

Химическая связь и строение молекул

Ионная химическая связь это связь, образовавшаяся за счет электро-статического притяжения катионов к анионам. Ионной связи соответствует ионная кристаллическая решетка. Задание: Выпишите формулы веществ с ионной связью и составьте для них схемы образования: PCl_3 ; C_2H_2 ; CCl_4 ; MgCl_2 ; CH_4 ; K_3N ; NaBr .

Ионная химическая связь

это связь, образовавшаяся за счет электро-статического притяжения **катионов** к **анионам**. Ионной связи соответствует ионная кристаллическая решетка.


$$\text{Na} + \cdot\ddot{\text{Cl}}: \xrightarrow{\bar{e}} \text{Na}^+ [:\ddot{\text{Cl}}:]^-$$


Задание:
Выпишите формулы веществ с ионной связью и составьте для них схемы образования: PCl_3 ; C_2H_2 ; CCl_4 ; MgCl_2 ; CH_4 ; K_3N ; NaBr .

Электроотрицательность (ЭО)

$$\text{ЭО} = \frac{E_{\text{ионизации}}}{2} + \frac{E_{\text{сродства}}}{2}$$

2

Чем больше ЭО, тем больше выражены
металлические свойства

ЭО – мера неметалличности элемента

Направленность связи - определённая локализация её в пространстве, определяет геометрию молекулы. Направленность напрямую связана с гибридизацией орбиталей. Гибридизация обеспечивает: А) эквивалентность орбиталей; Б) наибольшее их перекрывание; В) максимальное удаление в пространстве друг от друга. Ионная и металлическая связь не обладают свойствами направленности и локализации в пространстве

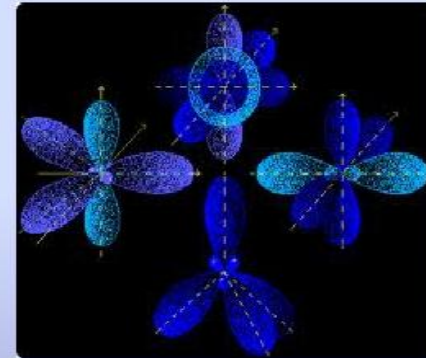
4. Направленность связи -

определённая локализация её в пространстве, определяет геометрию молекулы.

Направленность напрямую связана с *гибридизацией орбиталей*.

Гибридизация обеспечивает:

- А) эквивалентность орбиталей;
- Б) наибольшее их перекрывание;
- В) максимальное удаление в пространстве друг от друга.



Ионная и металлическая связь не обладают свойствами направленности и локализации в пространстве

Насыщаемость связи - образование атомом
определенного количества ковалентных связей,
ограниченного числом валентных электронов

3. Насыщаемость связи -

образование атомом определенного количества ковалентных связей, ограниченного числом валентных электронов (как неспаренных, так и НЭП).

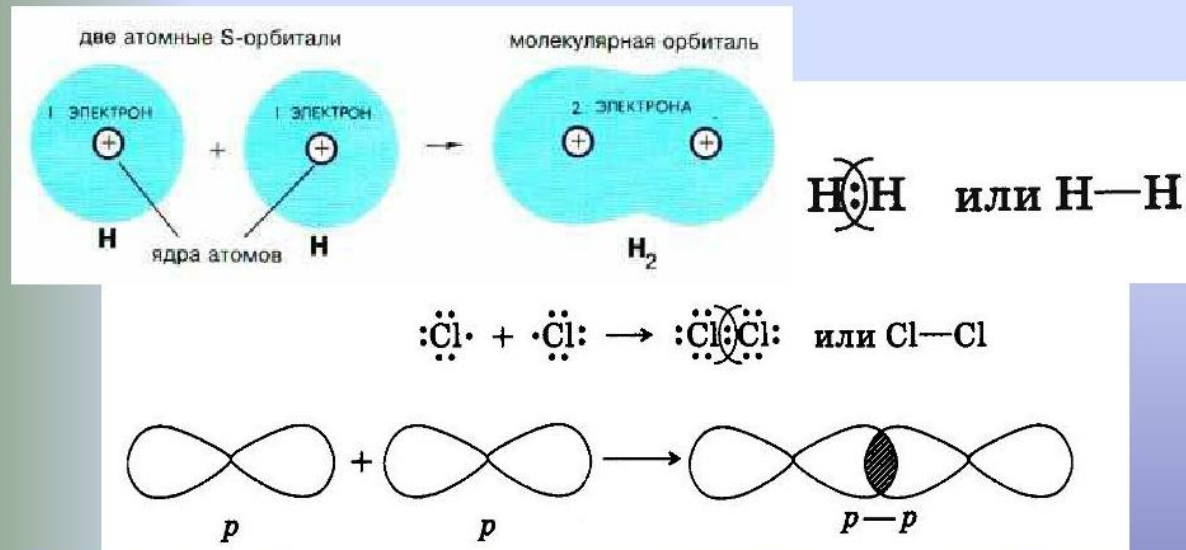


1. Вспомните, чем определяются валентные возможности атомов химических элементов?
2. Приведите примеры возможных валентностей для элементов: С и Si, N и P, O и S, F и Cl.
3. Какие из названных элементов не проявляют валентность, равную номеру группы?
4. Как вы думаете, обладают ли ионная и металлическая связь насыщаемостью. Почему?

Ковалентная химическая связь это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар
Примеры образования ковалентной неполярной связи

Ковалентная химическая связь

это связь, возникающая между атомами за счет образования общих электронных пар



Примеры образования ковалентной неполярной связи

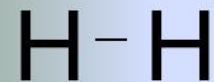
Полярность ковалентной связи - это степень смещенности общих электронных пар к одному из связанных ими атомов. Электроотрицательность (ЭО) — свойство атомов оттягивать к себе валентные электроны от других атомов. неполярная ковалентная связь образуется между атомами с одинаковой ЭО. Полярная ковалентная связь образуется между атомами с разной ЭО. H-H, H-Br

Полярность ковалентной связи -

это **степень смещенности** общих электронных пар к одному из связанных ими атомов

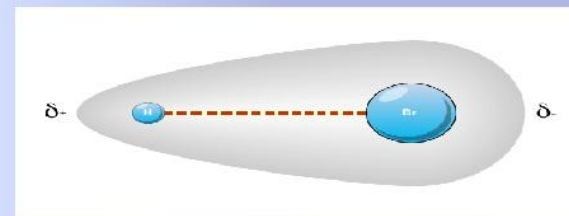
Неполярная ковалентная связь образуется между атомами с **одинаковой ЭО**

Полярная ковалентная связь образуется между атомами с **разной ЭО**



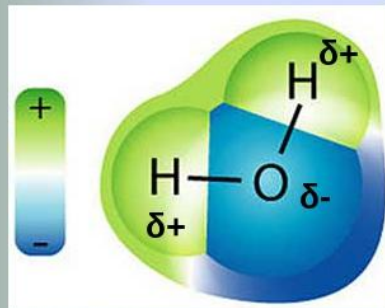
Электроотрицательность (ЭО)

— свойство атомов оттягивать к себе валентные электроны от других атомов

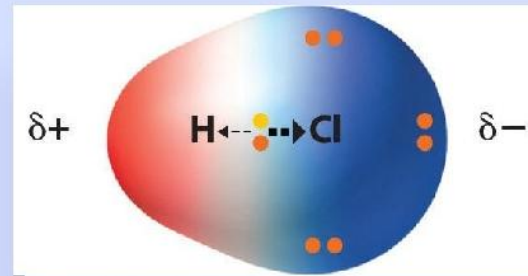
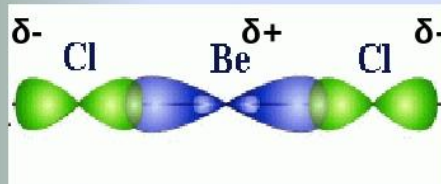


Полярные молекулы - диполи Полярность молекулы зависит не только от полярность связей в ней, но и от геометрической формы молекулы Дипольный момент – произведение заряда δ на длину диполя

Полярные молекулы - диполи



Дипольный момент – произведение заряда δ на длину диполя (т.е. расстояние между центрами зарядов)



Полярность молекулы зависит не только от полярность связей в ней, но и от геометрической формы молекулы

Электрический диполь

Это система **двух** зарядов, **равных по модулю**, но **противоположных по знаку**.



Где l – плечо диполя,
 P – **дипольный момент =
электрический момент**

$$\vec{P} = q \cdot \vec{\ell}$$

$$p = [Кл \cdot м]$$

Дипольный момент направлен от **минуса к
плюсу**



Полярность ковалентной связи зависит от разности электроотрицательности связанных атомов $\Delta \chi$ H - I H - Br H - Cl ЭО 2,1 2,5 2,1 2,8 2,1 3,0 ЭО 0,4 0,7 0,9 Полярность связей и молекул увеличивается

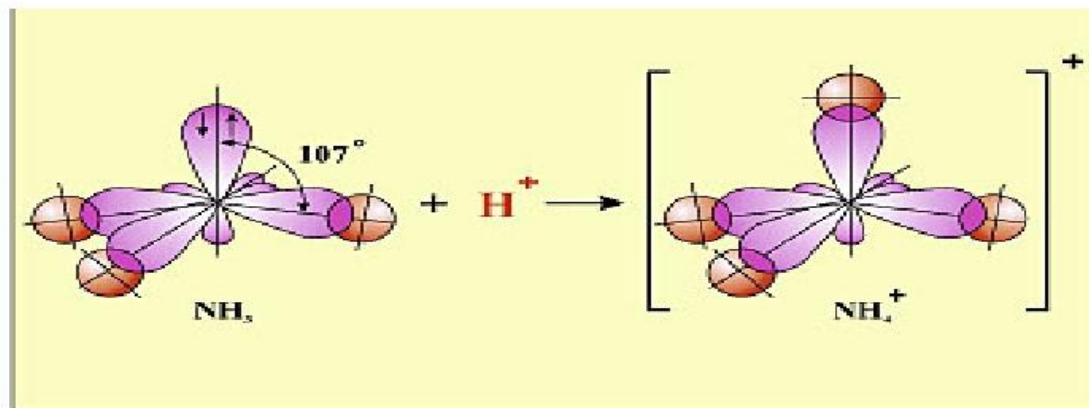
Полярность ковалентной связи

зависит от разности электроотрицательности связанных атомов

| | H - I | | H - Br | | H - Cl | |
|---------------------------------|--|-----|--------|-----|--------|-----|
| ЭО | 2,1 | 2,5 | 2,1 | 2,8 | 2,1 | 3,0 |
| $\Delta \chi$ | 0,4 | | 0,7 | | 0,9 | |
| |  | | | | | |
| | Полярность связей и молекул увеличивается | | | | | |

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи



Водородная связь Химическая связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары (F, O, N), другой молекулы Задания: 1. Приведите примеры органических соединений, способных к образованию водородной связи; 2. Какие особые свойства придает водородная связь этим соединениям?

Водородная связь

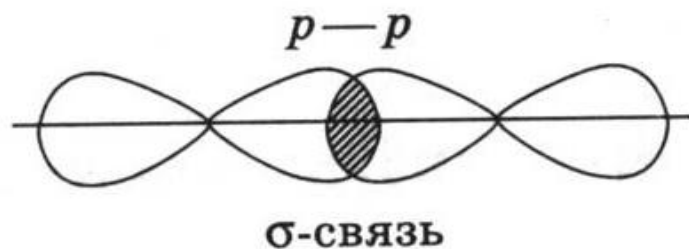
Химическая связь между
положительно
поляризованными атомами
водорода одной молекулы
и
отрицательно
поляризованными атомами
сильно электроотрицательных
элементов,
имеющих неподеленные
электронные пары
(F, O, N), другой молекулы



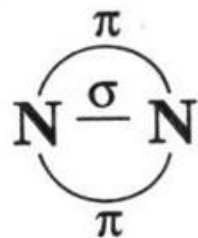
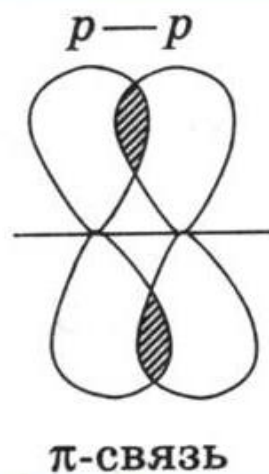
Задания:

1. Приведите примеры органических соединений, способных к образованию водородной связи;
2. Какие особые свойства придает водородная связь этим соединениям?

Способы перекрывания электронных орбиталей:



$s-s$ (H_2),
 $s-p$ (HCl),
 $p-p$ (Cl_2),



Задание № 1:

Укажите признаки образования σ - и π -связи.

Задание № 2:

Укажите пару веществ, в молекулах которых есть только σ -связи: а) CH_4 и O_2 ; б) C_2H_5OH и H_2O ; в) N_2 и CO_2 .

Кристаллические вещества с ковалентным типом связи атомная кристаллическая решетка, отличается высокой прочностью, твердостью, тугоплавкостью другие примеры: Si, B, Ge, SiC- карборунд, SiO₂ - кварц (песок) алмаз графит

Кристаллические вещества с ковалентным типом связи



алмаз

атомная кристаллическая решетка, отличается высокой прочностью, твердостью, тугоплавкостью

другие примеры:
Si, B, Ge,
SiC- карборунд,
SiO₂ - кварц (песок)



графит

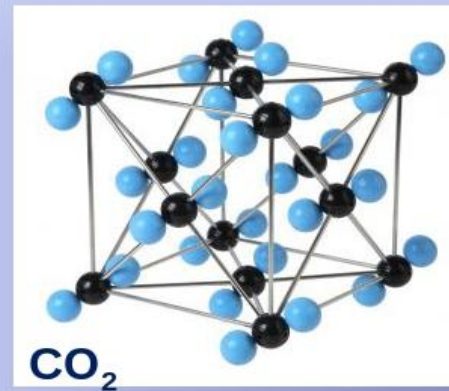
Кристаллические вещества с ковалентным типом связи
молекулярная кристаллическая решетка, вещества нестойкие,
легкоплавкие, летучие Примеры: H_2O - лед, P_4 , S_8 , I_2 CO_2 (твердый)
– «сухой» лед CO_2

Кристаллические вещества с ковалентным типом связи



молекулярная
кристаллическая решетка,
вещества нестойкие,
легкоплавкие, летучие

Примеры:
 H_2O - лед, P_4 , S_8 , I_2
 CO_2 (твердый) – «сухой» лед



Влияние типа кристаллической решетки на свойства вещества:

| Вещество | Тип крист. решетки | Свойства вещества |
|--|---|--|
| Все соли, щелочи, некоторые оксиды | ИОННАЯ (ионная связь) | твердые, прочные, тугоплавкие, нелетучие |
| Алмаз С, бор В, германий Ge, кремний Si, SiO ₂ , Al ₂ O ₃ | АТОМНАЯ (ковалентная связь) | твердые, прочные, тугоплавкие, нелетучие, нерастворимые |
| Все металлы | МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ (металлическая связь) | ковкие, пластичные, электро- и теплопроводные |
| Лед, «сухой» лед, все твердые газы, иод, сера, фосфор, кислоты, органические | МОЛЕКУЛЯРНАЯ (ковалентная связь) | непрочные, легкоплавкие, летучие; при обычных условиях могут быть Г, Ж и Т |

- Задания: 1. Определите типы химических связей между атомами в веществах: CaBr_2 ; HCl ; K ; H_2SO_4 ; BaO ; SO_2 ; LiNO_3 ; S_8 ; C_2H_2 ; Na ; HCOOK .

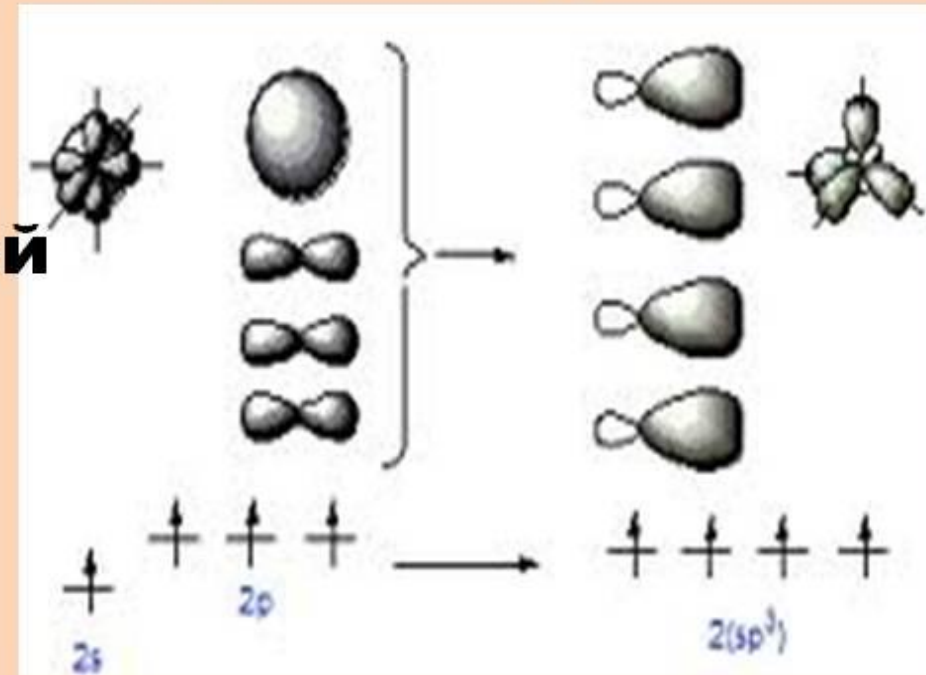
- Проверьте себя: Ионная: CaBr_2 ; BaO ; LiNO_3 ; HCOOK .
Металлическая: K ; Na . 3. Ковалентная полярная: HCl ;
 H_2SO_4 ; SO_2 ; C_2H_2 . 4. Ковалентная неполярная: S_8 . 1.

Гибридизация атомных орбиталей

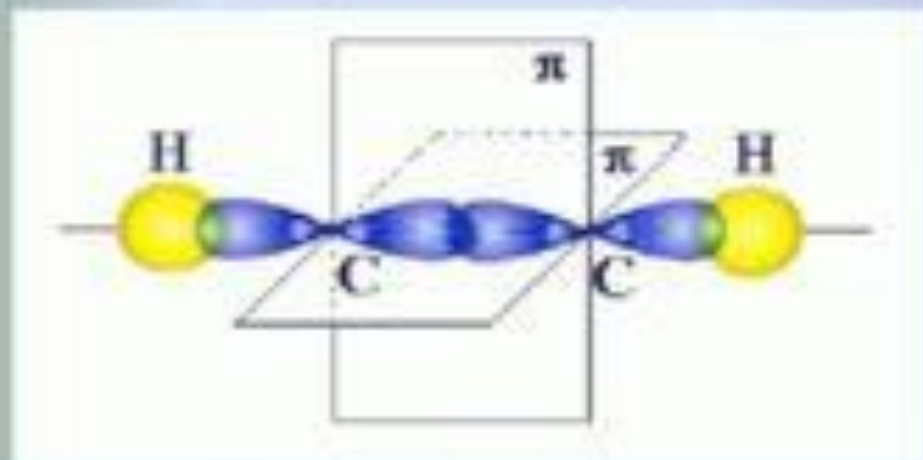
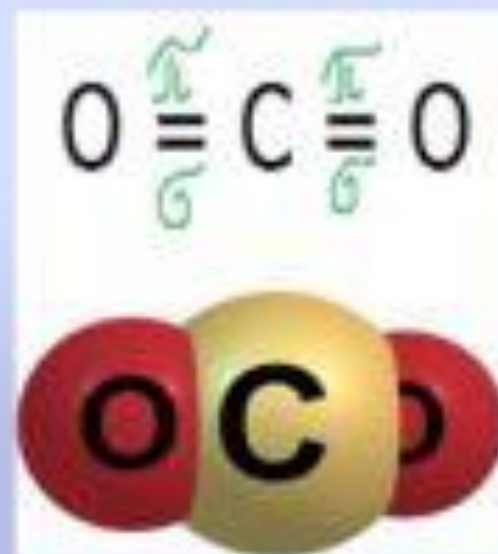
Гибридизация - это процесс выравнивания атомных орбиталей по форме и энергии.

Причины:

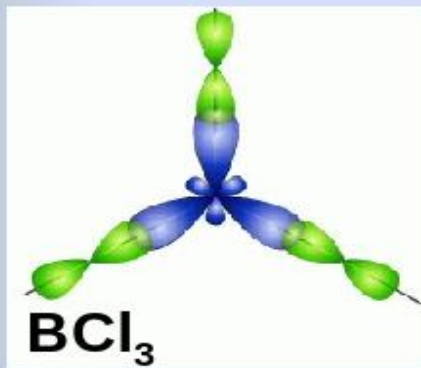
- ✓ **Образование равноценных связей с другими атомами**
- ✓ **Максимальное удаление атомов друг от друга**



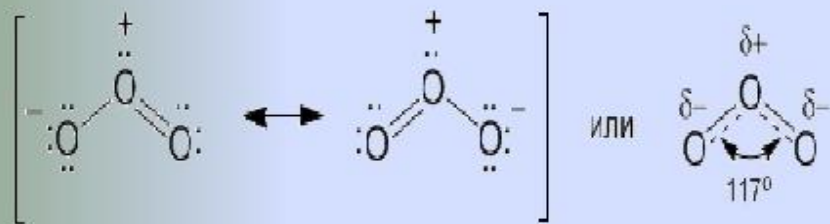
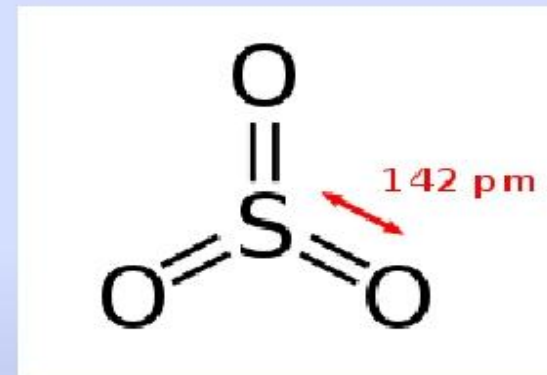
Примеры молекул с sp-гибридизацией центрального атома



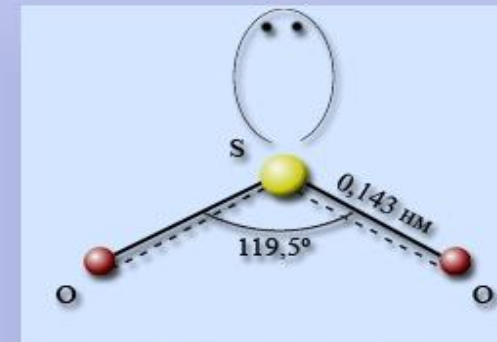
Примеры молекул с sp^2 -гибридизацией центрального атома



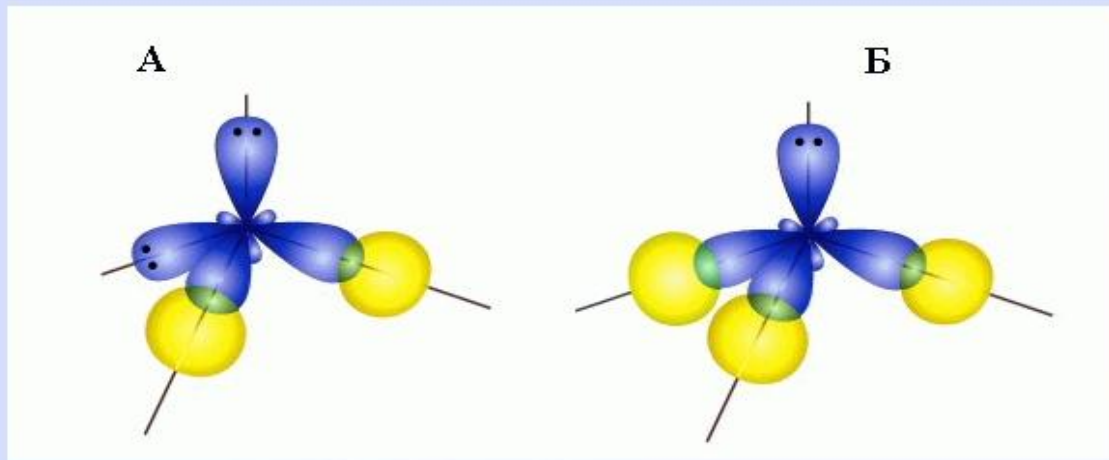
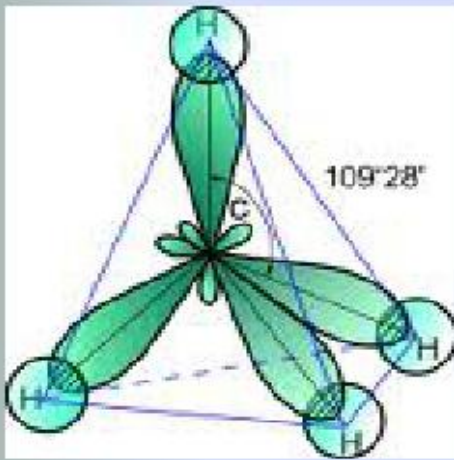
Треугольная
форма
молекулы



Угловая
форма
молекулы



Примеры молекул с sp^3 -гибридизацией центрального атома



Какие молекулы изображены на этом рисунке?

Метод валентных связей

Основные положения

1. Химическая связь между атомами образуется в результате обобществления валентных электронов, т.е. образования общих электронных пар
2. Общие электронные пары образуют лишь неспаренные электроны с антипараллельными спинами
3. При образовании химической связи происходит частичное перекрывание атомных орбиталей (АО), что приводит к увеличению электронной плотности в межъядерном пространстве
4. Химическая связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие АО
5. В пространстве химическая связь располагается в том направлении, в котором возможность перекрывания АО наибольшая
6. Связь, образованная перекрыванием АО по линии, соединяющей центры атомов, называется – σ -связью, а по обе стороны от линии π -связью.
 $E_{\sigma} > E_{\pi}$
7. Если молекула образуется путём перекрывания двух АО, связь называется одинарной, если более двух АО – кратной

2.7 Метод молекулярных орбиталей (ММО) *Роберт Малликен*

Принимается:

1. Каждый электрон в молекуле движется в результирующем поле всех ядер и остальных электронов. В ММО - молекула рассматривается как единая частица. (В МВС эл-н в поле своего ядра, молекула-система взаимодействующих изолированных атомов).

2. Состояние электрона в молекуле описывают волновые функции, которые называют молекулярными орбиталями (МО). МО представляет из себя - линейную комбинацию (сложение или вычитание) атомных орбиталей (АО). Сокращенное название МО - (МО-ЛКАО). МО многоцентровые (т.к. в молекуле не менее 2-х ядер) в отличие от АО.

3. Совокупность молекулярных орбиталей в молекуле называется электронной конфигурацией молекулы.

Заполнение электронами молекулярных орбиталей осуществляется на основе принципа

- минимума энергии
- принципа Паули
- правила Хунда