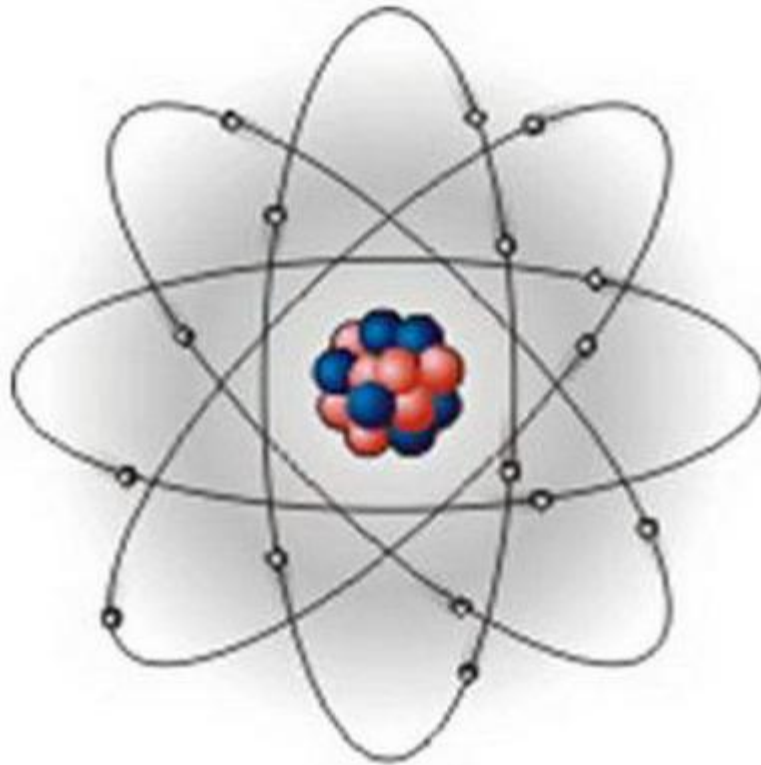


Строение атома.

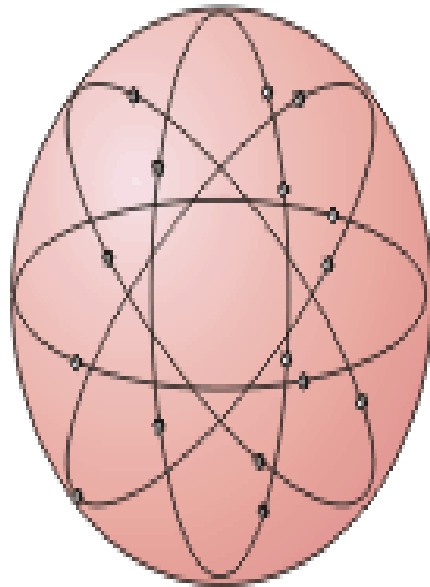
Химическая связь.

Лекция для студентов медико - биологического
факультета

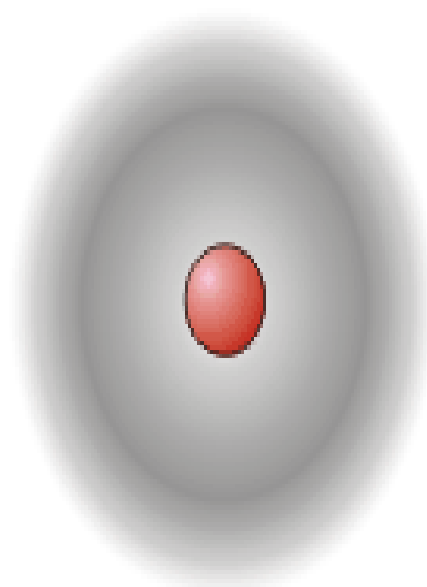
Строение атома



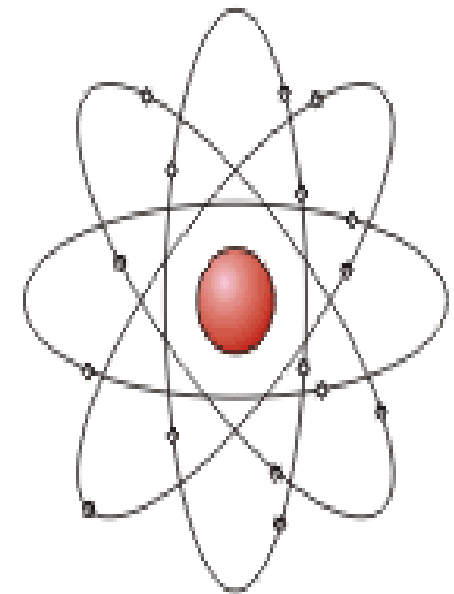
Устаревшие модели атома



Модель Томсона



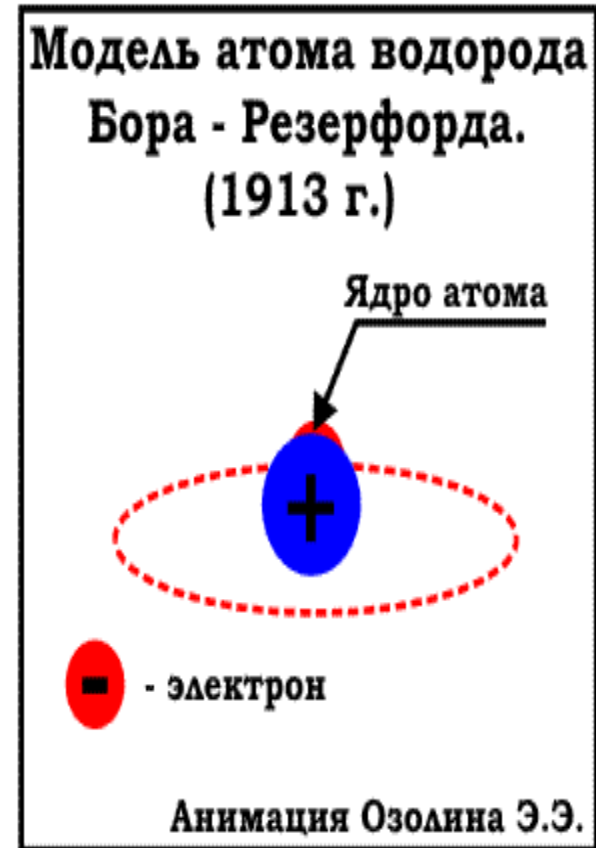
Модель Нагаоки



Модель Резерфорда

Модель Бора

- Электрон может вращаться по определённым круговым орбитам, не излучая энергии.
- Ближайшая к ядру орбита отвечает нормальному, наиболее устойчивому состоянию атома.
- Поглощение и излучение атомом энергии происходят лишь при перескоке электрона с одной орбиты на другую.



Дуалистическая природа электрона: частица и волна

- Уравнение Луи Де Бройля объединило свойства электрона как частицы и как волны
 - $\lambda = h/mv$



Принцип неопределенности Гейзенберга



$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$$

Волновое уравнение Шредингера

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2 m} \cdot \nabla^2 \Psi + (E - U) \Psi = 0$$

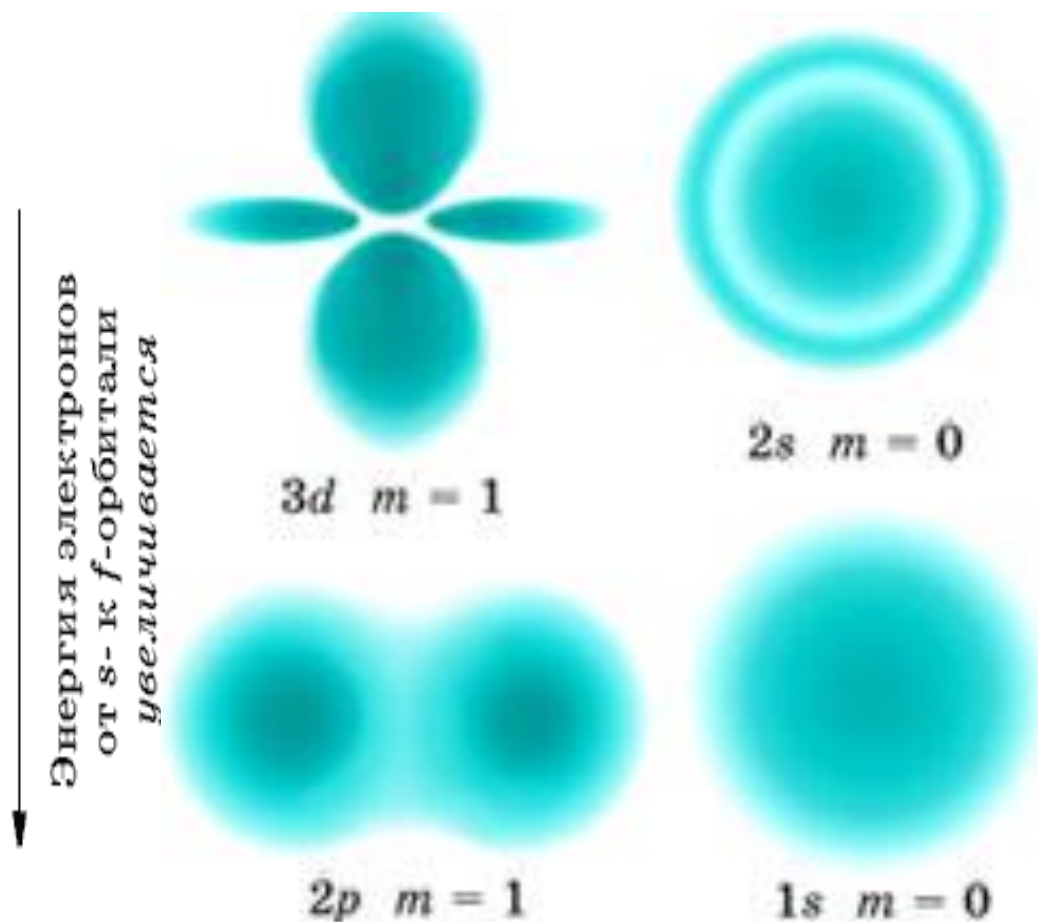
E – полная энергия, U –
потенциальная энергия
электрона, $\nabla^2 \Psi$ – вторая
производная волновой функции
по осям x, y, z

$$\nabla^2 \Psi = \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2}$$

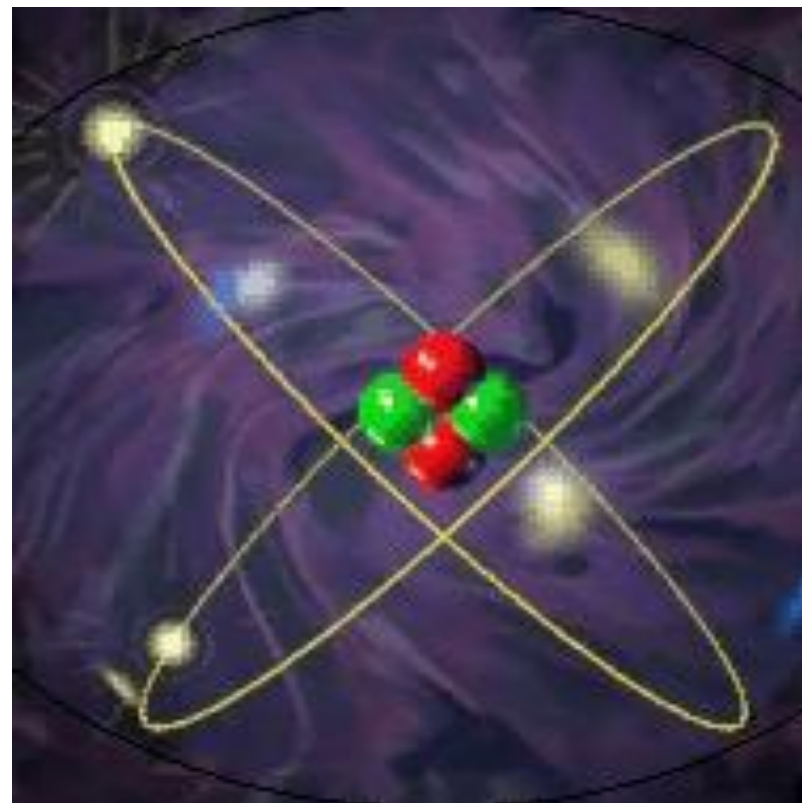
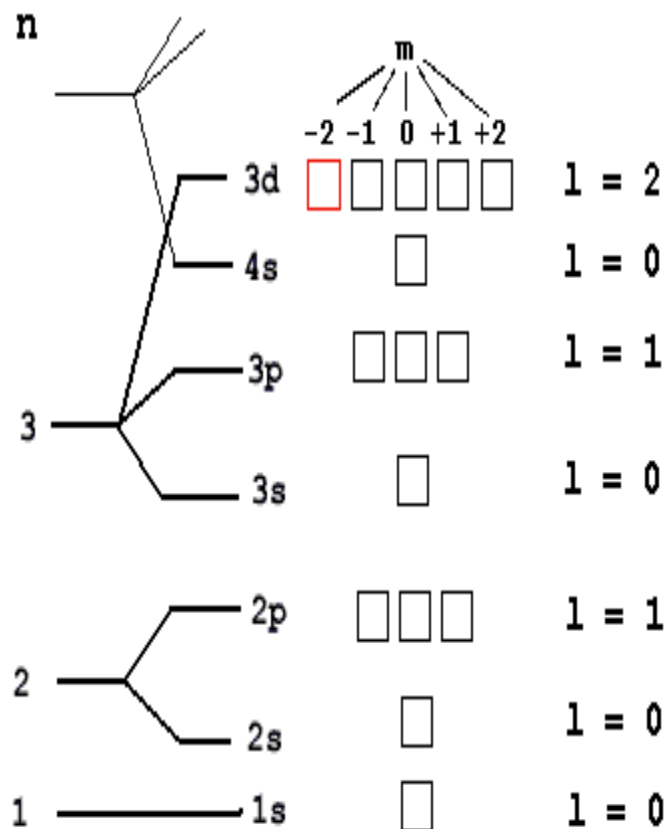


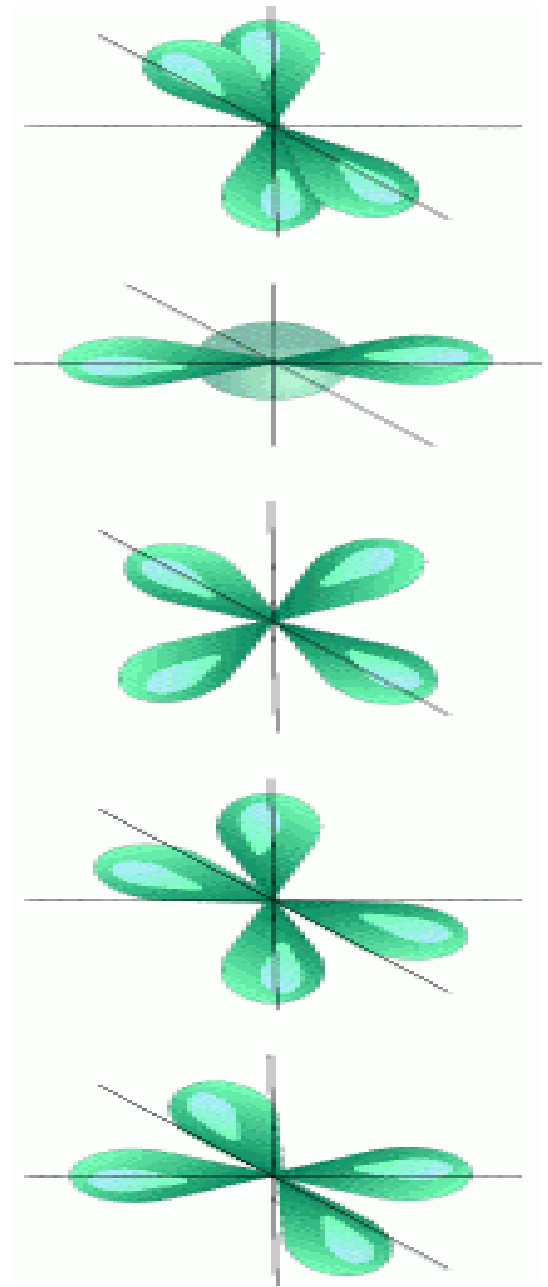
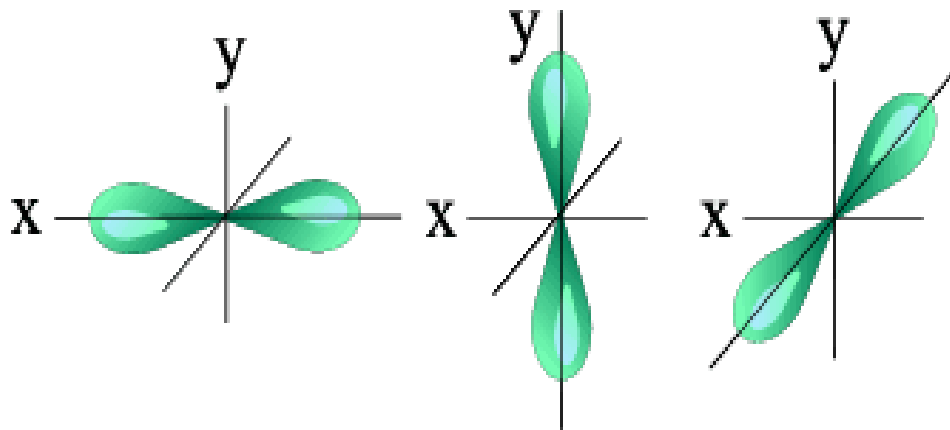
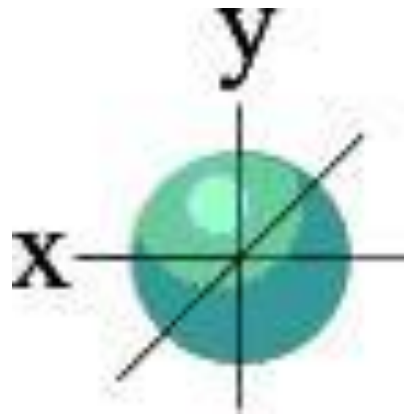
Квантовые числа

| Главное квантовое число | Побочное квантовое число | Форма электронной орбитали |
|-------------------------|--------------------------|----------------------------|
| $n = 1$ | $l = 0$ | s |
| $n = 2$ | $l = 0$ | s |
| | $l = 1$ | p |
| $n = 3$ | $l = 0$ | s |
| | $l = 1$ | p |
| | $l = 2$ | d |
| $n = 4$ | $l = 0$ | s |
| | $l = 1$ | p |
| | $l = 2$ | d |
| | $l = 3$ | f |



Квантовые числа





Распределение электронов в атомах

- **Принцип минимума энергии.**

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 6p$$

- **Принцип Паули.** В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырёх квантовых чисел.

- **Правило Гунда.** Суммарный спин максимален.

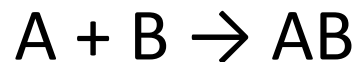
Заполнение электронных уровней в атоме

Кликните на элемент, чтобы посмотреть его электронную конфигурацию

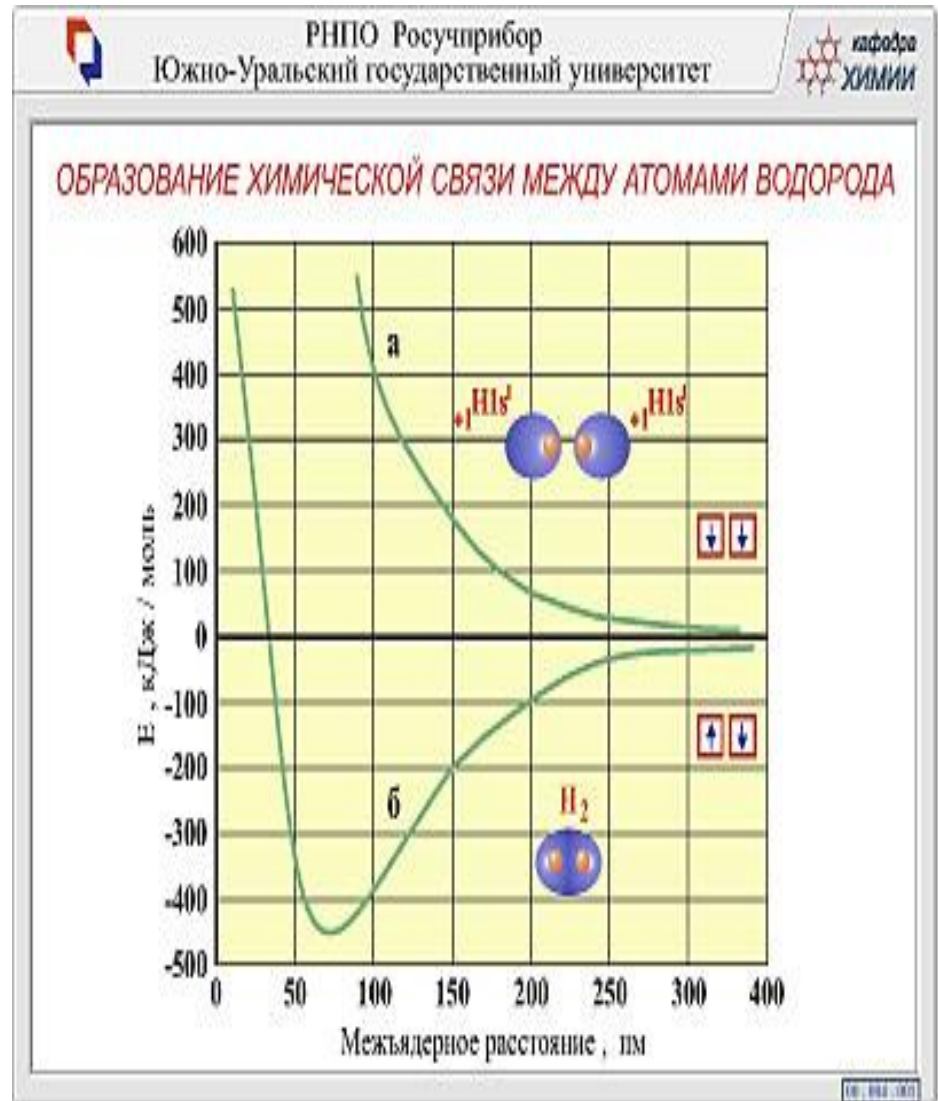
| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|-----|------|-----|-----|-----|------|-------|-----|-----|-----|-----|------|-----|-----|-----|------|------|
| 1a | | | | | | | | | | | | | | | | | VIIa |
| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 |
| H | IIa | | | | | | | | | | | IIIa | IVa | Va | VIa | VIIa | He |
| 3 | 4 | | | | | | | | | | | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| Li | Be | | | | | | | | | | | B | C | N | O | F | Ne |
| 11 | 12 | | | | | | | | | | | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| Na | Mg | IIIb | IVb | Vb | VIb | VIIb | VIIIb | Ib | | IIb | Al | Si | P | S | Cl | Ar | |
| 19 | 20 | 21 | 22 | 23 | 24 | 25 | 26 | 27 | 28 | 29 | 30 | 31 | 32 | 33 | 34 | 35 | 36 |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| 37 | 38 | 39 | 40 | 41 | 42 | 43 | 44 | 45 | 46 | 47 | 48 | 49 | 50 | 51 | 52 | 53 | 54 |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | In | Sn | Sb | Te | I | Xe |
| 55 | 56 | 57 | 72 | 73 | 74 | 75 | 76 | 77 | 78 | 79 | 80 | 81 | 82 | 83 | 84 | 85 | 86 |
| Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
| 87 | 88 | 89 | 104 | 105 | 106 | 107 | 108 | 109 | 110 | 111 | 112 | 113 | | | | | |
| Fr | Ra | Ac | Rf | Db | Sg | Bh | Hs | Mt | Uun | Uuu | Uub | Uut | | | | | |
| | | | 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 | 68 | 69 | 70 | 71 | |
| | | | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu | |
| | | | 90 | 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 | 100 | 101 | 102 | 103 | |
| | | | Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr | |

Химическая связь

Химическая связь – это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.



$$E_{AB} < E_A + E_B$$



Свойства химической связи

Энергия связи

N_2 (945.3 кДж/моль)

CO (1070.0 кДж/моль).

N_2O_3 (40.6 кДж/моль).

Длина связи

He...He – 6.2нм.






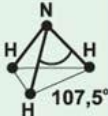


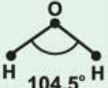


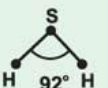


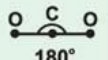
Кратность связи

Угол связи

Полярность связи

μ , D HCl - 3,24 HBr – 2,87 HI –
1,14

[D = $3.3 \cdot 10^{-30}$ Кл · м].

| 9 СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ | | | |
|---------------------------------------|---|---|---|
| ВАЛЕННЫЕ УГЛЫ В МОЛЕКУЛАХ | | | |
| Химическая формула | Масштабная модель | Кольцевидная модель | Величина угла |
| CH_4 |  |  |  109,5° |
| NH_3 |  |  |  107,5° |
| H_2O |  |  |  104,5° |
| H_2S |  |  |  92° |
| CO_2 |  |  |  180° |

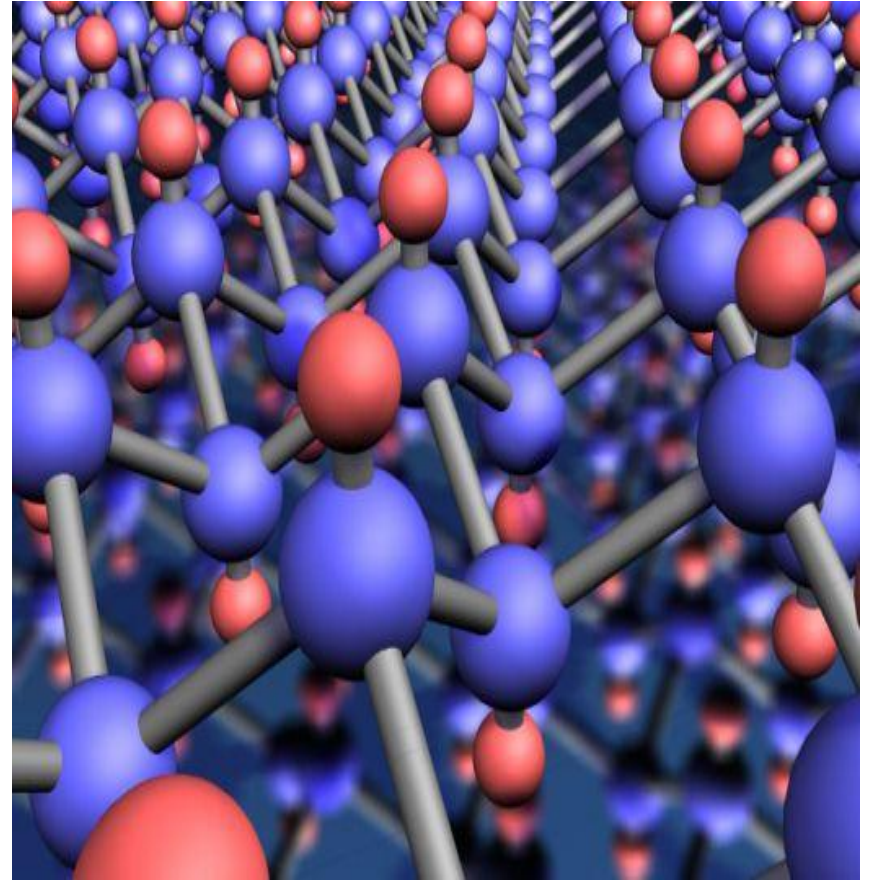
Металлическая связь

- Соединения с металлической связью имеют два важных отличия от ионно-ковалентных соединений:
- Высокая электро- и теплопроводность,
- Металлы – кристаллические вещества (исключение – ртуть).



Ионная связь

- Образуется между элементами с большим различием в электроотрицательности
- NaCl, KI, LiF
- Свойства:
- Ненаправленность
- Ненасыщаемость

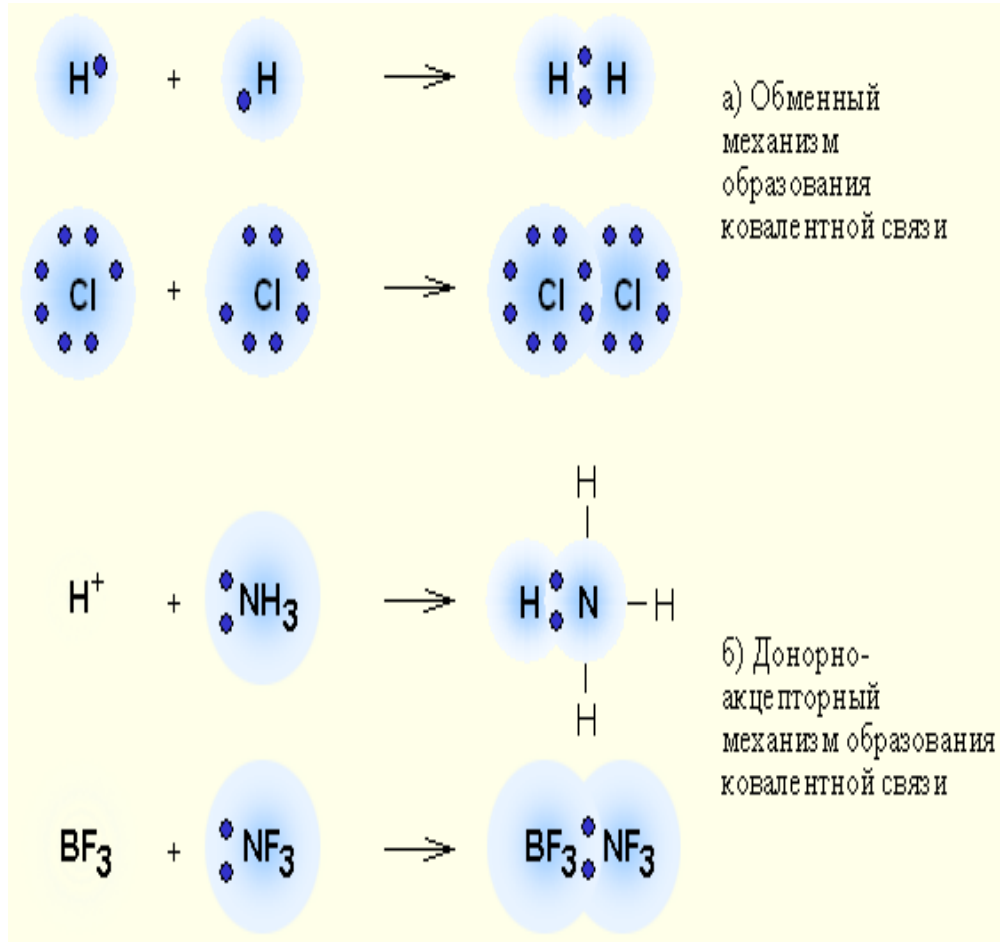


Ковалентная связь

- Механизмы образования:

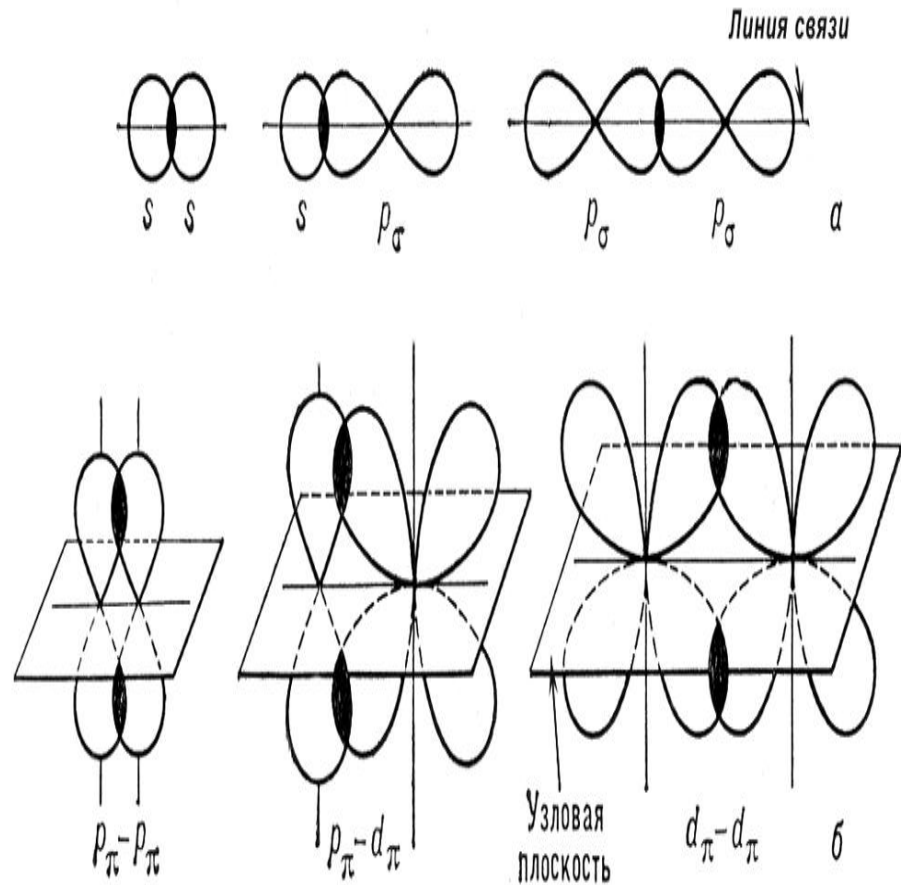
- Обменный

- Донорно - акцепторный

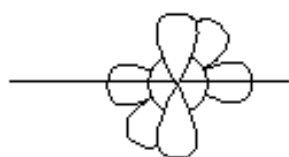


Свойства ковалентной связи

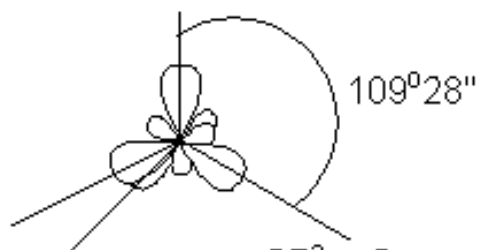
- Насыщаемость
- Направленность
- Поляризуемость



Гибридизация атомных орбиталей

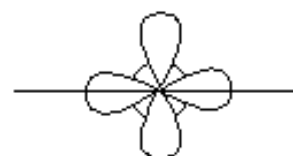


S + P + P + P

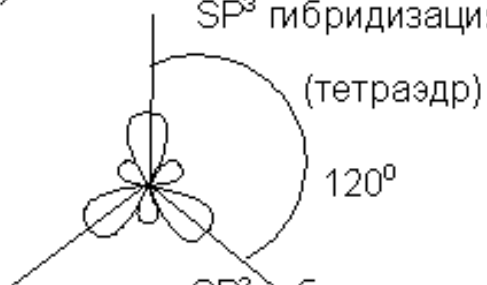


109°28'

SP³ гибридизация



S + P + P

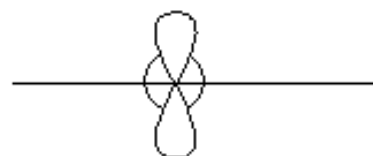


(тетраэдр)

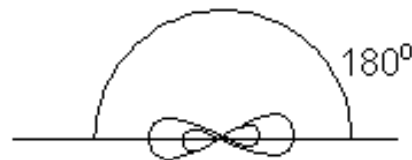
120°

SP² гибридизация

(плоский треугольник)



S + P



180°

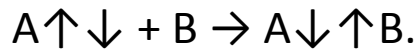
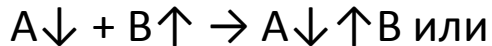
SP гибридизация

(линейное строение)

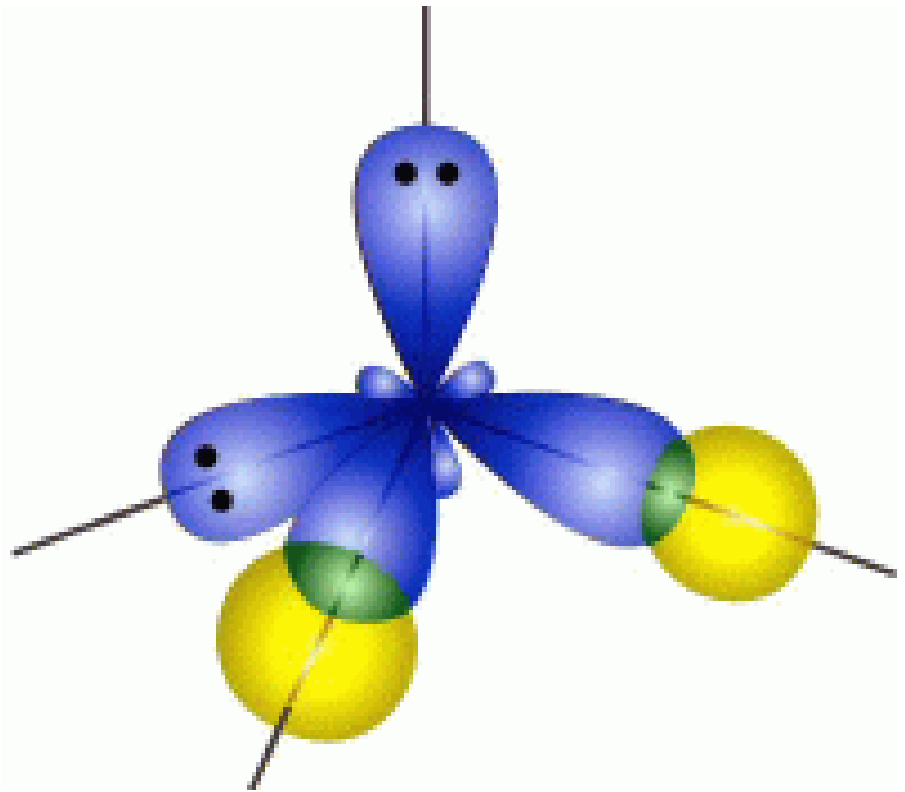
Методы описания ковалентной связи

МВС

- Основные положения МВС:
- Связь возникает между двумя атомами



- Связь возникает в том направлении, в котором перекрывание электронных облаков максимально.
- Из двух орбиталей атома наиболее прочную связь образует та орбиталь, которая сильнее перекрывается орбиталью другого атома.



Методы описания ковалентной связи

ММО

При перекрывании двух атомных орбиталей образуются две молекулярные: одна – орбитала сложения (связывающая) и разрыхляющая орбиталь.

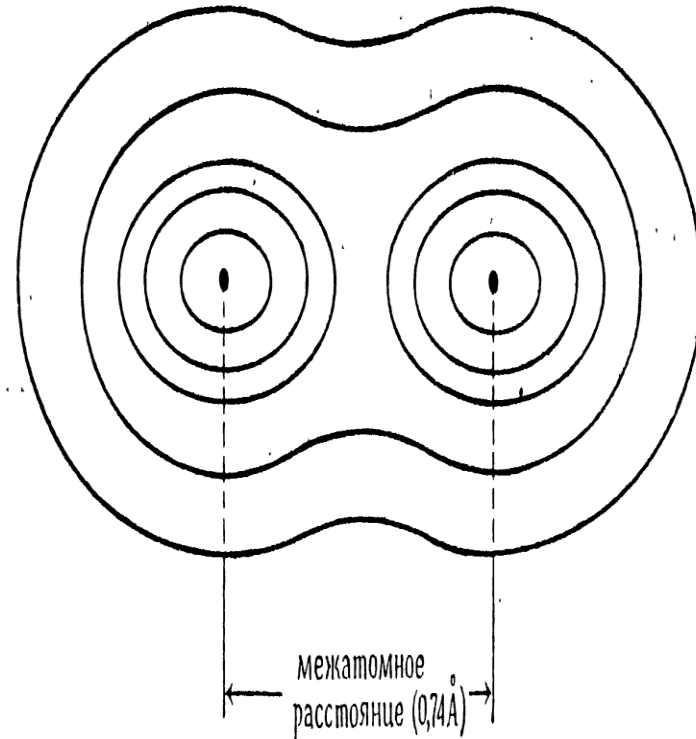
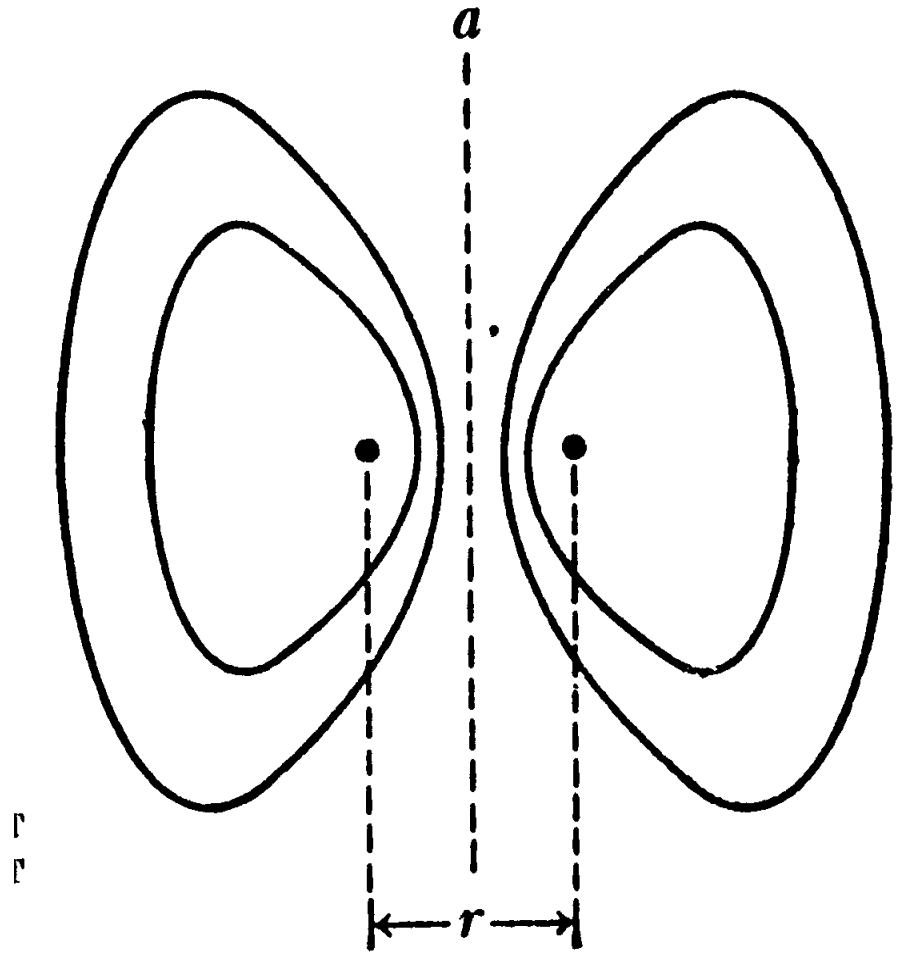


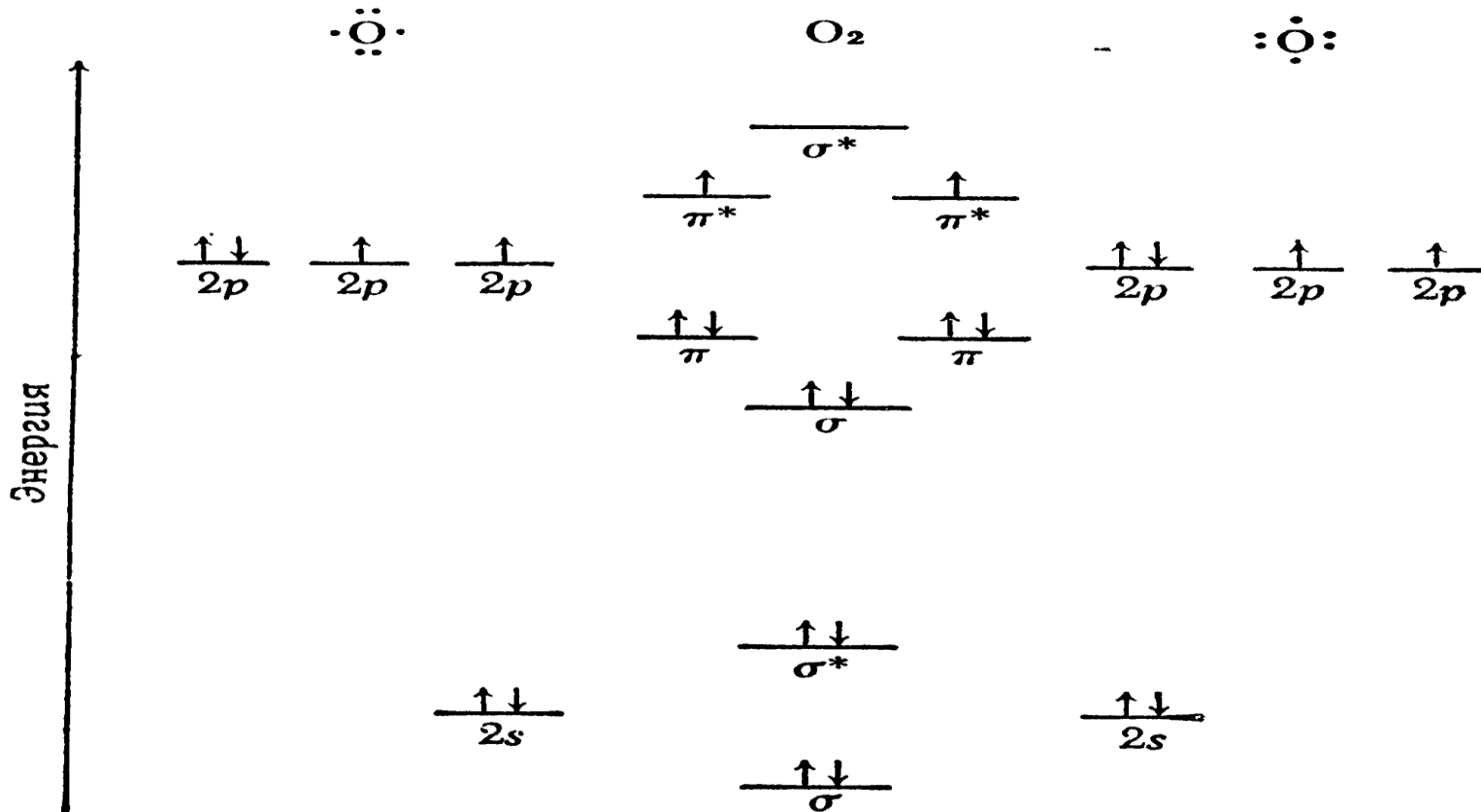
Рис. 2-8, Контурная карта электронной плотности связывающей молекулярной орбитали в H_2 .

Методы описания ковалентной связи

- Связывающая МО – энергетически более выгодна, чем соответствующие АО, максимальная электронная плотность в ней сосредоточена между центрами атомов.
- Разрыхляющая МО – энергетически менее выгодна, чем соответствующие АО, максимальная электронная плотность сосредоточена за центрами атомов.



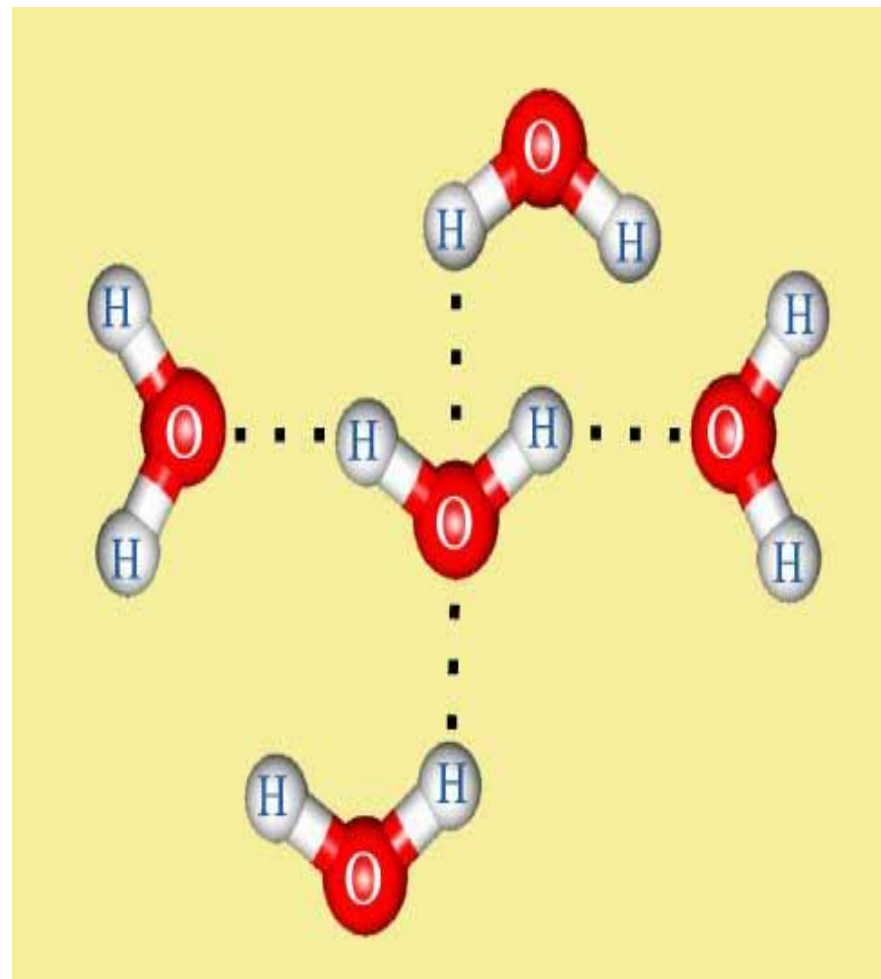
Для описания МО используют энергетические диаграммы.



Водородная связь

- **Водородная связь** – это разновидность ковалентной связи, образованной по донорно-акцепторному механизму.

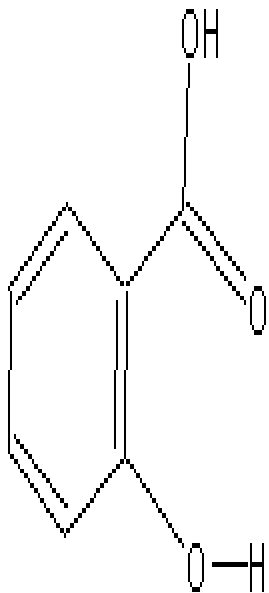
- | | | |
|---------|---------|------------|
| H ... F | H ... O | H ... N |
| 40 | 20 | 8 кДж/моль |



Водородная связь

Внутримолекулярная

Межмолекулярная



салициловая кислота

