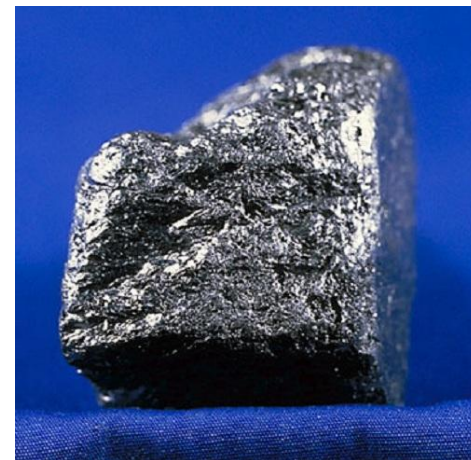
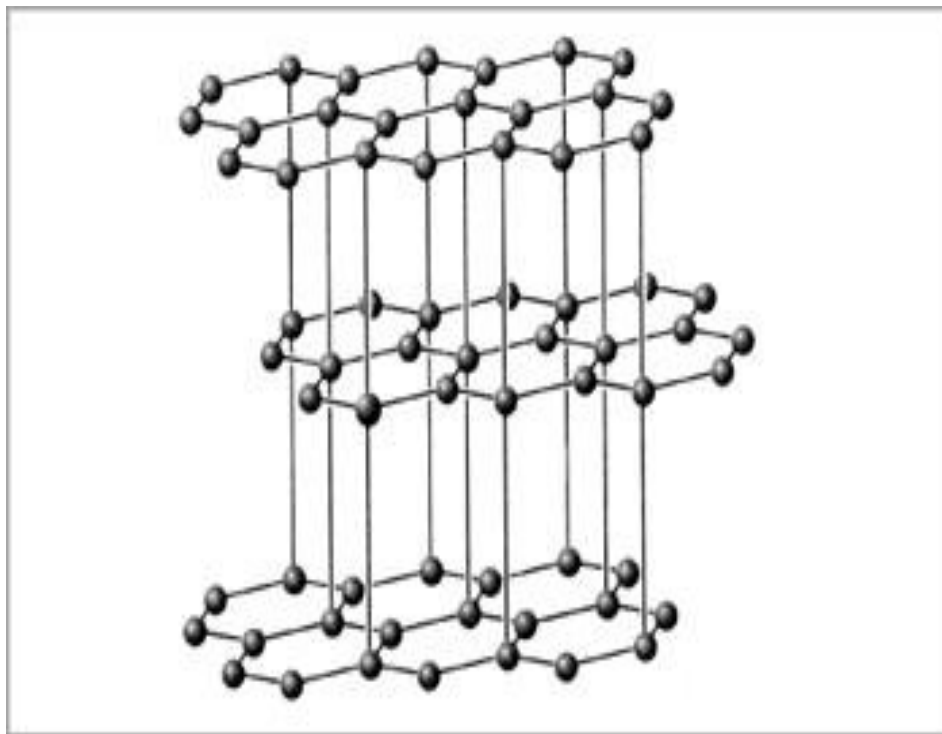
Графит – устойчивая при нормальных условиях аллотропная модификация углерода, имеет серо-черный цвет и металлический блеск, кажется жирным на ощупь, очень мягок и оставляет черные следы на бумаге.

Атомы углерода в графите расположены отдельными слоями, образованными из плоских шестиугольников. Каждый атом углерода на плоскости окружен тремя соседними, расположенными вокруг него в виде правильного треугольника.

Графит характеризуется меньшей плотностью и твердостью, а также графит может расщепляться на тонкие чешуйки. Чешуйки легко прилипают к бумаге – вот почему из графита делают грифели карандашей.

В пределах шестиугольников возникает склонность к металлизации, что объясняет хорошую тепло- и электропроводность графита, а также его металлический блеск.

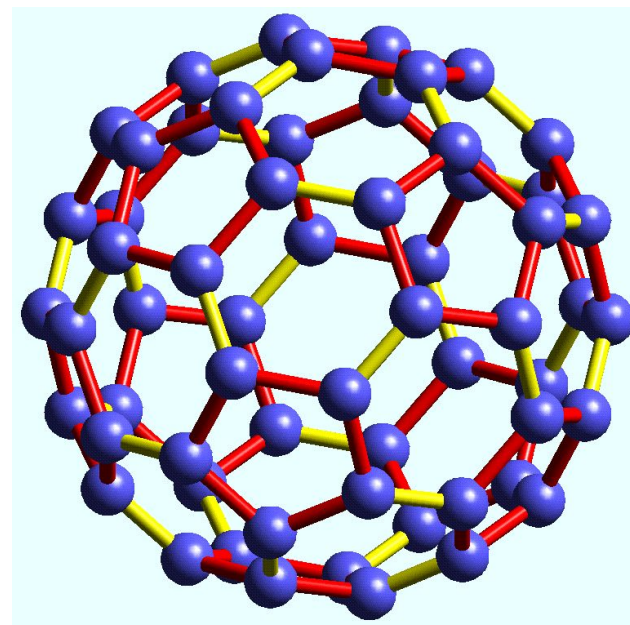
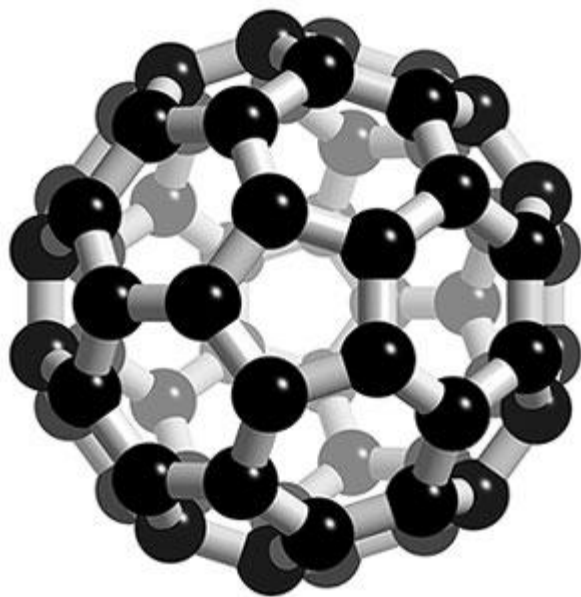
Графит



Фуллерены

- Фуллерены – класс химических соединений, молекулы которых состоят только из углерода, число атомов которого четно, от 32 и более 500, они представляют по структуре выпуклые многогранники, построенные из правильных пяти- и шестиугольников.
- Третья форма чистого углерода является молекулярной. Это означает, что минимальным элементом ее структуры является не атом, а молекула углерода, представляющая собой замкнутую поверхность, которая имеет форму сферы.
- В фуллерене плоская сетка шестиугольников (графитовая сетка) свернута и сшита в замкнутую сферу. При этом часть шестиугольников преобразуется в пятиугольники. Образуется структура – усеченный икосаэдр. Каждая вершина этой фигуры имеет трех ближайших соседей. Каждый шестиугольник граничит с тремя шестиугольниками и тремя пятиугольниками, а каждый пятиугольник граничит только с шестиугольниками.

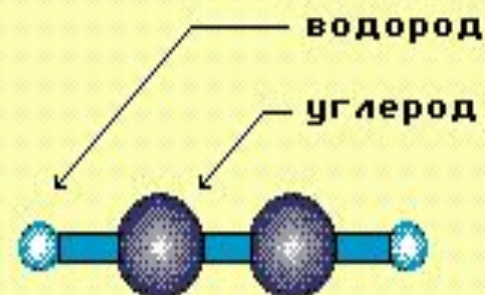
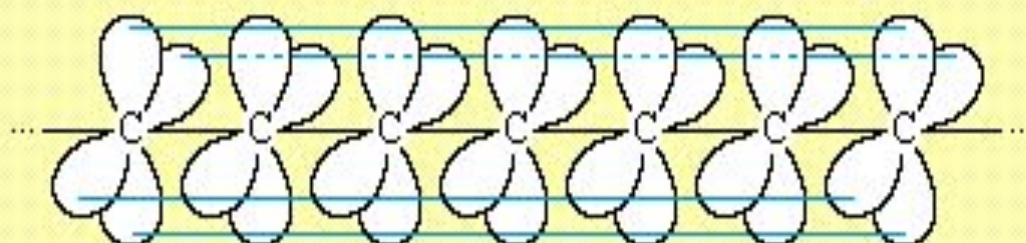
Фуллерены могут найти **применение** в качестве присадок для ракетных топлив, смазочного материала, для создания фотоприемников и оптоэлектронных устройств, катализаторов роста, алмазных и алмазоподобных пленок, сверхпроводящих материалов, а также в качестве красителей для копировальных машин. Фуллерены применяются для синтеза металлов и сплавов с новыми свойствами.



Карбин

Карбин конденсируется в виде белого углеродного осадка на поверхности при облучении пирографита лазерным пучком света. Кристаллическая форма карбина состоит из параллельно ориентированных цепочек углеродных атомов с sp -гибридизацией валентных электронов в виде прямолинейных макромолекул полиинового ($-C \equiv C-C \equiv C-...$) или кумуленового ($=C=C=C=...$) типов.

Строение карбина



Ацетилен

Кристаллы карбина состоят из линейных цепочек атомов углерода в sp -гибридизованном состоянии.

Карбин можно рассматривать как полимер ацетилена:



Водородные соединения неметаллов

Группа \ Период	III	IV	V	VI	VII
2	$B_2H_6^+$ диборан	CH_4^+ метан	NH_3 аммиак	H_2O вода	HF фтороводород
3		SiH_4^+ силан	PH_3 фосфин	H_2S сероводород	HCl хлороводород
4			AsH_3 арсин	H_2Se селеноводород	HBr бромоводород
5				H_2Te теллуридоводород	HI иодоводород

Домашнее задание:

- 1. Знать общую характеристику неметаллов и явление аллотропии (уметь приводить примеры аллотропии 3-4 неметаллов и знать свойства различных аллотропных модификаций).
- 2. Уметь давать сравнительную характеристику серы и кислорода, азота и фосфора, углерода и кремния (ОВР). Сделать вывод об изменении свойств в подгруппах и периодах (уметь объяснять причину этого изменения) .