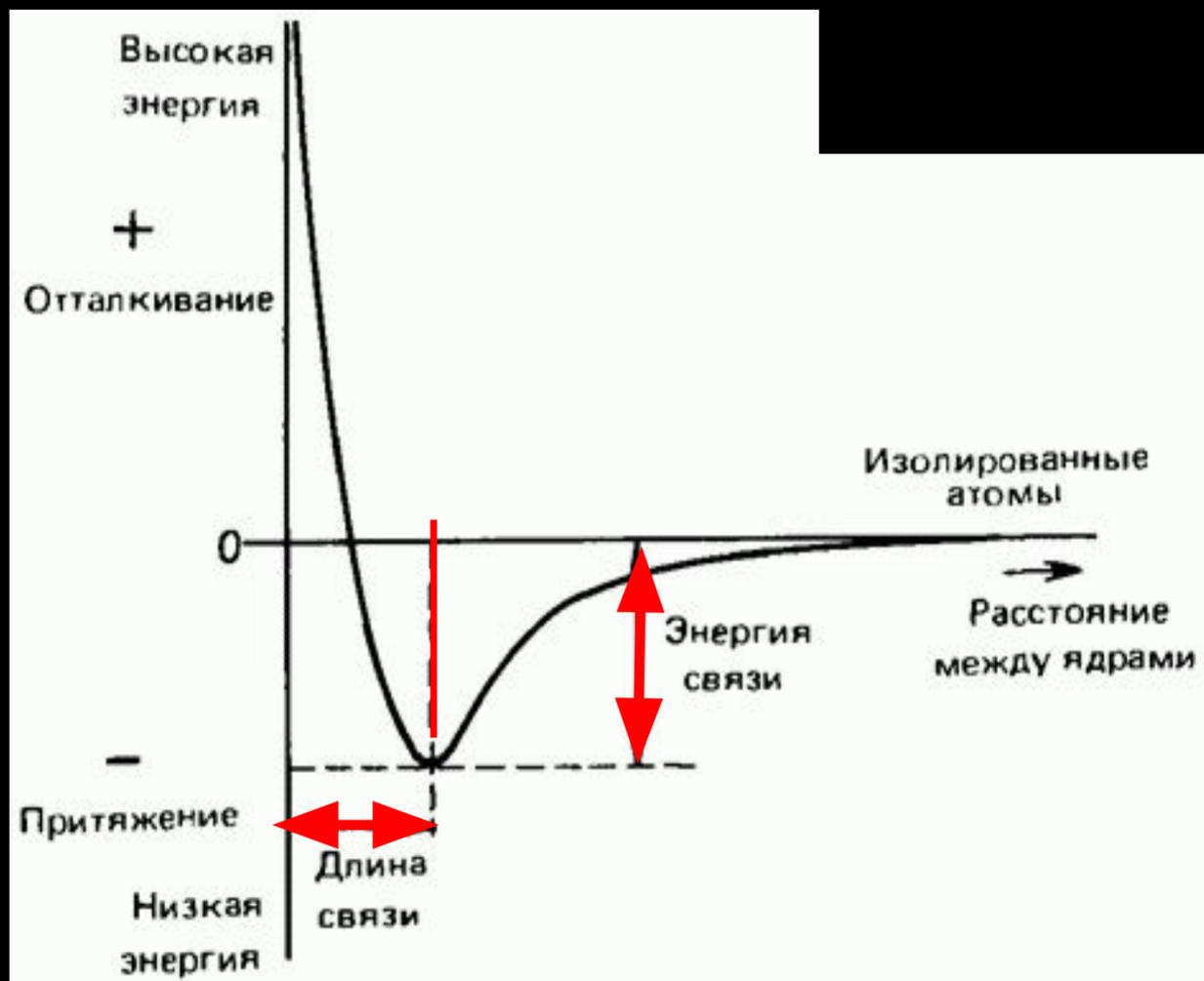


Лекция 2. Электронная природа
химической связи.
Кристаллические и аморфные
вещества

Химическая связь – это взаимодействие атомов, осуществляемое путем обмена электронами или перехода электрона от одного атома к другому.



- Химическая связь образуется между атомами только в том случае, если энергия молекулы меньше, чем суммарная энергия атомов, из которых она образуется.
- Химическая связь не образуется при больших расстояниях, кривая стремится к пределу, соответствующему энергии изолированных атомов.
- При малых расстояниях определяющим является взаимное отталкивание ядер, которое увеличивает энергию и препятствует сближению.
- Молекула наиболее устойчива в той области, где ее энергия минимальна: соответствующее расстояние между ядрами называют **длиной связи**.
- Разницу между энергией изолированных атомов и энергией молекулы в минимуме

Химическая связь

```
graph TD; A[Химическая связь] --> B[Ковалентная связь]; A --> C[Ионная связь]; A --> D[Металлическая связь]; B --> E[Полярная связь]; B --> F[Неполярная связь];
```

Ковалентная связь

Металлическая связь

Ионная связь

Полярная связь

Неполярная связь

**Ковалентная связь –
это связь за счет общих
электронных пар**

Метод валентных схем



В. Гейтлер, 1904-1981



Ф. Лондон,
1900-1954

Основные положения метода ВС (заложены в 1927 г. В. Гейтлером и Ф. Лондоном):

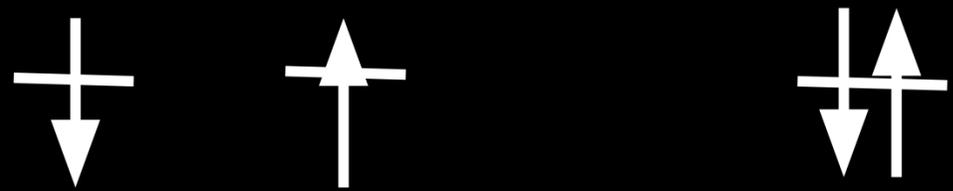
а) Химическую связь образуют два электрона с противоположными спинами (по принципу Паули). При этом перекрываются соответствующие электронные орбитали и повышается электронная плотность между ядрами. Можно считать, что именно в зоне перекрывания и находится общая электронная пара.

б) Связь локализована в направлении максимального перекрывания атомных орбиталей реагирующих атомов. По характеру перекрывания орбиталей обычно выделяют σ - и π -связи.

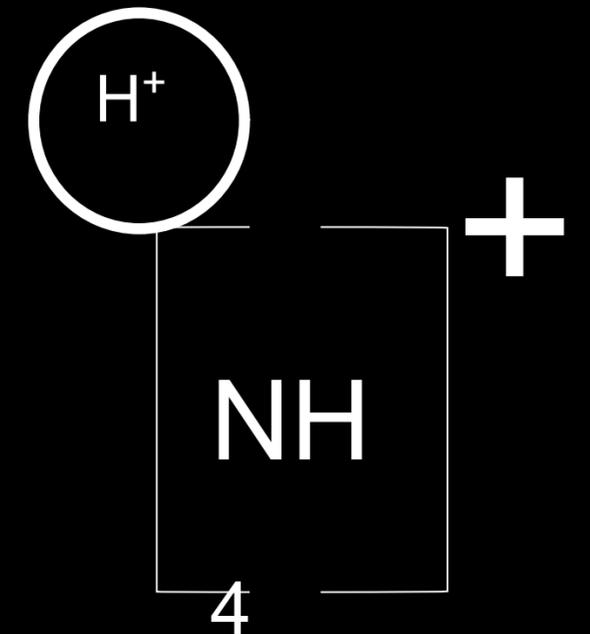
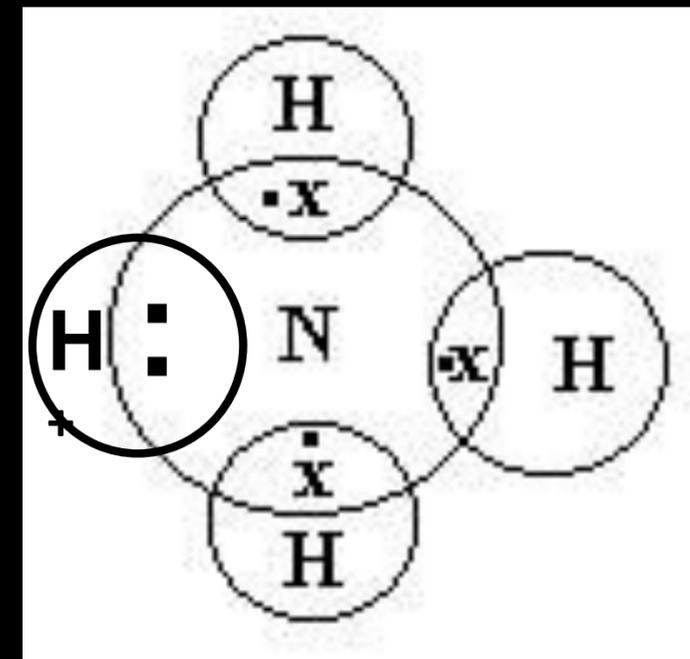
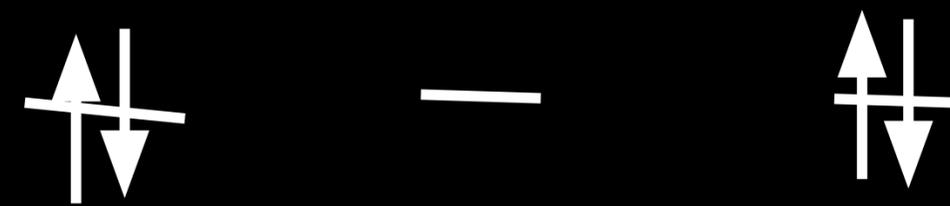
в) Численное значение валентности атома равно числу неспаренных электронов, которые есть на внешнем электронном слое в основном состоянии или могут быть в возбуждённом состоянии.

Способы образования ковалентной СВЯЗИ

1. Обменный



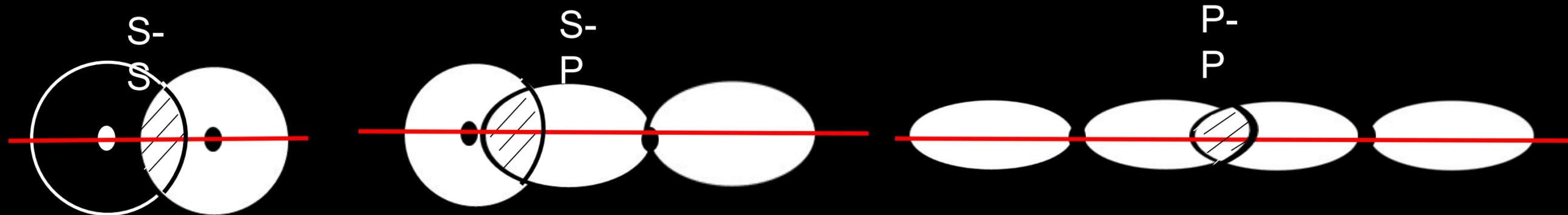
2. Донорно-акцепторный



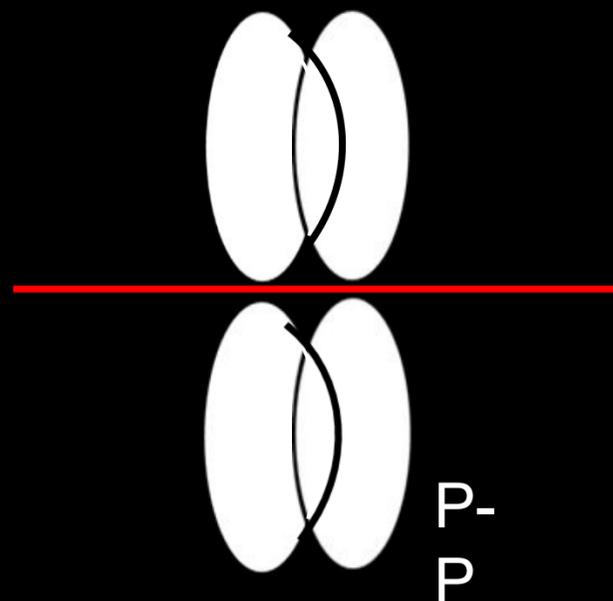
Способы перекрывания атомных

орбиталей

Химическая связь образуется при перекрывании атомных орбиталей.



σ -связь – ковалентная связь, у которой область перекрывания электронных орбиталей лежит **на линии**, соединяющей ядра атомов.



π -связь – ковалентная связь, у которой область перекрывания электронных орбиталей находится **по обе стороны от линии**, соединяющей ядра атомов.

Свойства ковалентной связи:

1. Кратность связи
2. Длина связи
3. Энергия связи
4. Направленность связи
5. Полярность связи
6. Насыщаемость связи

Кратность ковалентной связи

– это число общих электронных пар

Одинарная связь - ковалентная связь, образованная одной общей электронной парой



Двойная связь - ковалентная связь, образованная двумя общими электронными парами



Тройная связь - ковалентная связь, образованная тремя общими электронными парами

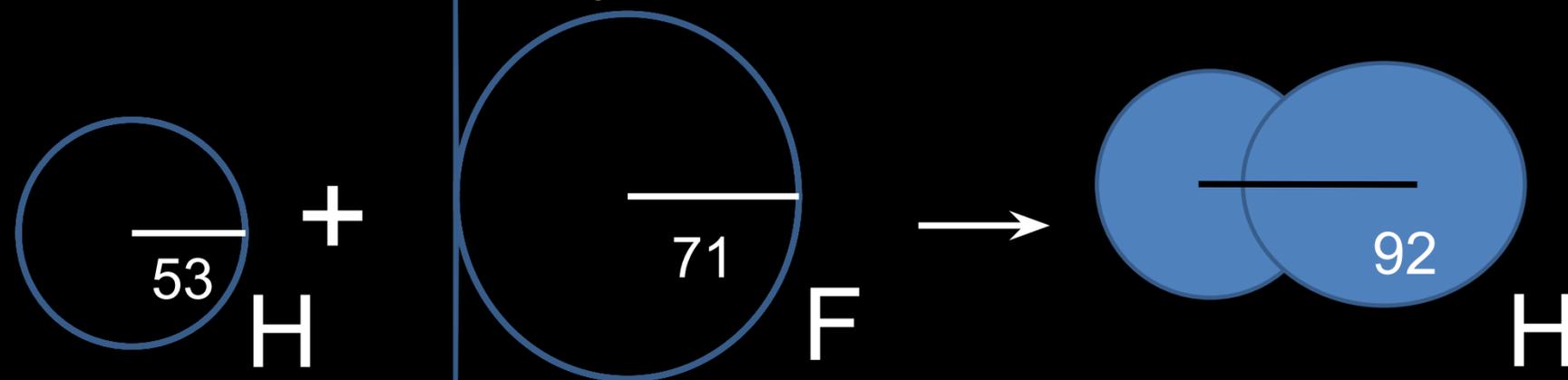


Длина связи - расстояние между ядрами связанных атомов

- При образовании химической связи всегда происходит сближение атомов - расстояние между ними меньше, чем сумма радиусов изолированных атомов:

$$r(A-B) < r(A) + r(B).$$

- Радиус атома водорода составляет 53 пм, атома фтора – 71 пм, а расстояние между ядрами атомов в молекуле HF равно 92 пм:



- Расстояние между атомами существенно уменьшается при образовании кратных связей. Чем выше кратность связи, тем короче межатомное расстояние.

Связь	Длина (пм)	Связь	Длина (пм)
C-C	154	C-O	143
C=C	133	C=O	123
C≡C	131	C≡O	113

Энергия связи – это энергия E_0 , необходимая для того, чтобы разъединить атомы и удалить их друг от друга на расстояние, на котором они не взаимодействуют.

При образовании химической связи энергия выделяется, при ее разрыве – поглощается.

В молекуле водорода энергия связи численно равна энергии, которая выделяется при образовании молекулы

H_2 из атомов H: $H + H = H_2 + 432 \text{ кДж}$

Эту же энергию нужно затратить, чтобы разорвать связь H-H:

$H_2 = H + H - 432 \text{ кДж}$

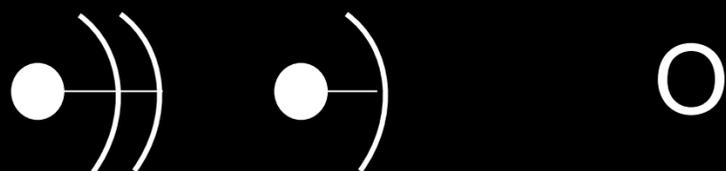
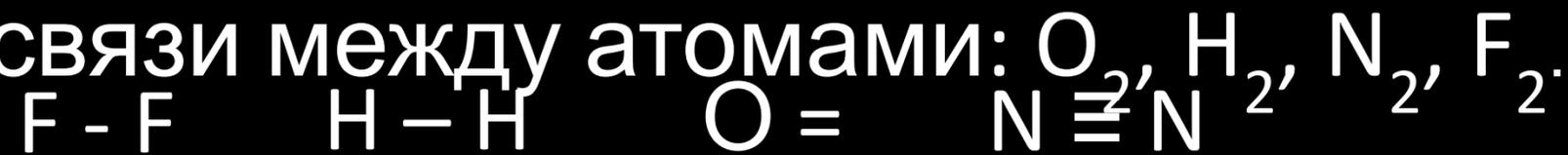
Чем выше энергия химической связи, тем прочнее связь.

- Связь считается прочной, если ее энергия превышает 500 кДж/моль (например, 942 кДж/моль для N_2), слабой - если ее энергия меньше 100 кДж/моль (например, 69 кДж/моль для NO_2).
- Если при взаимодействии атомов выделяется энергия менее 15 кДж/моль, то считают, что химическая связь не образуется, а наблюдается межмолекулярное взаимодействие (например, 2 кДж/моль для He_2).
- Прочность связи обычно уменьшается с увеличением ее длины.
- Одинарная связь всегда слабее, чем кратные связи - двойная и тройная - между теми же атомами

Связь	Энергия (кДж/моль)	Связь	Энергия (кДж/моль)
C-C	343	C-O	351
C=C	615	C=O	711
C≡C	812	C≡O	1096

	HF	HCl	HBr	HI
Длина связи, пм	92	128	141	160
Энергия связи, кДж/моль	565	431	364	217

Расположите формулы в порядке увеличения прочности
связи между атомами: O_2, H_2, N_2, F_2 .



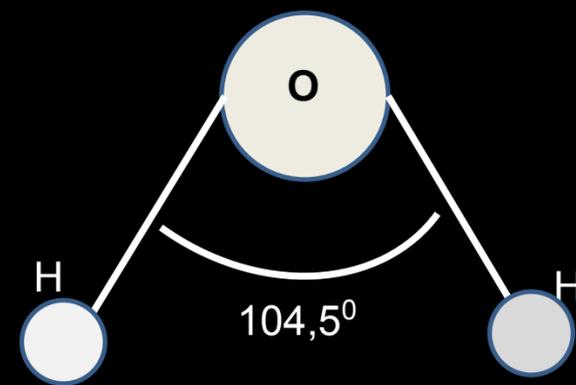
Ответ: $F_2 \longrightarrow H_2 \longrightarrow O_2 \longrightarrow N_2$

Молекула	Связь	$E_{св}$, кДж/моль	$l_{св}$, нм	Вывод
F_2	$F - F$	159,0	0,142	Чем меньше $l_{св}$, тем больше $E_{св}$ и устойчивее молекула
H_2	$H - H$	436,0	0,074	
O_2	$O = O$	498,7	0,120	Чем выше кратность связи, тем больше $E_{св}$ и устойчивее молекула
N_2	$N \equiv N$	945,6	0,109	

Направленность ковалентной связи –

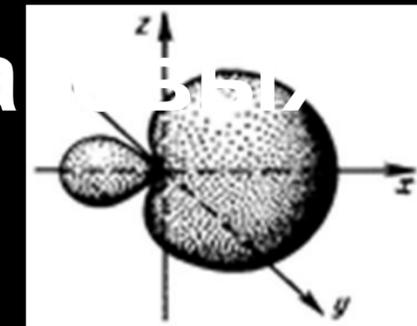
ЭТО

угол между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра химически связанных атомов.

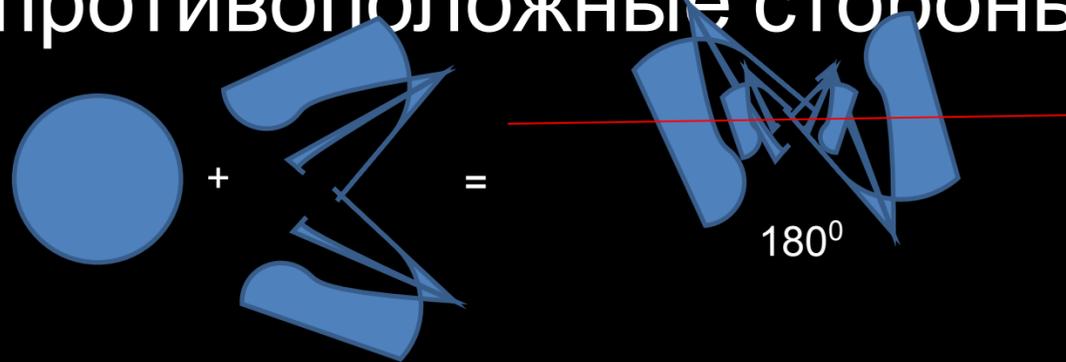


Гибридизация атомных орбиталей при образовании ковалентных связей

- Гибридизацией называется гипотетический процесс смешения различного типа, но близких по энергии орбиталей данного атома (АО) с возникновением того же числа новых (гибридных) орбиталей, одинаковых по энергии и форме.
- Форма гибридной АО отличается от формы исходных АО.
- Чаще всего встречаются гибридизации sp , sp^2 , sp^3 . Каждому типу гибридизации соответствует определенное пространственное строение молекул вещества.



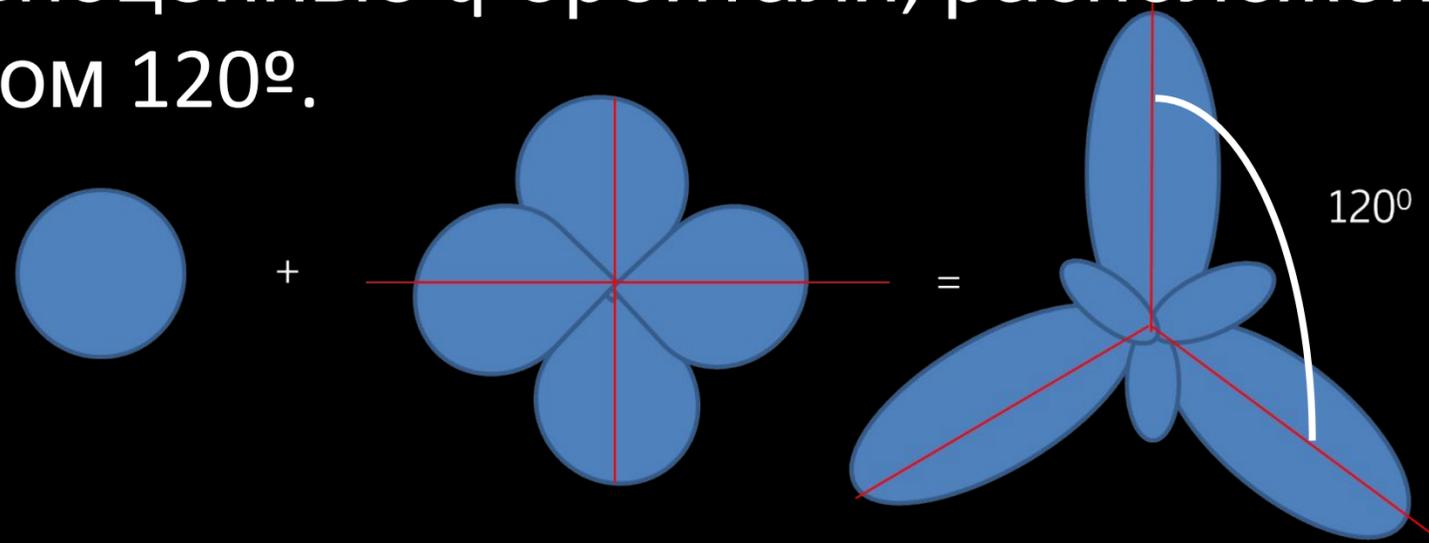
sp-Гибридизация наблюдается при образовании атомом **двух** связей за счет электронов, находящихся на **s-орбитали** и на **одной p-орбитали** (одного и того же энергетического уровня). При этом образуются две гибридные **q-орбитали**, направленные в **противоположные стороны** под углом **180°**.



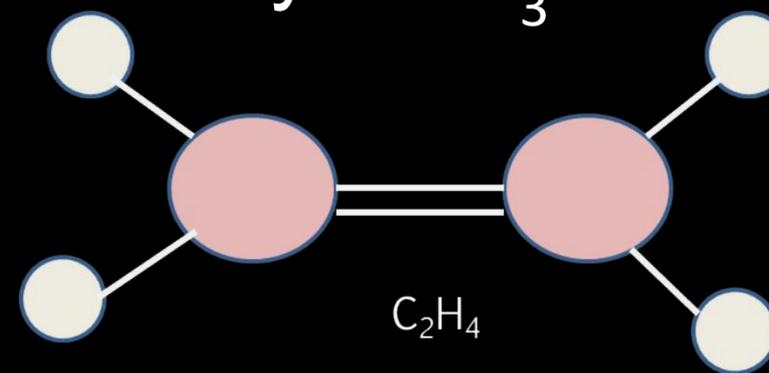
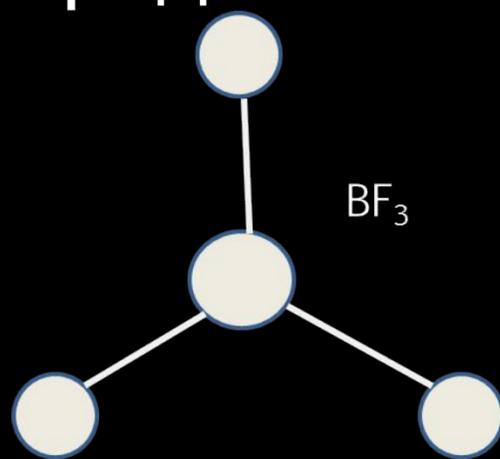
При sp-гибридации образуются **линейные** трехатомные молекулы типа AB_2 , где **A** – центральный атом, у которого происходит гибридизация, а **B** – присоединенные атомы, у которых гибридизация не происходит. Такие молекулы образуются атомами углерода в ацетилене (C_2H_2) и в углекислом газе (CO_2).



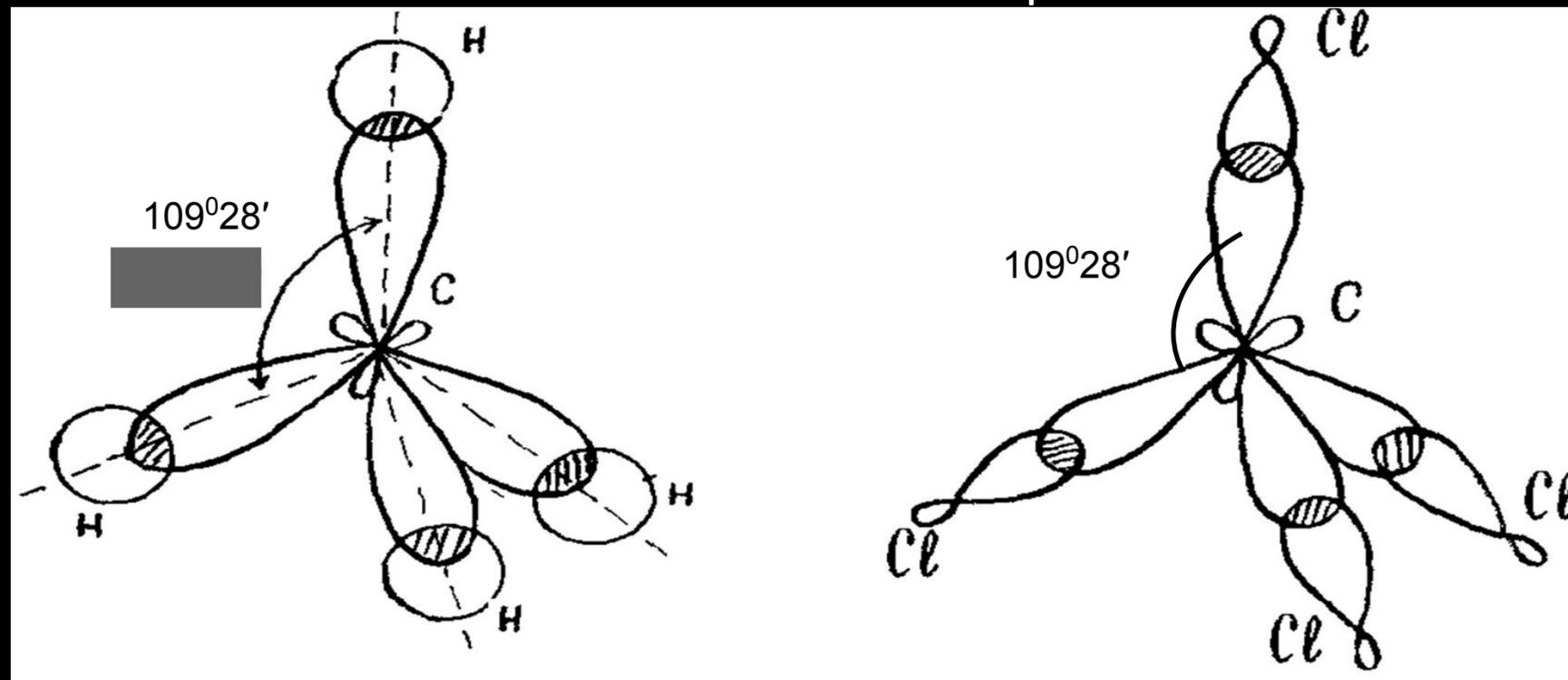
Смешивание одной s - и двух p -орбиталей называется sp^2 -гибридизацией. При этой гибридизации получаются три равноценные q -орбитали, расположенные в одной плоскости под углом 120° .



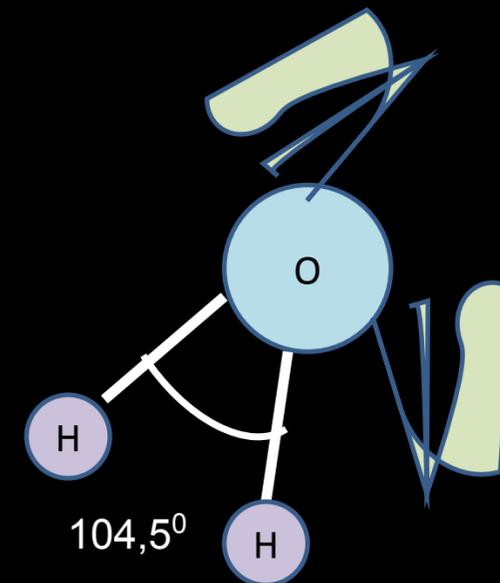
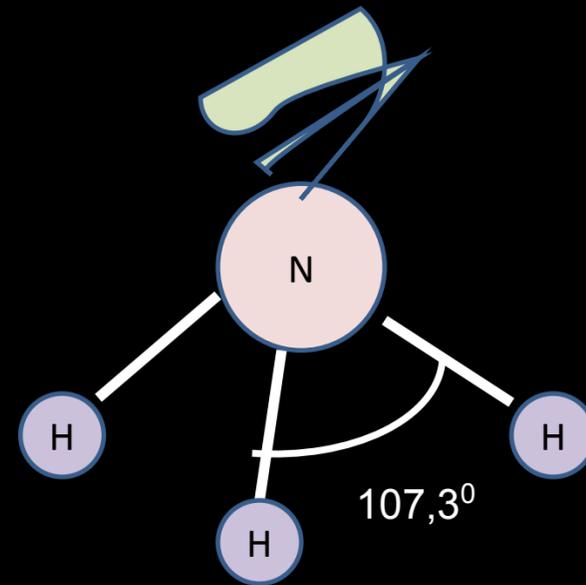
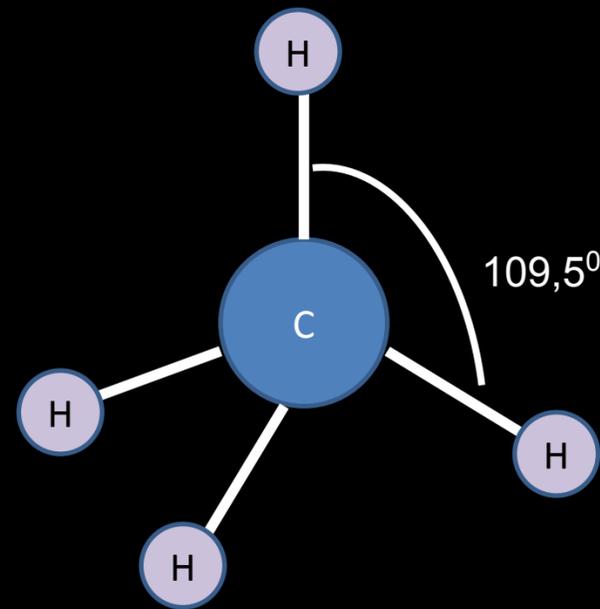
Образующиеся при этой гибридизации молекулы типа AB_3 имеют форму с атомами **плоского правильного треугольника** A в центре и атомами B в его вершинах. Такая гибридизация происходит в атомах углерода в молекуле C_2H_4 , бора в молекуле BF_3 и т.п.



Если в гибридизации участвуют одна s - и три p -орбитали (sp^3 -гибридизация), то в результате образуются четыре гибридные орбитали, направленные к вершинам тетраэдра, т.е. ориентированные под углами $109^{\circ}28'$ ($\sim 109,5^{\circ}$) друг к другу. Образующиеся молекулы имеют тетраэдрическое строение. Гибридизацией этого типа объясняется строение предельных углеводородов. Классическим примером этой гибридизации является молекула метана CH_4 .



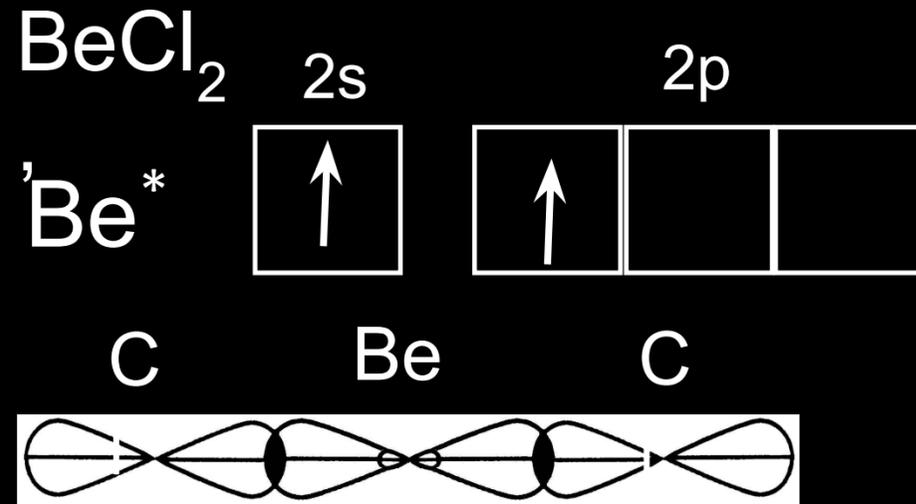
Неподеленные электронные пары влияют на величину валентных углов, силы отталкивания между ними больше, чем между относительно закрепленными электронными парами образующими связь.



Важно!

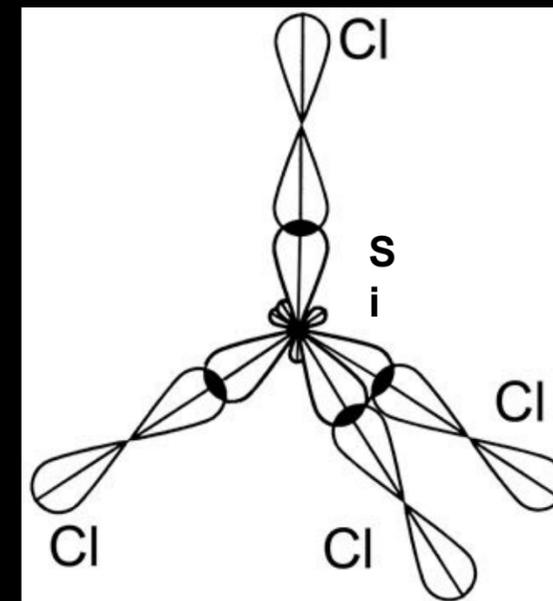
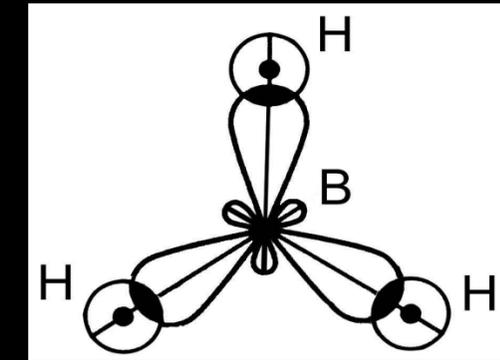
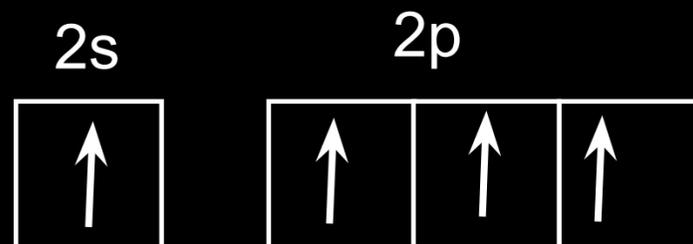
- Число гибридных орбиталей равно числу исходных;
- Гибридные орбитали ориентируются в пространстве таким образом, чтобы обеспечить максимальное удаление друг от друга;
- Гибридные орбитали принимают участие в образовании только σ -связей;
- Каждая гибридная орбиталь имеет долю s -составляющей и долю p -составляющей. Чем больше доля p -составляющей, тем более вытянута орбиталь;
- Чем больше доля s -составляющей, тем меньше размер орбитали и тем больше электроотрицательность атома ($\text{ЭО} (\text{C } sp) > \text{ЭО} (\text{C } sp^2) > \text{ЭО} (\text{C } sp^3)$).

Задание: определите геометрию следующих молекул BeCl_2 , BH_3 , SiCl_4



Молекула BeCl_2
 sp -гибридизация $\angle 180^\circ$
линейная.

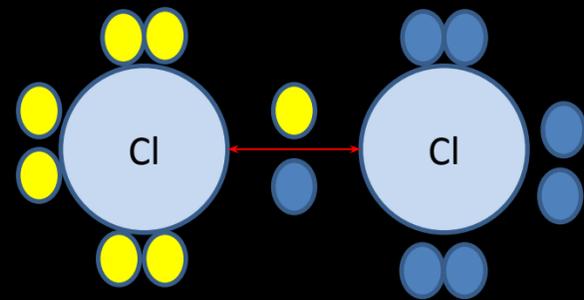
sp^3 -гибридизация
 $\angle 109,5^\circ$ тетраэдр



Полярность ковалентной связи

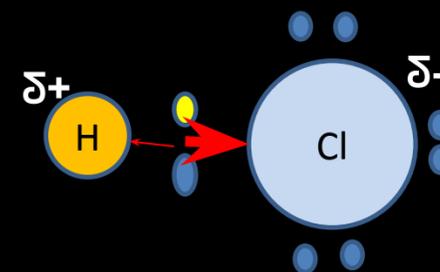
Неполярная ковалентная связь

Связывающие электроны в равной степени принадлежат обоим атомам. На атомах отсутствует заряд.



Полярная ковалентная связь

Электронная плотность смещена к более отрицательному атому. На котором возникает частичный отрицательный заряд. На менее электроотрицательном атоме возникает частичный положительный заряд.



Полярность связи

Молекула HCl:

- связывающая электронная пара смещена в сторону Cl: ЭО(Cl)=3,0, ЭО(H)=2,1
- *эффективный отрицательный заряд (-q) у атома хлора эффективный положительный заряд (+q) у атома водорода.*
- **HCl диполь.**

длина диполя ($l_{\text{д}}$) – это расстояние между центрами тяжести эффективных зарядов (+q и -q)

электрический момент диполя связи $\mu_{\text{св}}$ (количественная мера полярности связи) произведение эффективного заряда q на длину диполя $l_{\text{д}}$ связи: $\mu_{\text{св}} = q \cdot l_{\text{д}}$.
(Кл · м)

$\mu_{\text{св}}$ – векторная величина, направленная от положительного полюса к отрицательному

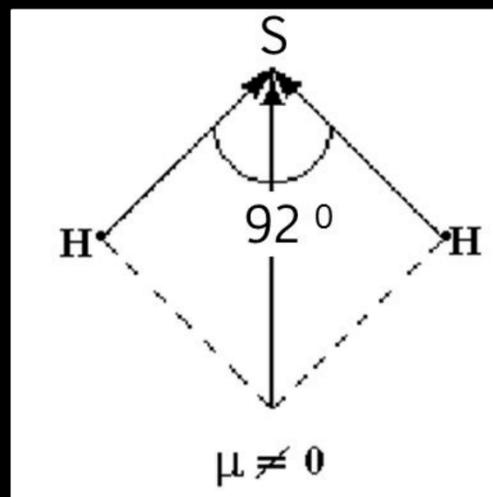
Молекула	$\Delta\text{ЭО}$	$\mu_{\text{св}} \cdot 10^{-30}$, Кл · м	Вывод
H – Cl	0,90	1,03	Чем больше $\Delta\text{ЭО}$, тем больше $\mu_{\text{св}}$ и, следовательно, связь более полярная
H – Br	0,74	0,78	
H – I	0,40	0,38	

Полярность молекулы

- электрический момент диполя молекулы (μ_M) - векторная сумма электрических моментов диполей всех связей и несвязывающих электронных пар в молекуле.
- Полярность молекулы зависит от ее геометрической структуры.
- 2-х атомные молекулы - линейная структура - $\mu_M = \mu_{CB}$
- Если $\mu_M = \sum \mu_{CB} = 0 \Rightarrow$ молекула неполярная
- Если $\mu_M = \sum \mu_{CB} \neq 0 \Rightarrow$ молекула полярная

Молекула

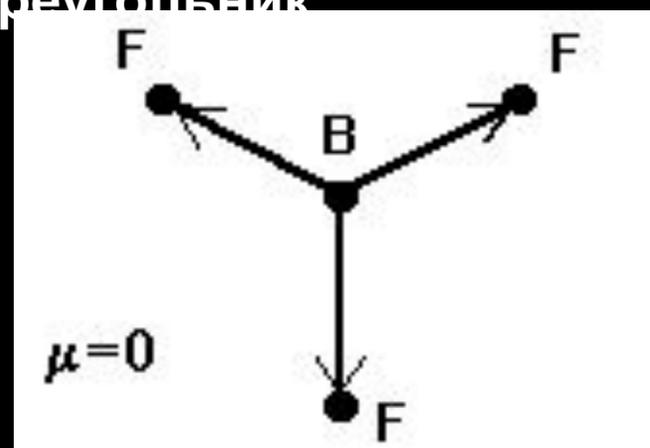
H_2S связи полярные
 $\Delta \text{ЭО} = 2,5 - 2,1 \neq 0$
структура молекулы угловая



$\mu_M = \sum \mu_{CB} \neq 0$.
молекула полярная

Молекула

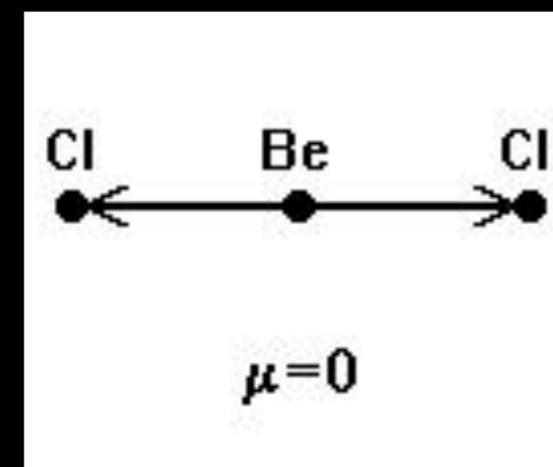
BF_3 связи полярные $\Delta \text{ЭО} = (2,1 - 2,0) \neq 0$. Структура молекулы - плоский треугольник



$\mu_{\text{мол}} = \sum \mu_{CB} = 0$ молекула неполярная

Молекула

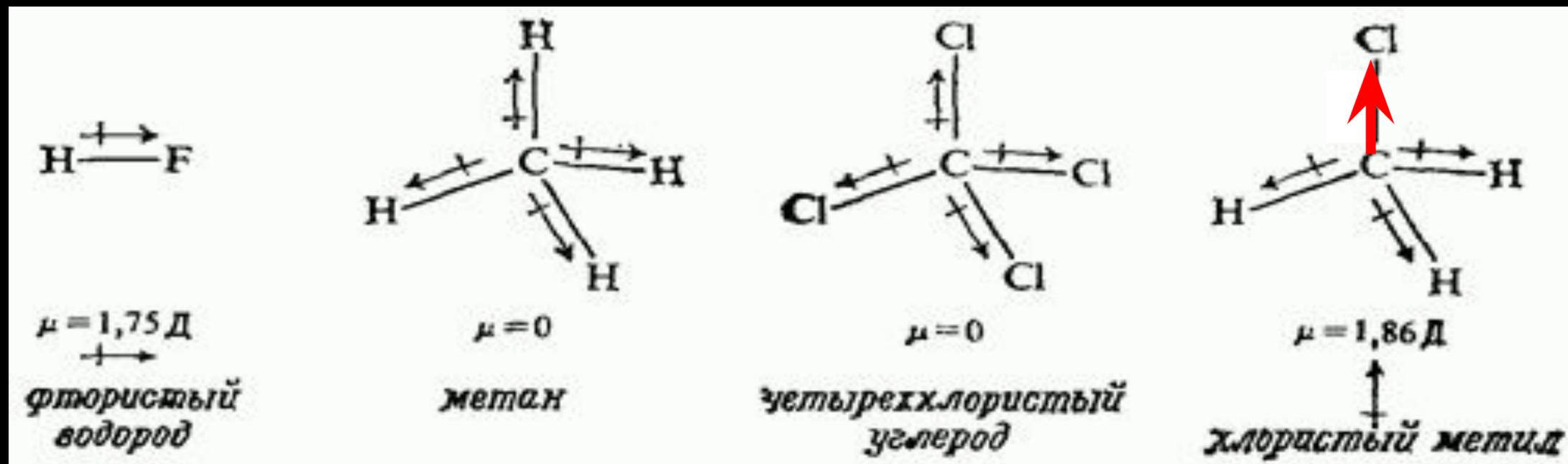
BeCl_2 связи полярные $\Delta \text{ЭО} = (3 - 1,5) \neq 0$.
структура молекулы линейная



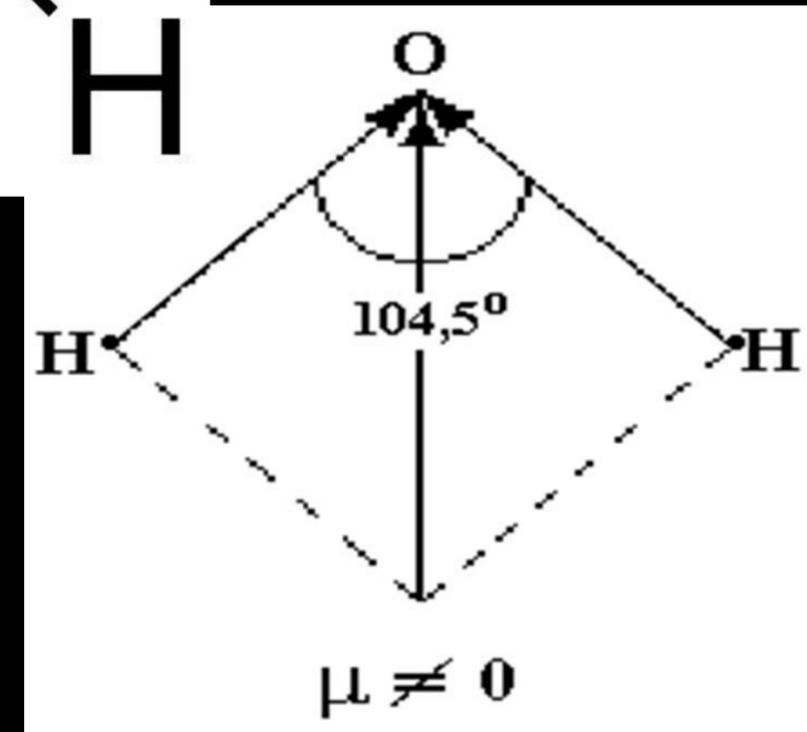
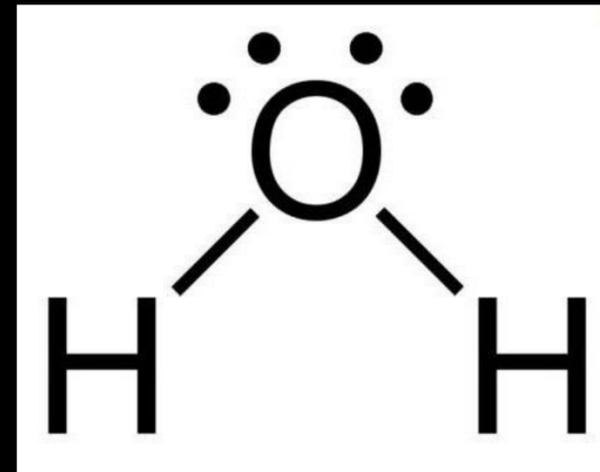
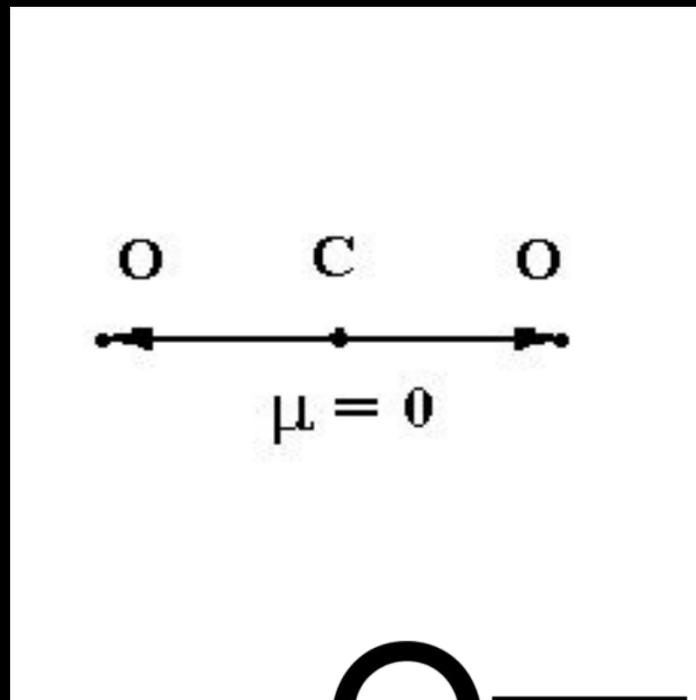
$\mu_{\text{мол}} = \sum \mu_{CB} = 0$ молекула неполярная

а) если гибридные АО центрального атома взаимодействуют с АО одинаковых атомов, то молекула неполярная (CH_4 , BF_3).

б) если гибридные АО взаимодействуют с разными атомами (CH_2Cl_2 , BF_2Cl), то молекулы полярные, т. к. величины векторов электрических моментов диполей связей отличаются.



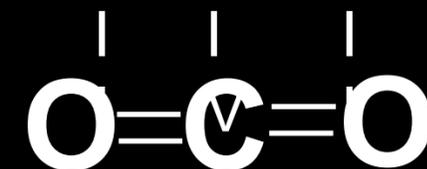
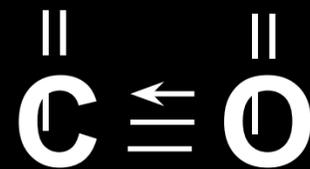
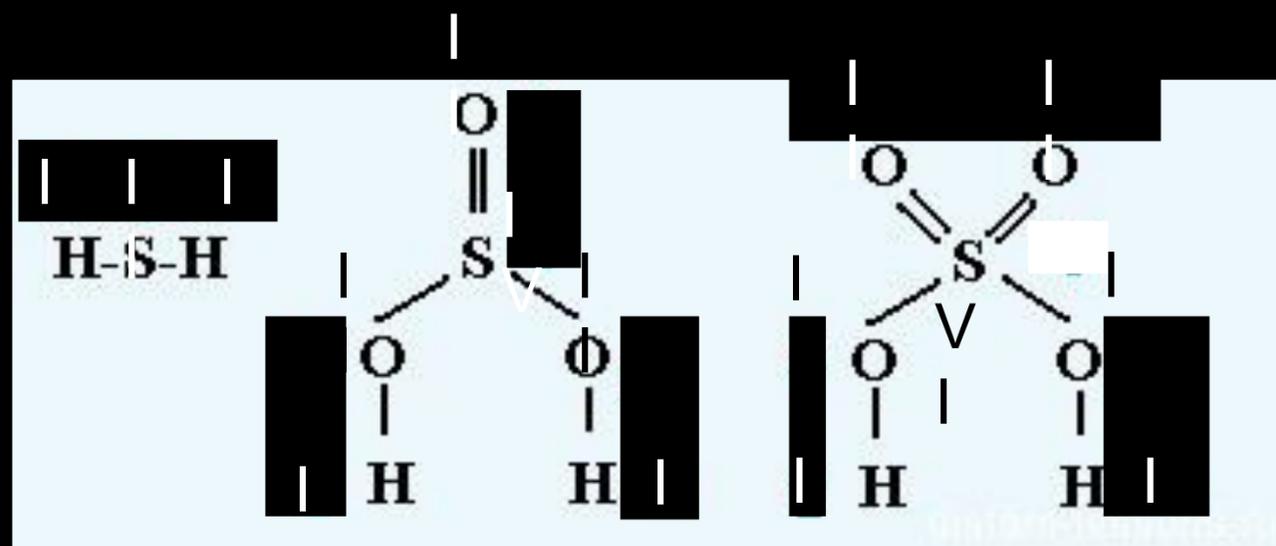
Задание: Определите, полярны ли молекулы воды и углекислого газа



Насыщаемость ковалентной связи - это ограниченность числа образуемых атомом

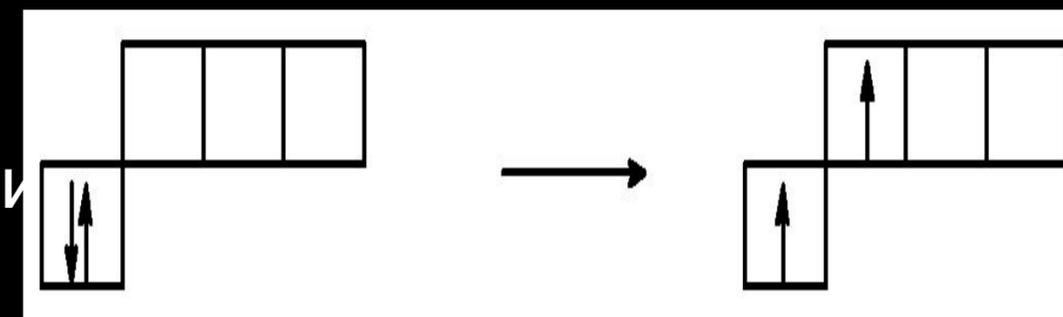
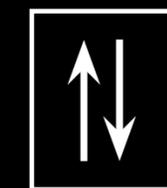
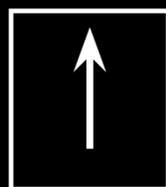
ковалентных связей.

- Валентность – число ковалентных связей, образованных атомом в соединении.
- Каждый атом способен образовывать ограниченное число ковалентных связей.
- Понятие «валентность» применимо только к соединениям с ковалентными связями, или к молекулам в газовой фазе.



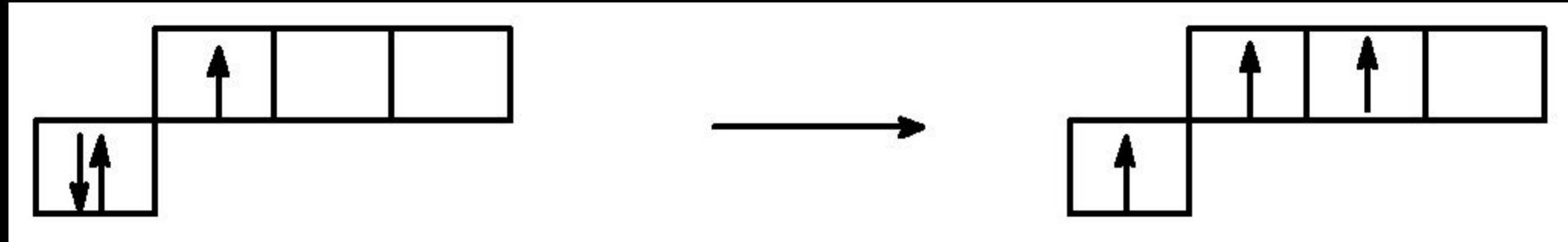
Валентные возможности атомов

- Атом водорода имеет единственный (неспаренный) электрон в 1s-оболочке, поэтому он всегда будет одновалентным в соединениях.
- Атом лития на внешнем слое имеет единственный неспаренный электрон, что обуславливает его одновалентность. В равной степени это же относится ко всем щелочным металлам, атомы которых имеют строение внешнего электронного слоя ns^1 .
- У атома бериллия в основном состоянии неспаренных электронов нет, однако в результате возбуждения есть возможность “перегнать” электрон из 2s-оболочки в 2p-оболочку.
- В рамках метода ВС атом бериллия может иметь валентность 2. Этот вывод справедлив в отношении магния и щелочноземельных металлов.

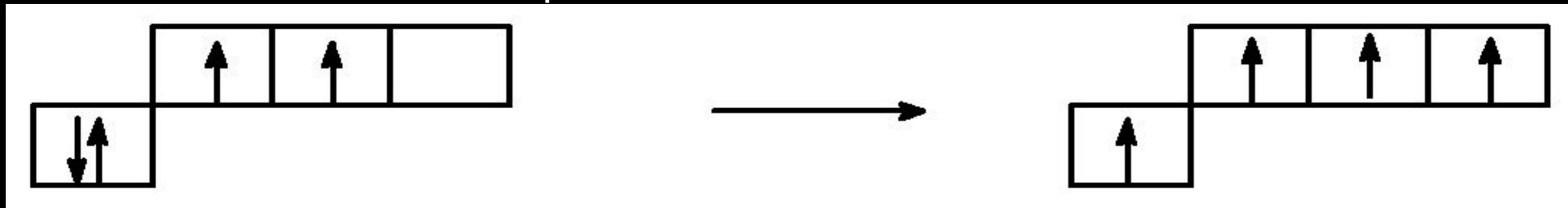


- У атома гелия в той же оболочке два электрона; поскольку в этом случае неспаренных электронов нет и получить их в результате возбуждения невозможно, атом гелия образовывать соединения неспособен.

- Имеющий один неспаренный электрон в 2p-оболочке атом бора может быть в соединениях одновалентен; в результате возбуждения число неспаренных электронов может быть увеличено до трёх:

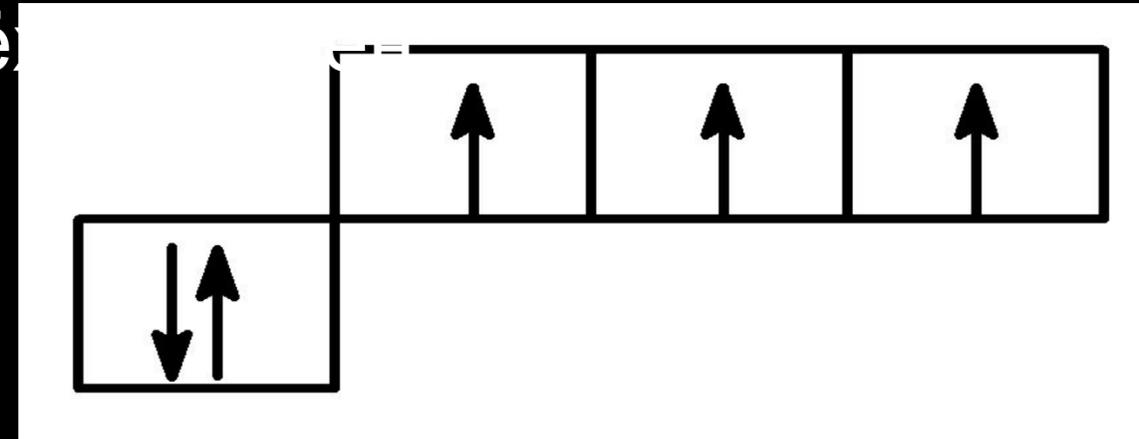


- Соответственно максимальная валентность у атома бора равна 3. Валентные возможности 1 и 3 характерны и для Al, Ga, In, Tl.
- Два неспаренных электрона на 2p-оболочке атома углерода позволяют ему быть двухвалентным, хотя соединений двухвалентного углерода мы не знаем. В результате возбуждения и перевода одного электрона с 2s- на 2p-оболочку появляется возможность реализовать валентность 4:



- В полной мере сказанное относится и к Si, Ge, Sn, Pb.

- Три неспаренных электрона атома азота и невозможность увеличения их числа за счёт возбуждения приводят к заключению, что азот в рамках метода ВС может быть только трёхвалентным.

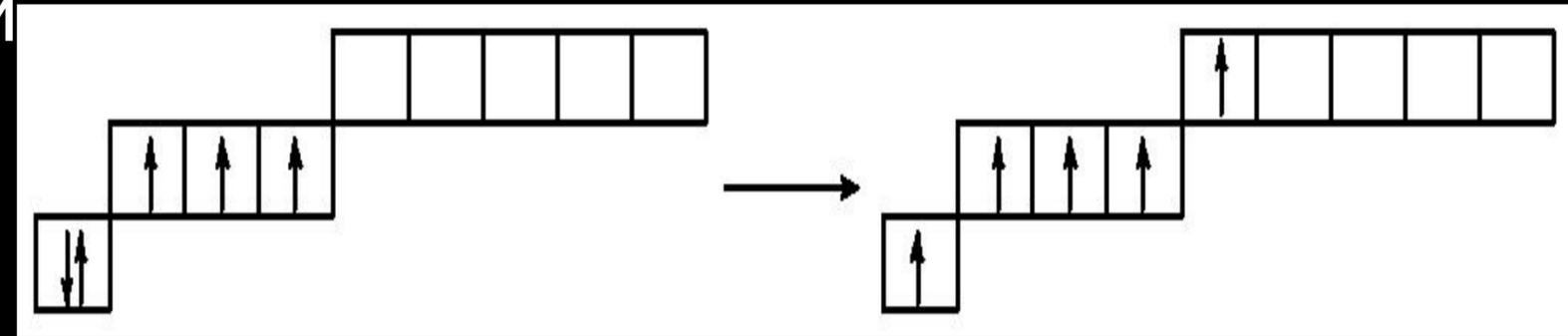


- Расширение валентных возможностей, как уже обсуждалось, возможно за счёт донорно-акцепторного механизма образования связи.
- Атом кислорода может быть по методу ВС только лишь двухвалентным.



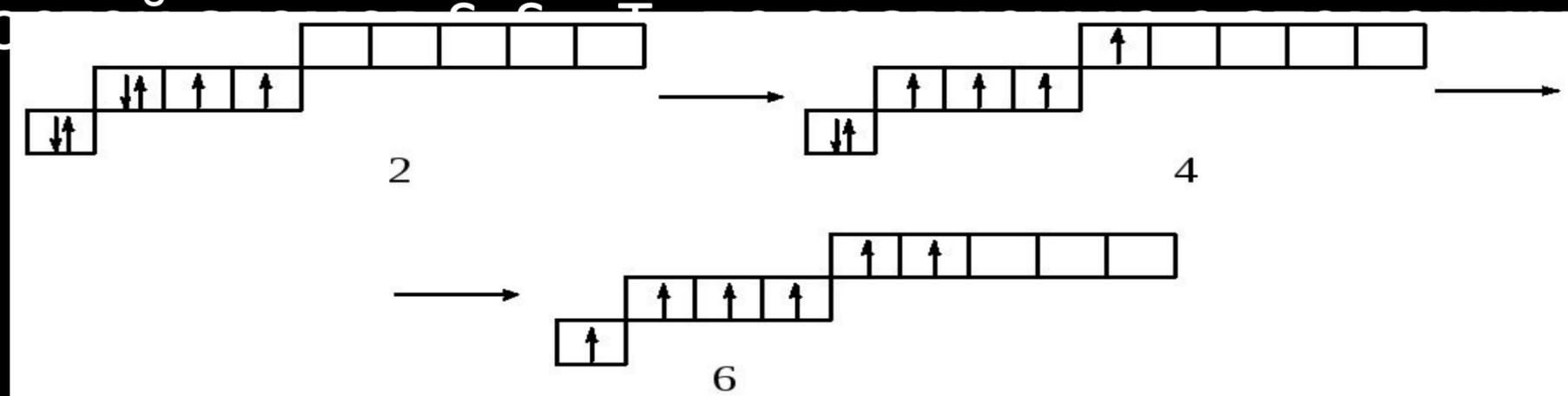
Это обусловлено отсутствием d-орбиталей во втором слое.

- Принципиальное отличие атомов P, As, Sb и Bi от атома азота состоит в том, что внешний электронный слой имеет d-орбитали, что позволяет увеличить за счет возбуждения число неспаренных электронов до



- Таким образом, валентные возможности этих атомов 3 и 5. Именно поэтому существует соединение PF_5 , но нет молекулы NF_5 , а только NF_3

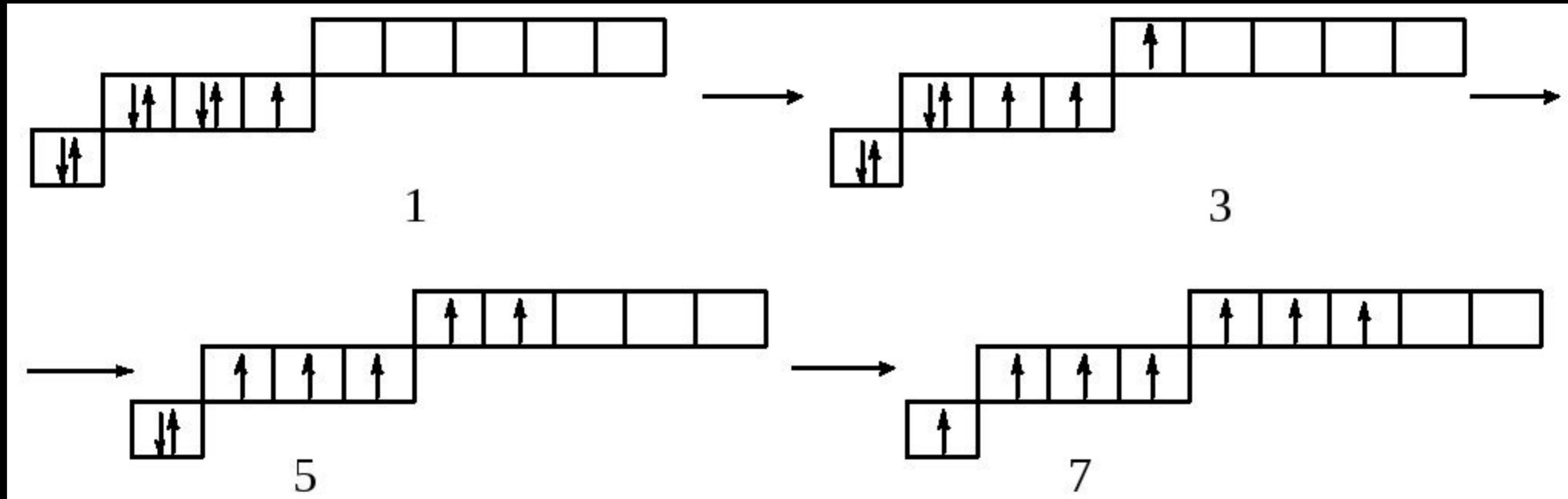
- Сходным образом происходит расширение валентных возможностей



кислорода:

- Поэтому известны, например, соединения SF_4 , SF_6 , но нет OF_4 и OF_6 .

- Атомы Cl, Br, I в отличие от одновалентного фтора имеют валентные возможности 1, 3, 5 и 7:



- Поэтому, например, у йода со фтором известны соединения IF , IF_3 , IF_5 , IF_7 , а не наоборот.
- Атомы благородных газов, начиная с аргона, согласно методу ВС могут иметь валентные возможности 2, 4, 6, 8. В настоящее время получено сравнительно большое число соединений ксенона указанных валентностей и соединений криптона, проявляющего валентность 2, 4, 6.

Строение веществ с ковалентными связями

В узлах атомной кристаллической решетки располагаются атомы. Удерживают решетку ковалентные связи.



Характеристики веществ с атомной кристаллической решеткой

- атомные кристаллы очень **прочные и твердые**,
- плохо проводят теплоту и электричество,
- плавятся при очень высоких температурах (чаще возгоняются),
- **нерастворимы** в каких-либо растворителях,
- обладают низкой реакционной способностью.

Вещества с атомной кристаллической решеткой:

1. простые вещества – бор, кремний, углерод (алмаз и графит),
2. оксид кремния (кремнезем), карбид кремния (карборунд), а также карбид и нитрид бора.

Молекулярные кристаллические решетки состоят из **отдельных молекул**, внутри которых атомы соединены ковалентными связями.



Характеристики веществ с молекулярной кристаллической решеткой

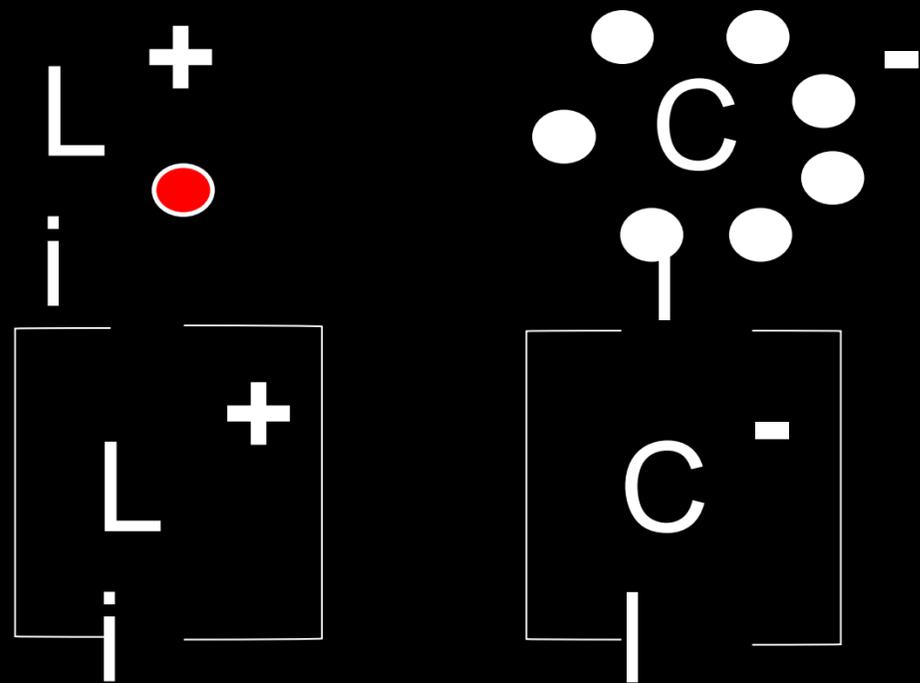
- вещества бывают газообразными, жидкими и твёрдыми,
- низкие температуры плавления,
- малая прочность решетки,
- высокая летучесть веществ,
- не обладают электрической проводимостью,
- их растворы и расплавы также не проводят электрический ток.

Вещества с молекулярной решеткой:

- простые двухатомные вещества-неметаллы,
- соединения неметаллов (кроме оксидов и карбидов бора и кремния),
- все органические соединения, кроме солей.

**Ионная связь – это связь между
разноименно заряженными ионами-
анионом и катионом**

Типичные ионные связи образуются из катионов I и II групп периодической системы и анионов неметаллических элементов VI и VII групп, например



Ионная связь
 Перенос одного или нескольких валентных электронов от атома металла к атому неметалла. Образуются целочисленно заряженные ионы.

$$\text{ЭО Li} = 1, \text{ЭО Cl} = 3 \Delta\text{ЭО} = 2$$

Ионная связь не обладает:

- насыщенностью
 - направленностью
 - повышенной электронной плотностью в области связывания.
- Каждый ион окружен сферическим электрическим полем, действующим на любой другой ион.

Сила взаимодействия ионов определяется величиной их заряда и расстоянием между ними по закону Кулона.

Ион окружает себя наибольшим числом ионов противоположного заряда в определенном порядке, позволяющем занять минимально возможный объем с минимальной потенциальной энергией.

Понятие валентности к ионной связи неприменимо.

Чисто ионная связь не существует - **доля ионности** связи ($\text{Na}^{+0.9}\text{Cl}^{-0.9}$).

В узлах кристаллических решеток веществ с ионными связями попеременно чередуются положительно и отрицательно заряженные ионы.



Свойства веществ с ионными связями

- Тугоплавкие,
- Обладают высокой плотностью,
- Твердые,
- Хрупкие,
- Многие растворимы в воде,
- Обладают возможностью в растворе и/или расплаве проводить электрический ток.

Ионные кристаллические решетки образуют многие соли, оксиды, основания.

Задание: Установите соответствие формулы вещества типу химической связи, который реализуется в данном соединении.

Формула вещества	Тип химической связи
А) HF	1) Ковалентная неполярная
Б) P ₄	2) Ковалентная полярная
В) H ₂ S	3) Ионная
Г) CaO	
Д) K ₂ O	
Е) I ₂	

А	Б	В	Г	Д	Е
2	1	2	3	3	1

Ковалентные неполярные химические связи имеются в веще

1)	2)	3)	4)	5)
Белый фосфор	Ортофосфорная кислота	Аммиак	Этиловый спирт	Серная кислота

1. Из предложенного перечня выберите два соединения, в которых присутствует ионная химическая связь.

1)	2)	3)	4)	5)
$\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$	HClO_3	NH_4Cl	HClO_4	Cl_2O_7

2. Из предложенного перечня выберите два вещества, в которых присутствуют только ковалентные полярные связи.

1)	2)	3)	4)	5)
KNO_3	$\text{C}(\text{алмаз})$	SiO_2	HNO_3	Na_2S

3. Из предложенного перечня выберите два соединения азота, которые состоят из молекул.

1)	2)	3)	4)	5)
NH_2CH_3	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	N_2O_4	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Li_3N

1. Из предложенного перечня выберите два вещества с одинаковым типом кристаллической решетки.

1)	2)	3)	4)	5)
Cu	Al ₂ O ₃	Al ₂ (SO ₄) ₃	C(алмаз)	C ₃ H ₈

2. Из предложенного перечня выберите два вещества, в молекулах которых имеется π-связь.

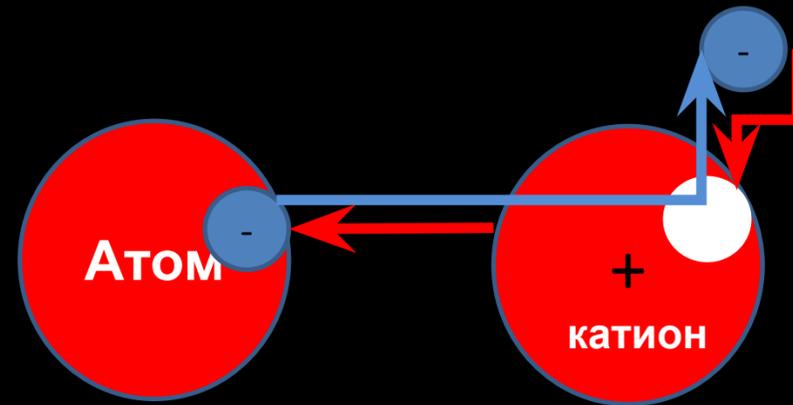
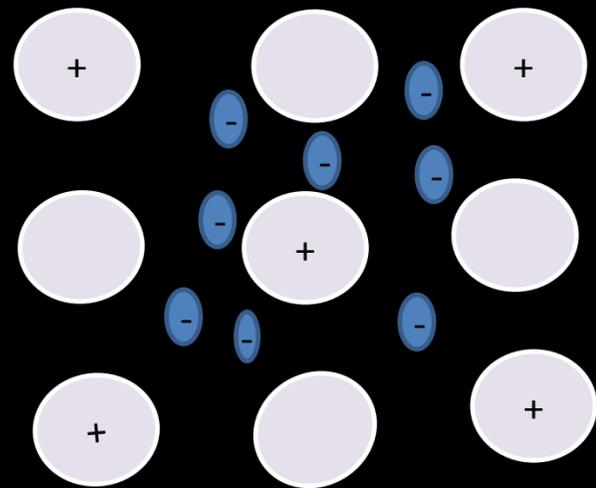
1)	2)	3)	4)	5)
Вода	Азот	аммиак	Оксид углерода(II)	Сероводород

3. Из предложенного перечня выберите два вещества, молекулы которых неполярны.

1)	2)	3)	4)	5)
NH ₃	CH ₄	HCl	H ₂ O	CO ₂

Металлическая связь

Связь, которая образуется между положительными ионами в кристаллах металлов, осуществляемая с помощью свободно движущихся общих электронов.



Металлическая связь ненасыщенная и ненаправленная.

Механическое воздействие на кристалл с металлической кристаллической решеткой вызывает смещение слоев ион-атомов относительно друг друга, а так как электроны перемещаются по всему кристаллу, разрыв связей не происходит, поэтому для металлов характерна ковкость и пластичность.

Теплопроводность обусловлена большой подвижностью свободных электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися ионами и атомами, обмениваются с ними энергией. Поэтому происходит выравнивание температуры по всему куску металла.

Хаотически движущиеся электроны в металле под воздействием разности потенциалов приобретают направленное движение, то есть возникает электрический ток.

Физические свойства металлов

Механическая прочность, плотность, температура плавления у металлов очень сильно отличаются. Причем с увеличением числа электронов связывающих ион-атомы, и уменьшением межатомного расстояния в кристаллах показатели этих свойств возрастают.

Электроны, заполняющие межатомное пространство, отражают световые лучи (а не пропускают, как стекло), причем большинство металлов в равной степени рассеивают все лучи видимой части спектра. Поэтому они имеют серебристо-белый или серый цвет.

Кристаллические решетки металлов

В отличие от ионных кристаллов, решетки металлов состоят из положительно заряженных ионов. Для большинства металлов характерны следующие типы кристаллических решеток:

- 1.объемно-центрированная кубическая (ОЦК);
- 2.гранецентрированная кубическая (ГЦК);
3. гексагональная плотноупакованная (ГПУ)

Многие металлы при разных температурах образуют кристаллические решетки

разных типов. Это явление называется **полиморфизм**.

Аморфные вещества

Аморфные вещества имеют такое строение, при котором атомы в них расположены в хаотичном порядке, т.е. отсутствует кристаллическая решетка.

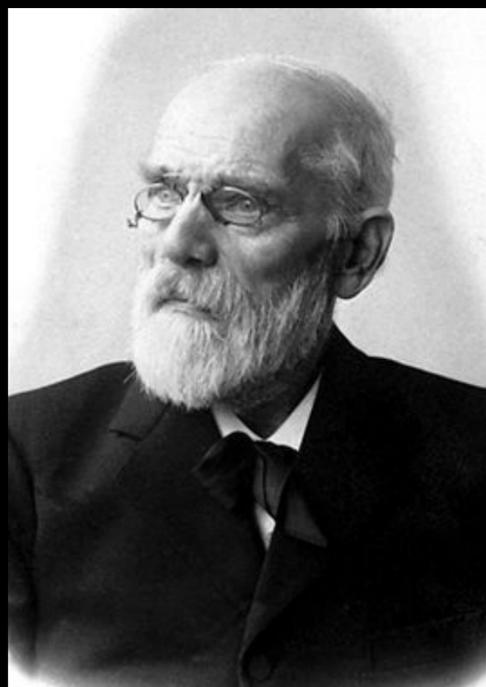
Свойства аморфных тел:

1. Слабо выраженная текучесть – одно из наиболее известных свойств таких тел. Если воск вылить в воронку, то он предварительно растечется по поверхности и лишь потом начнет стекать с нее.
2. Аморфные вещества не имеют определенной температуры плавления. Обычно говорят о температурном интервале плавления.
3. Аморфные тела изотропны. То есть их свойства в любом направлении неизменны. Примером служит плавление парафина при прикосновении раскаленной иглы к обратной стороне пластины.
4. Вещество в аморфном состоянии обладает большей внутренней энергией. Аморфные тела способны самостоятельно переходить в кристаллическое состояние.

Взаимодействие между молекулами

Строение и свойства веществ определяются не только химическими связями, но и межмолекулярными взаимодействиями.

Силы Ван-дер-Ваальса

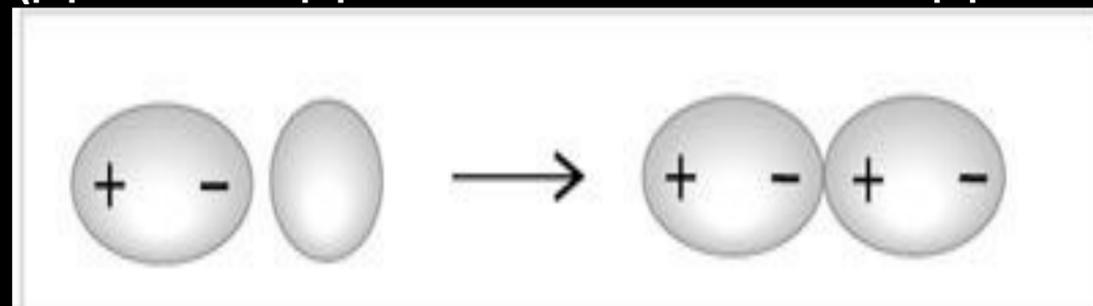
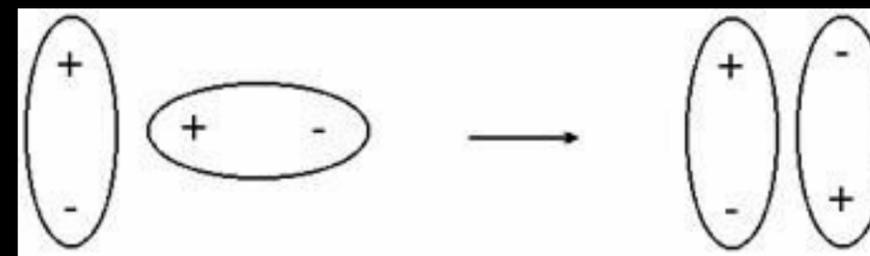


Йоханнес
Дидерик
Ван дер Ваальс,
1837-1923

– силы межмолекулярного взаимодействия, проявляющиеся на расстояниях, превосходящих размеры частиц. Слабое притяжение между молекулами, не связанное с передачей электронов.

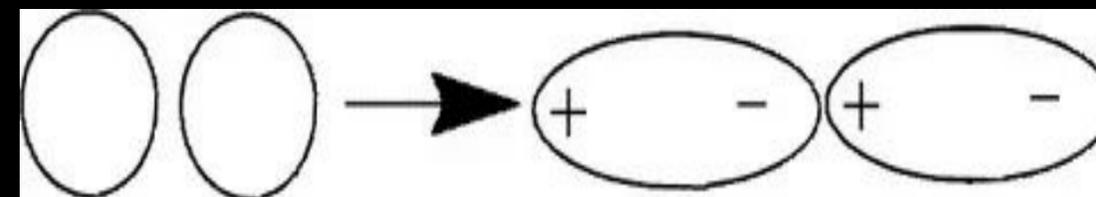
Ориентационное взаимодействие.

Оно проявляется, если вещество состоит из полярных молекул - диполей (диполь-дипольное взаимодействие).



Индукционное взаимодействие.

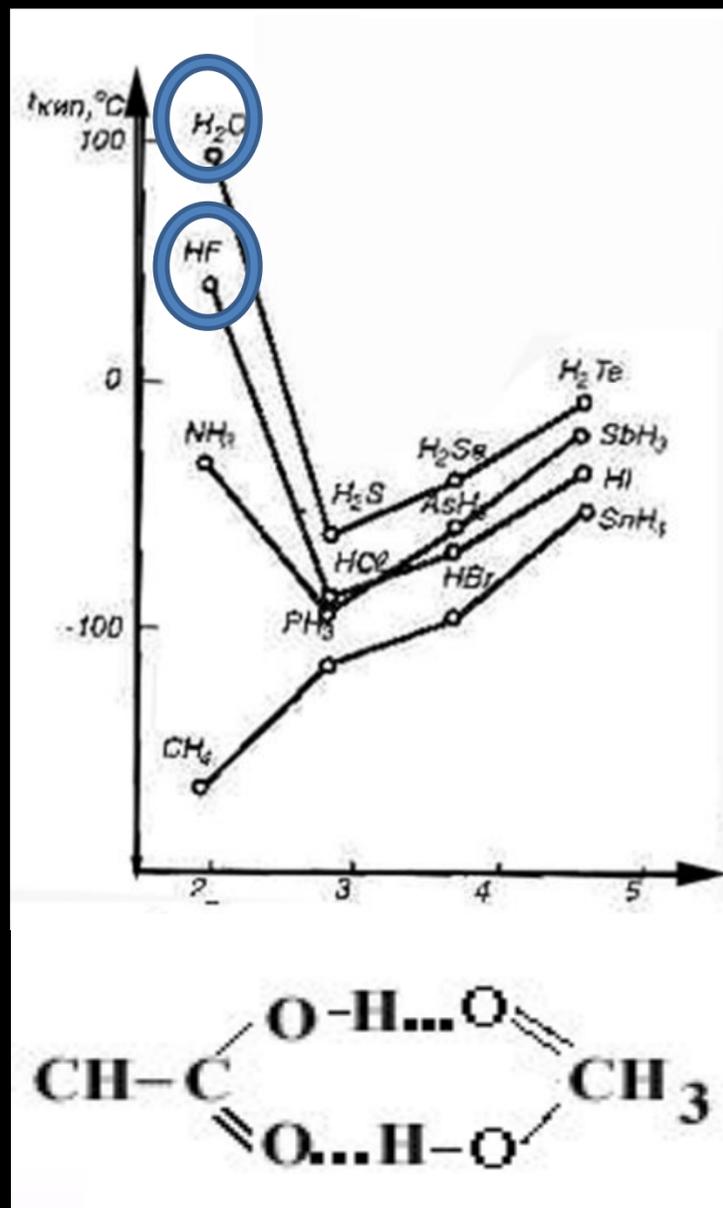
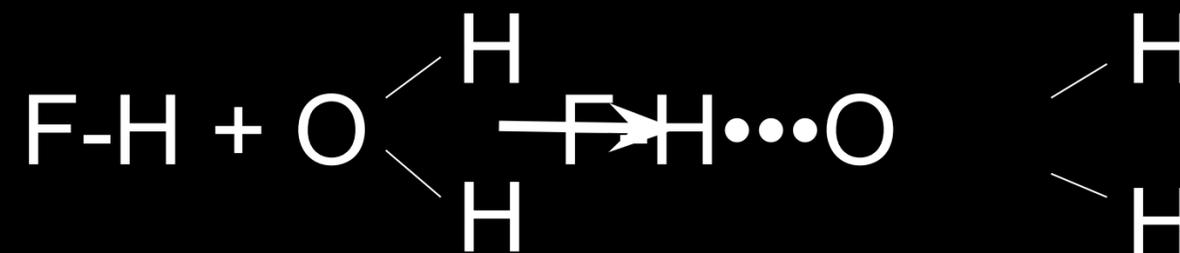
Оно осуществляется, в частности, между полярной и неполярной молекулой и обусловлено тем, что дипольные молекулы индуцируют в соседних молекулах диполи.



Дисперсионное взаимодействие. Это взаимодействие обусловлено тем, что каждый атом является диполем в любой момент времени, т.к. электрон и ядро являются противоположно заряженными частицами (мгновенный диполь). Если имеется несколько атомов поблизости, то их диполи ориентируются в пространстве ("+" к "-").

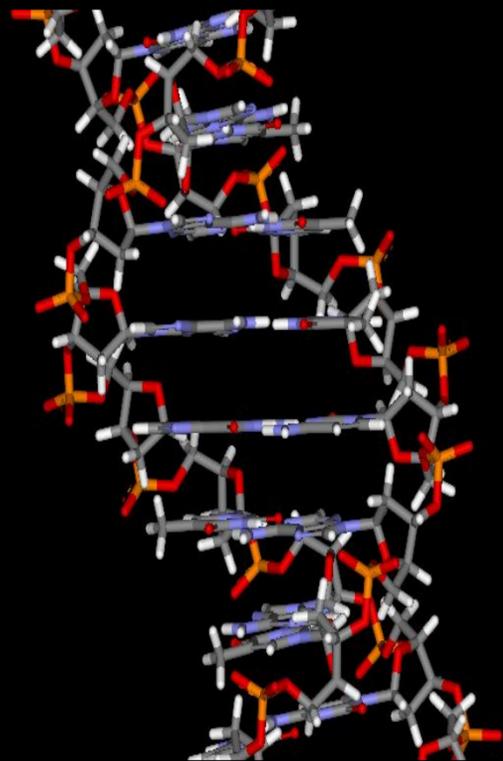
Водородная связь

связь, образованная положительно поляризованным атомом водорода молекулы **A** – **H** и электроотрицательным атомом **B** другой молекулы.



- Энергия водородной связи имеет промежуточное значение между энергией ковалентной связи и ван-дер-ваальсовых сил.
- Межмолекулярные водородные связи влияют на свойства веществ: повышают вязкость, растворимость в воде, температуру кипения и плавления. H₂O, HF и NH₃ – аномально высокие T_{кип} и T_{пл}.
- Возникновение водородных связей приводит к образованию димеров, тримеров и других полимерных структур, например, зигзагообразных структур (HF)_n, кольцевой димерной структуры низших карбоновых кислот.

Внутримолекулярная водородная связь влияет на структуру и свойства различных соединений, например, дезоксирибонуклеиновая кислота (ДНК). Молекулы этой кислоты свернуты в виде двойной спирали, две нити которой соединены между собой водородной связью.



Вывод:

свойства веществ зависят от его состава и строения