

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 — С, Н, О, 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		<u>B</u>	<u>C</u> [*]	N	O ^o	F
3			<u>Si</u> ^o	P ^o	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. Больше 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
- Кинноварь HgS

АЛЛОТРОПНЫЕ ВИДОИЗМЕНЕНИЯ СЕРЫ

- Моноклинная сера
- Ромбическая сера
- Пластическая сера
- Пары серы (S_2)

95,6 °C

119 °C

445 °C

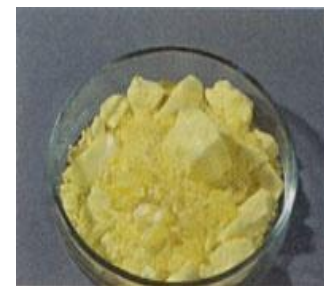
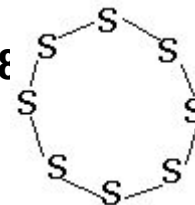
108°

108°

ХИМИЯ

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,

$\rho = 1,96 \text{ г/см}^3$.

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

Пластическая

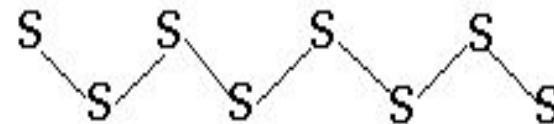
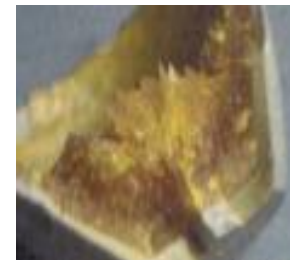
S_n

коричневая резиноподобная

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

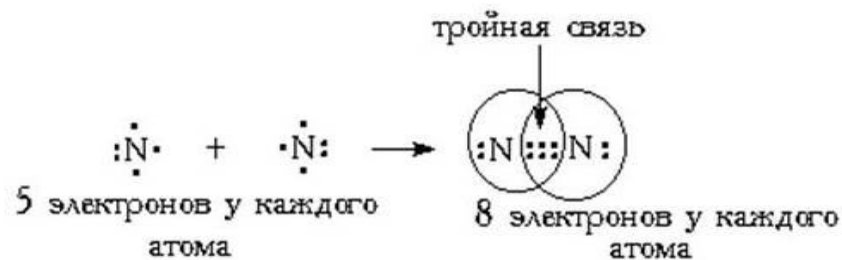
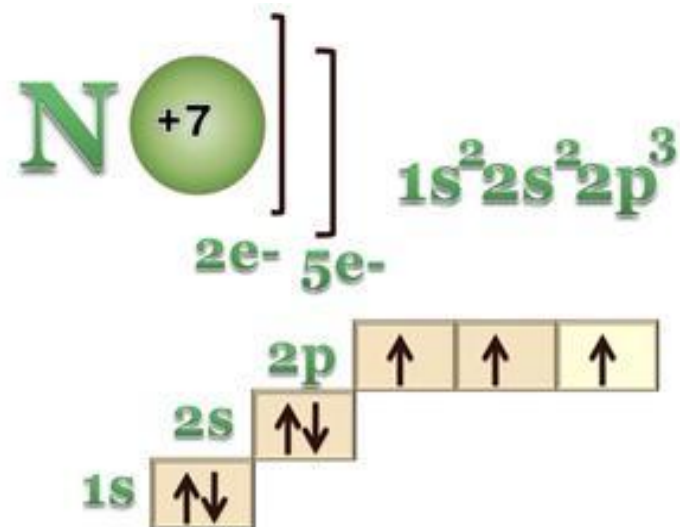
$t_{\text{пл.}}^{\circ} = 119$

Устойчивая



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 гидроксилпатита $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$. 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.

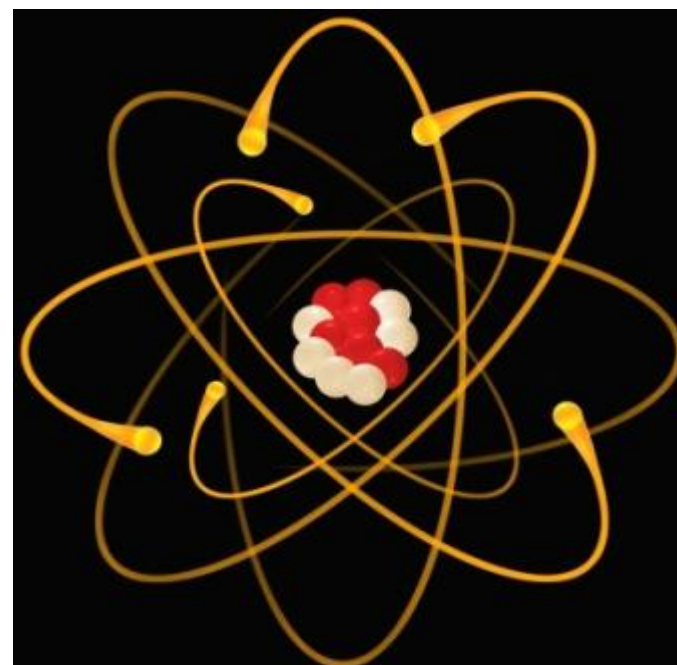
Впервые чёрный фосфор был получен в 1914 году американским физиком П. У. Бриджменом

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.

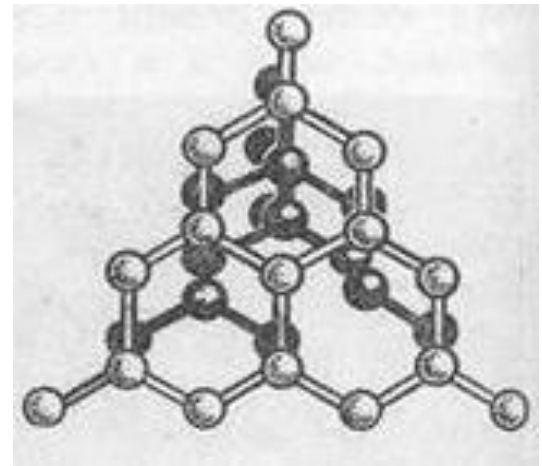
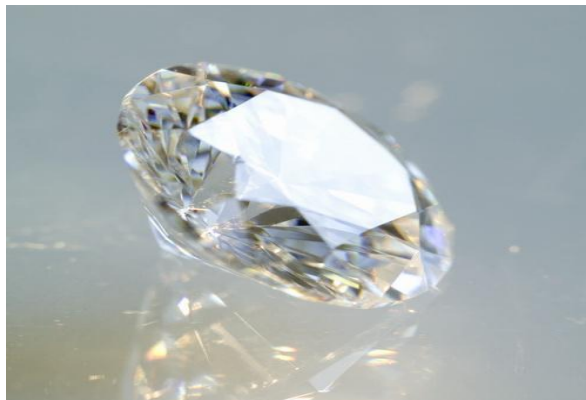
Свободный углерод

- 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 – $3,5 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{плав}}=3730\text{С}$, $t_{\text{кип}}=4830\text{С}$. Алмаз можно получить из графита при $p > 50$ тыс. атм. и $t_0 = 1200\text{С}$ 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:
100x65x50 мм



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



Графит

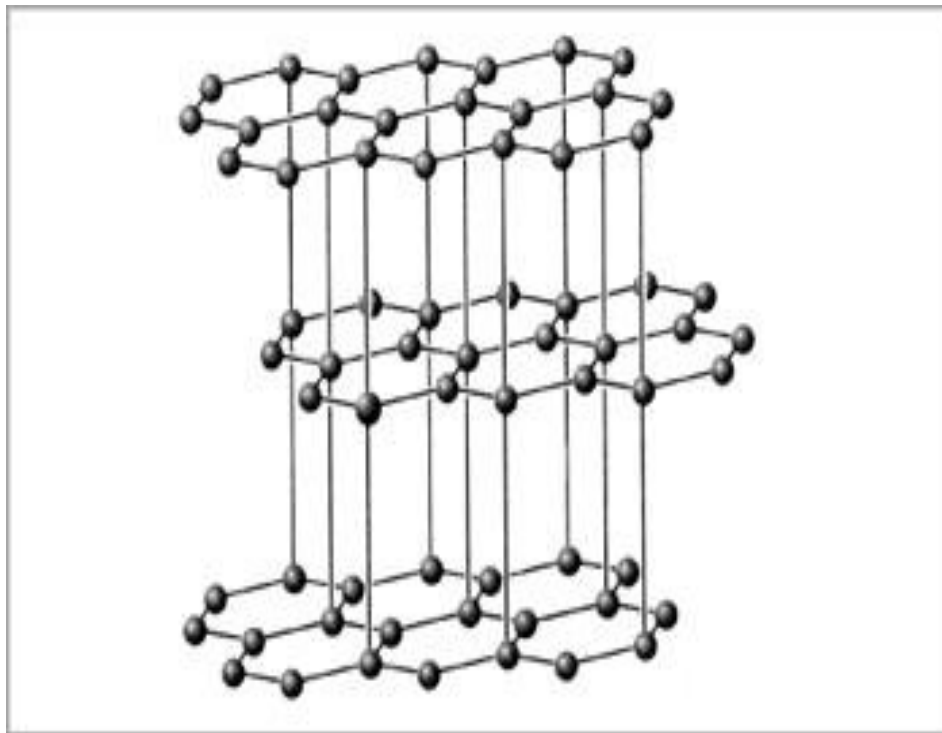
Графит – устойчивая при нормальных условиях аллотропная модификация углерода, имеет серо-черный цвет и металлический блеск, кажется жирным на ощупь, очень мягок и оставляет черные следы на бумаге.

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.

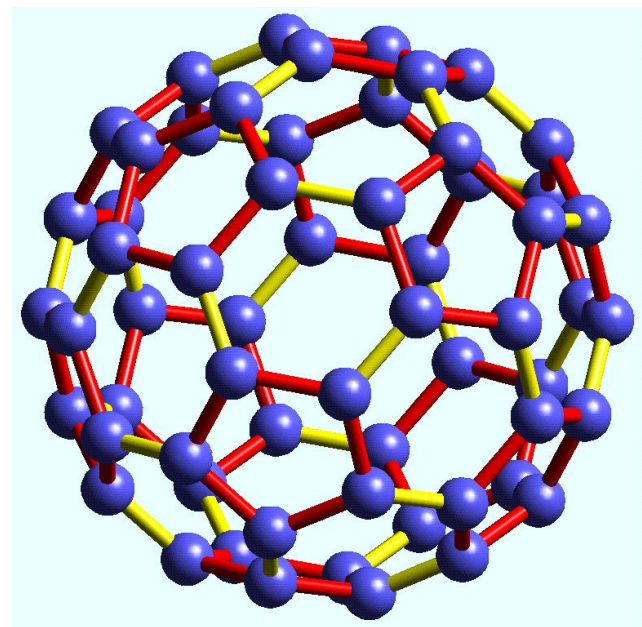
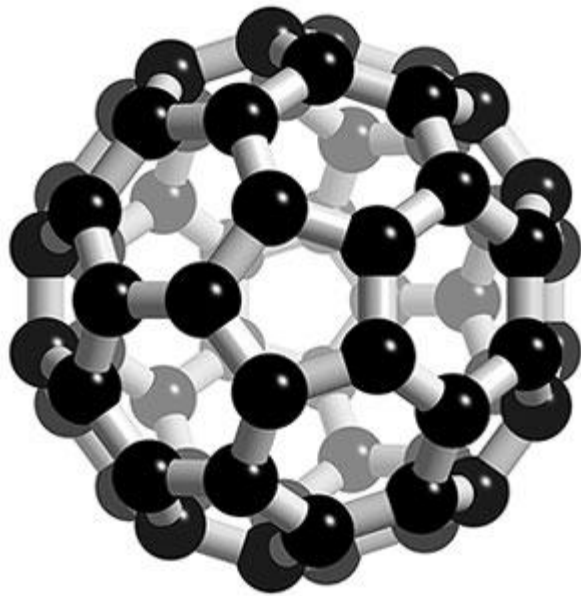
Графит



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.

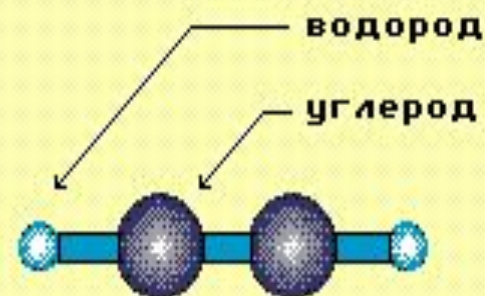
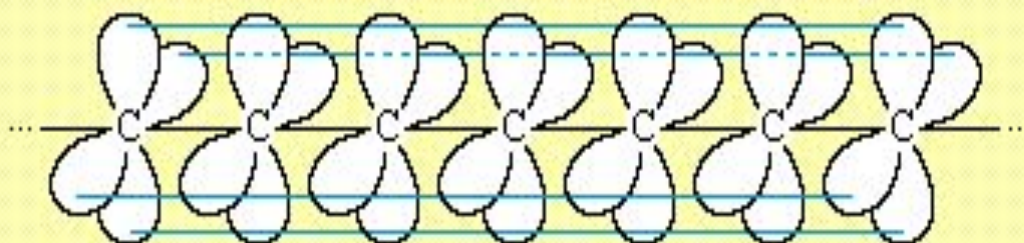
Фуллерены могут найти **применение** в качестве присадок для ракетных топлив, смазочного материала, для создания фотоприемников и оптоэлектронных устройств, катализаторов роста, алмазных и алмазоподобных пленок, сверхпроводящих материалов, а также в качестве красителей для копировальных машин. Фуллерены 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 ($-C=C-C=C-\dots$) 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) .