

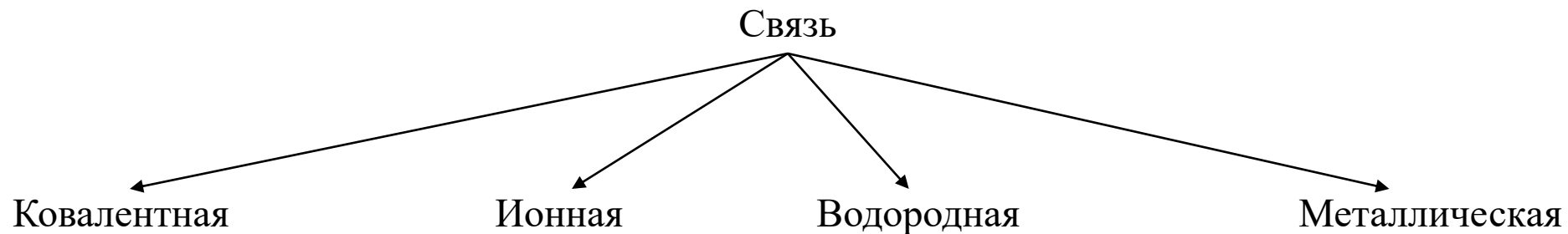


Первый Санкт-Петербургский государственный
медицинский университет им. акад. И. П. Павлова
Кафедра общей и биорганической химии

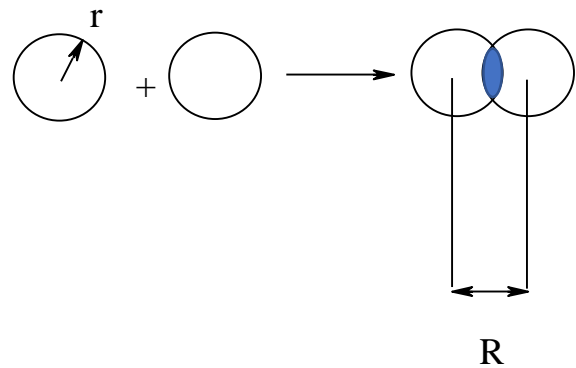
Химическая связь

Химическая связь

Химическая связь – связь, возникающая между атомами.



Ковалентная связь – это связь между атомами за счёт образования общей электронной пары.



r — радиус атома водорода

0,053 нм;

R — длина связи.

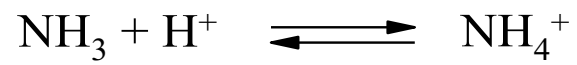
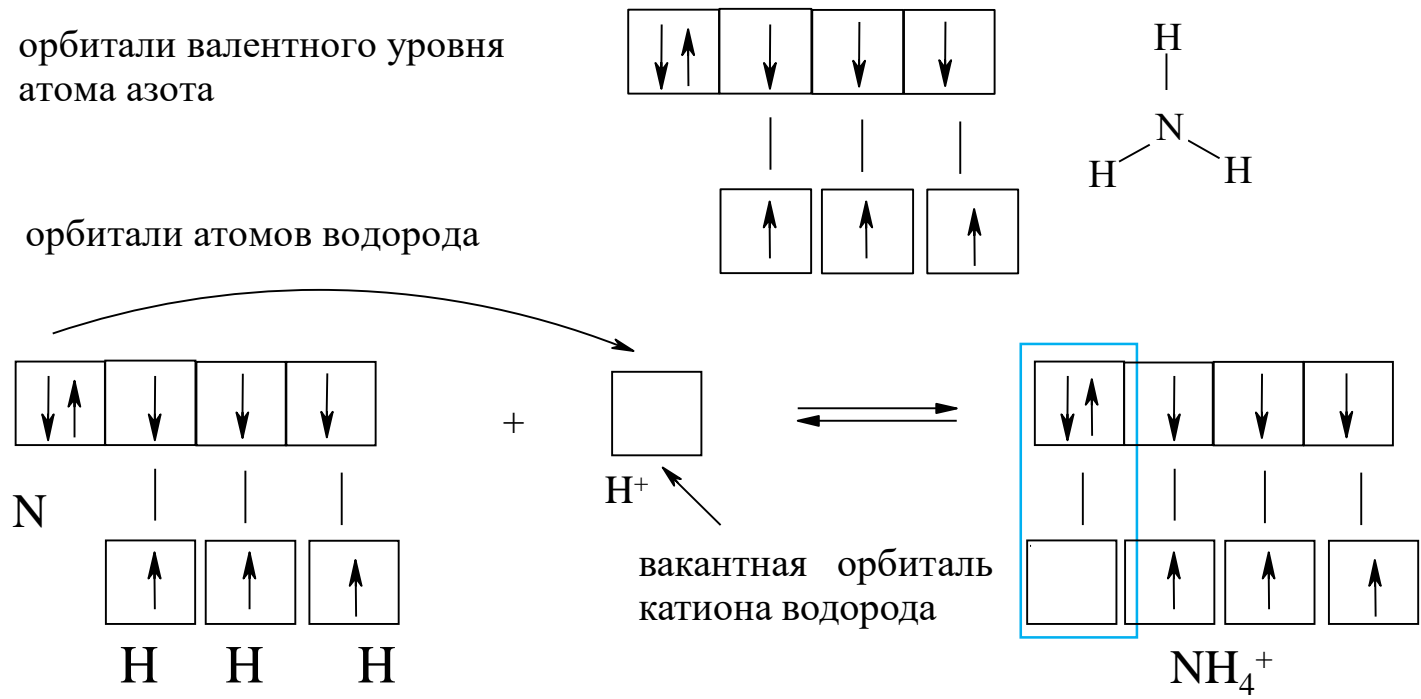
Расстояние между ядрами в молекуле водорода 0,074 нм

Механизмы образования ковалентной связи.

Обменный механизм образования связи осуществляется при перекрывании электронных орбиталей с неспаренными электронами: $\text{H}\cdot + \cdot\text{Br} \rightarrow \text{H}(\cdot)\text{Br}$.

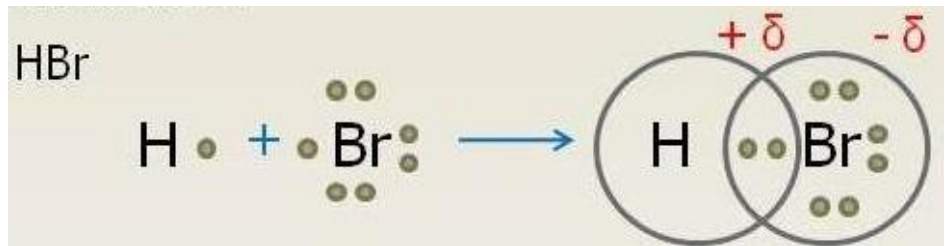
Донорно-акцепторный механизм образования связи осуществляется при перекрывании орбиталей, одна из которых имеет неподелённую электронную пару, а вторая — свободна, не имеет электронов.

Атом, предоставляющий орбиталь с неподелённой электронной парой, называется **донором**, предоставляющий вакантную орбиталь — **акцептором**.

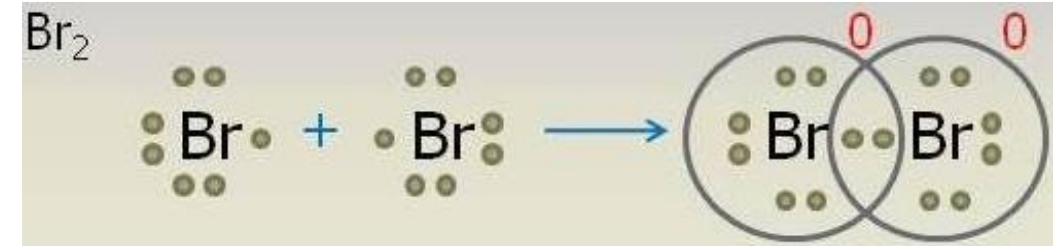


Полярность связи — распределение электронной плотности общей электронной пары относительно ядер атомов, в зависимости от их электроотрицательности.

Ковалентная полярная связь



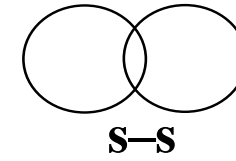
Ковалентная неполярная связь



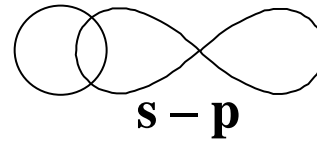
Если между атомами образуется только одна общая электронная пара, то ковалентная связь называется одинарной. Ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных орбиталей находится на линии, соединяющей ядра атомов, называются σ -связями (сигма-связями).

Примеры образования σ -связей:

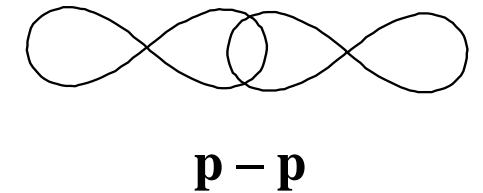
Молекула H_2 , в результате перекрывания $1s$ -орбиталей атомов водорода ${}^1H\ 1s^1$:



Молекула HCl , в результате перекрывания $1s$ -орбитали атома водорода ${}^1H\ 1s^1$ и $2p$ -орбитали атома хлора ${}^{17}Cl\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Молекула Cl_2 , в результате перекрывания двух $2p$ -орбиталей атомов хлора ${}^{17}Cl\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

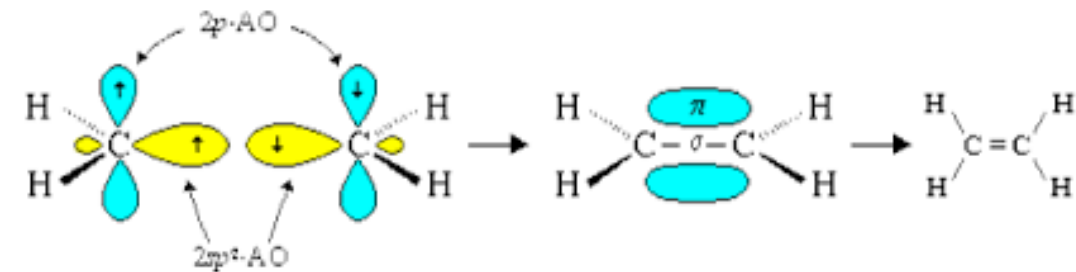


Примеры образования π -связей:

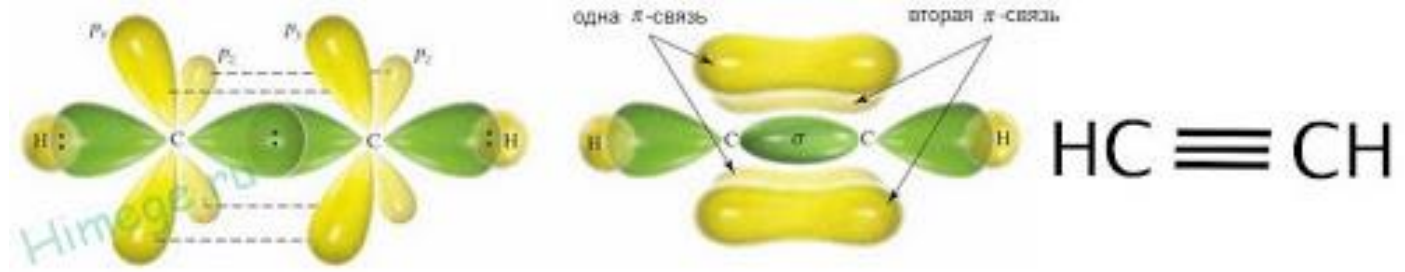
Между атомами могут возникать две или три общие электронные пары. Такие связи называют кратными ($A=B$ – двукратные связи – двойные; $A\equiv B$ – трёхкратные связи – тройные). При образовании кратных связей происходит дополнительное перекрывание атомных p -орбиталей по осям y и z . Это приводит к возникновению π -связей (пи-связей).

При возникновении π -связей перекрывание атомных орбиталей происходит над и под линией, соединяющей ядра атомов.

При перекрывании двух p -орбиталей во взаимно перпендикулярных плоскостях образуется тройная связь.



Двойная связь — 1 σ - и 1 π -связь



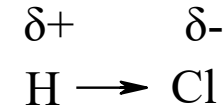
Тройная связь — 1 σ - и 2 π -связи

Характеристики ковалентных связей.

Энергия связи (E) — энергия, которая выделяется при образовании связи или требуется для ее разрыва, выражается в Дж/моль.

Длина связи (l) — расстояние между ядрами химически связанных атомов. Длина связи зависит от радиусов атомов, кратности связи и строения молекулы в целом.

Смещение электронной плотности показывают стрелкой; атомы приобретают частичные положительный и отрицательный заряды, которые обозначаются знаком δ (греч. «дельта»).

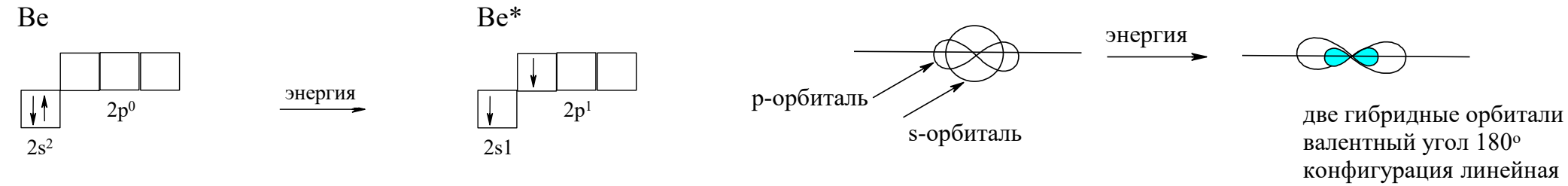


Гибридизация атомных орбиталей

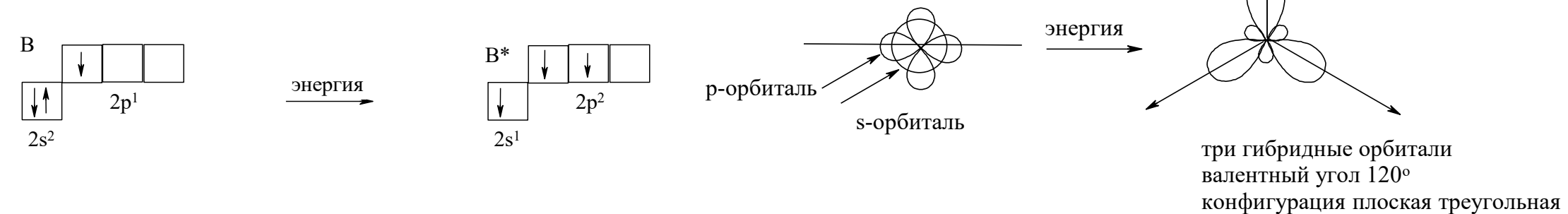
Гибридизация — выравнивание орбиталей по энергии. Число образующихся гибридных орбиталей равно числу орбиталей, которые участвуют в гибридизации. От типа гибридизации зависит валентный угол между осями и направленность связи в пространстве.

Типы гибридизации:

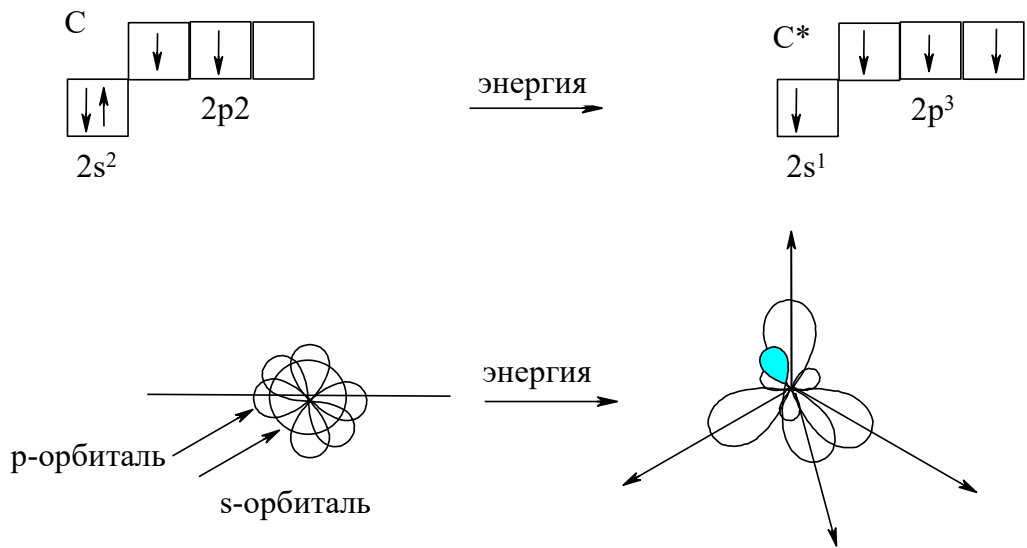
sp-гибридизация — выравнивание одной s- и одной p-орбитали. Молекула BeCl_2 :



sp²-гибридизация — выравнивание одной s- и двух p-орбиталей. Молекула BCl_3 :



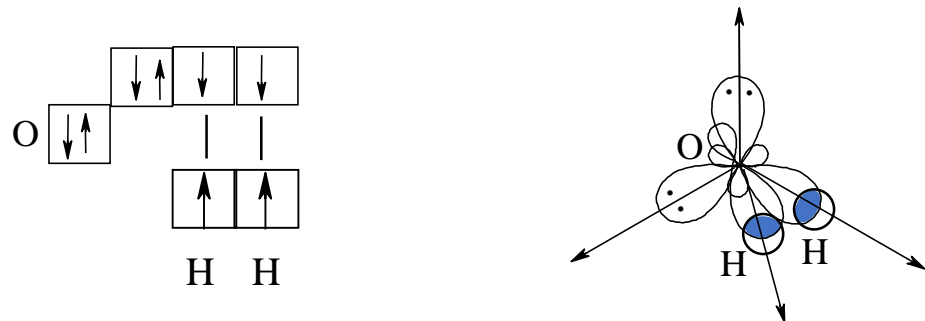
sp^3 -гибридизация — выравнивание одной s - и трёх p -орбиталей. Молекула CH_4 :



четыре гибридные орбитали
валентный угол $109^{\circ}28'$
конфигурация-тетраэдр

Теория полной гибридизации.

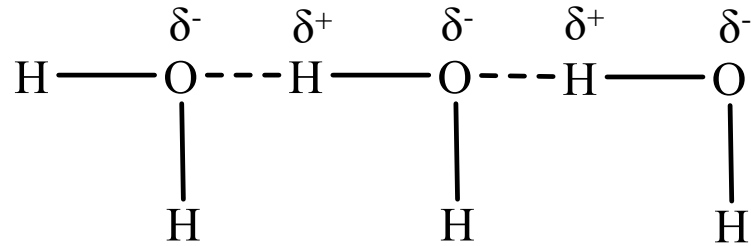
Если атом имеет одну или более неподелённые электронные пары на внешнем электронном слое, то гибридизуются s - и p -орбитали. Тип гибридизации — sp^3 . Форма молекулы в пространстве зависит от числа образованных связей. Пример — вода.



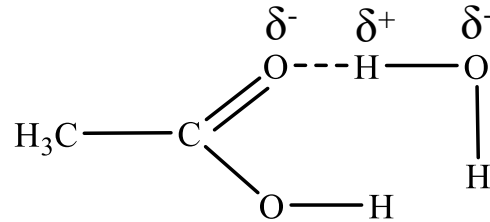
Водородная связь.

В образовании водородной связи участвует **электронодефицитный атом водорода**, связанный ковалентной полярной связью с другим атомом, характеризующимся высокой электроотрицательностью: **кислородом, азотом, фтором, хлором**.

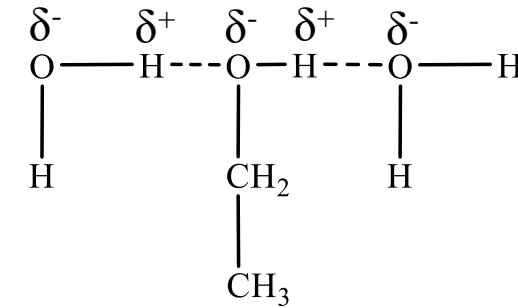
Атом водорода имеет положительный заряд, а связанный с ним атом — отрицательный заряд. Межмолекулярная водородная связь возникает между молекулами:



Вода



Уксусная кислота



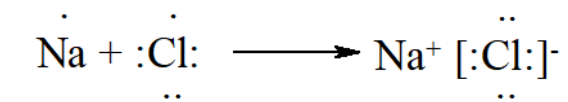
Этиловый спирт

Водородную связь обозначают не валентным штрихом, а **тримя точками**, так как она намного слабее ковалентной связи. Водородная связь влияет на свойства вещества, потому что в результате происходит ассоциация молекул. Наличием водородных связей объясняется более высокая температура кипения воды.

Ионная связь.

Ионная связь образуется в результате полного переноса одного или нескольких электронов от одного атома к другому.

Такой тип связи возможен только между атомами элементов, электроотрицательности которых значительно отличаются.



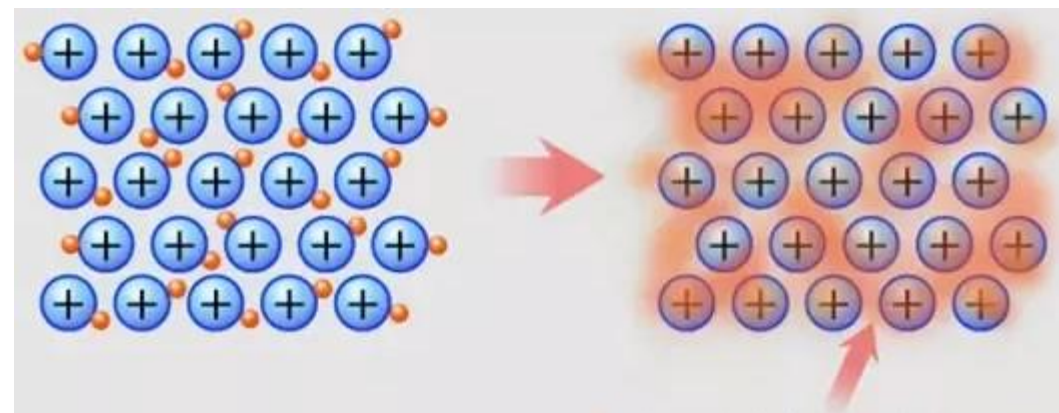
Ионная связь является **крайним случаем** ковалентной полярной связи.



Металлическая связь.

Металлы обладают комплексом свойств, отличающихся от неметаллов:

- 1) сравнительно высокие температуры плавления;
- 2) способность к отражению света;
- 3) высокая тепло- и электропроводность.



Электронный газ