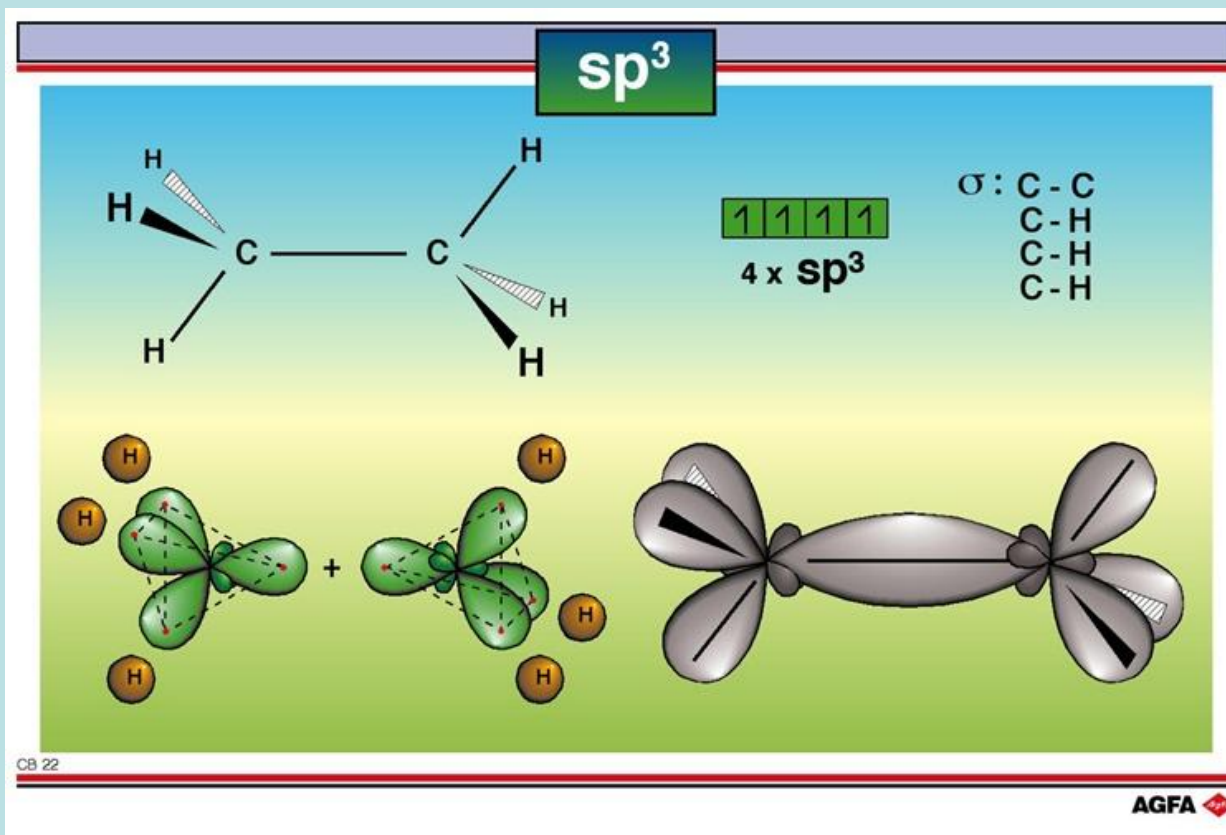


# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



# Понятие химической связи

**Химическая связь** – это различные виды взаимодействий, обуславливающих существование многоатомных соединений (молекул, ионов, радикалов, кристаллов).

1927 г. - Гейтлер и Лондон, применив квантово-механические расчеты, вычислили энергию и длину связи в молекуле водорода  $H_2$

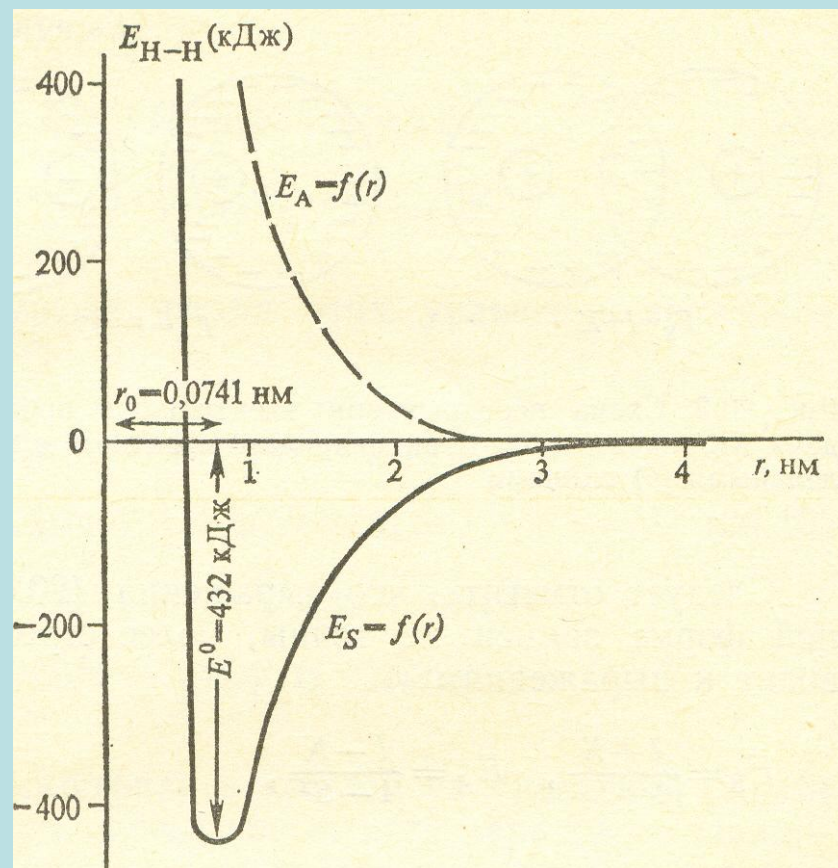
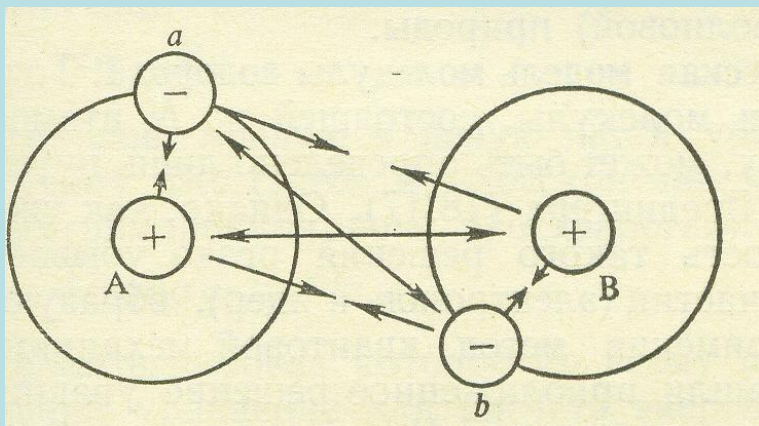
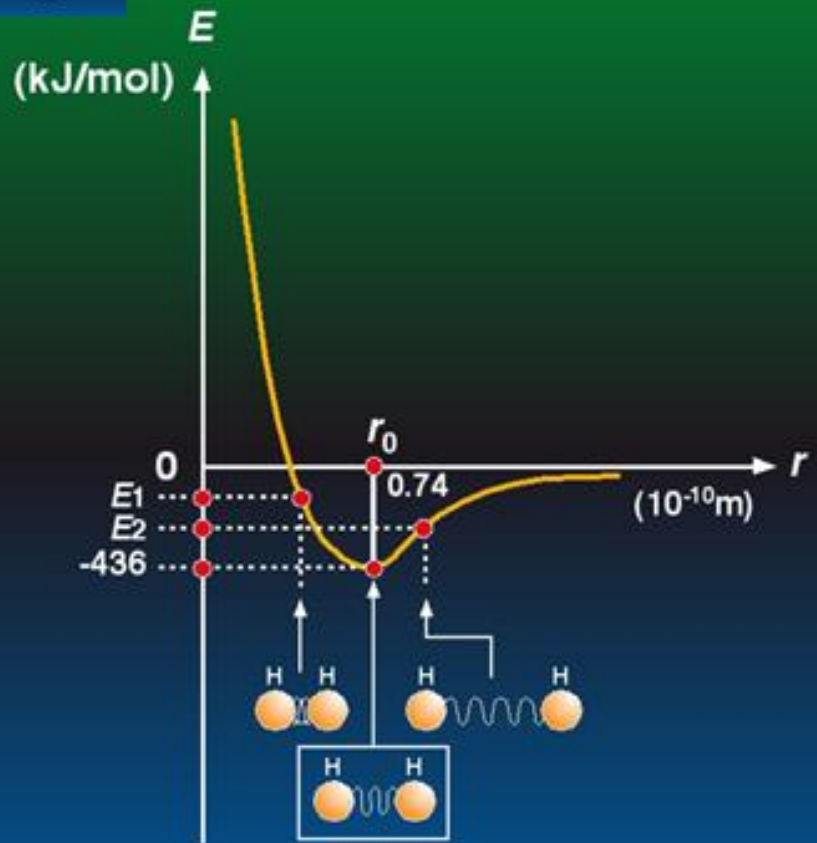
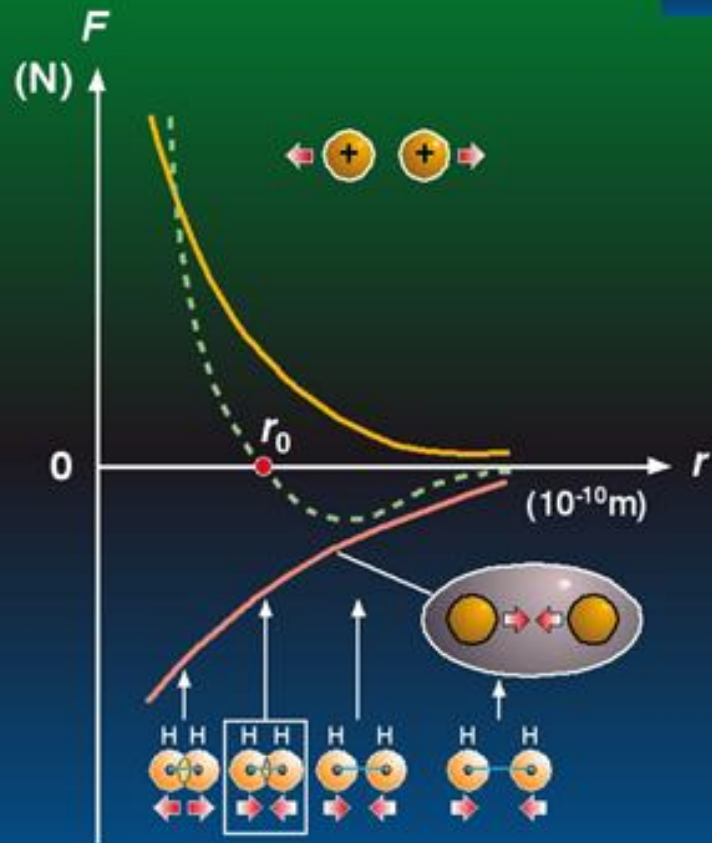


Схема Гейтлера и Лондона для расчета связи в атоме Н

# H<sub>2</sub>



# Виды химической связи

- Ковалентная
- Ионная
- Металлическая
- Водородная (внутри- и межмолекулярная)
  
- Межмолекулярные силы  
(силы Ван-дер-Ваальса)

# Характеристики химической связи

- Длина химической связи ( $\ell_{\text{св.}}$ ) – это межъядерное расстояние в молекулах или кристаллах

	HF	HCl	HBr	HI
$\ell_{\text{св.}}, \text{Å}$	0,92	1,28	1,42	1,62

- Энергия связи ( $E_{\text{св}}$ ) – это энергия, которая выделяется при образовании химической связи или затрачивается на её разрыв.

*Чем больше длина связи, тем меньше её энергия!*

	HF	HCl	HBr	HI
$E_{\text{св}}$ , кДж/моль	536	432	360	299

AB

+

$\Delta E$



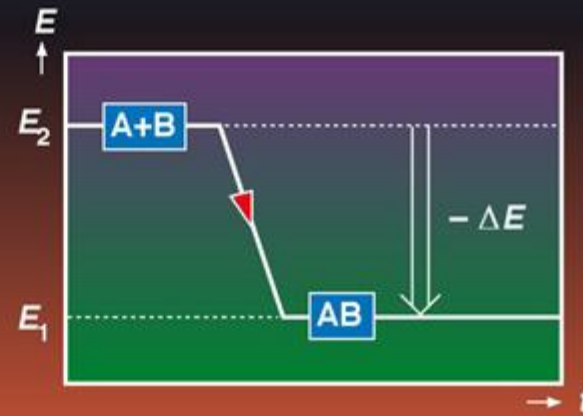
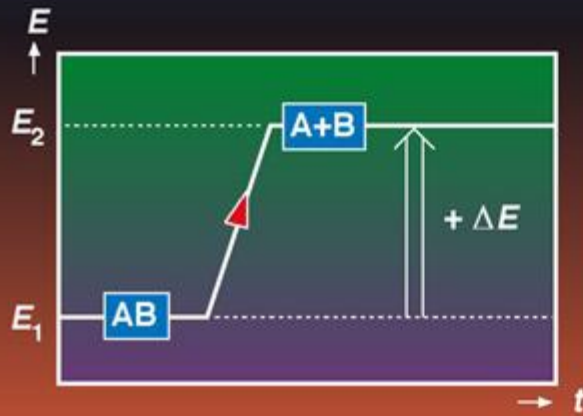
A + B



+



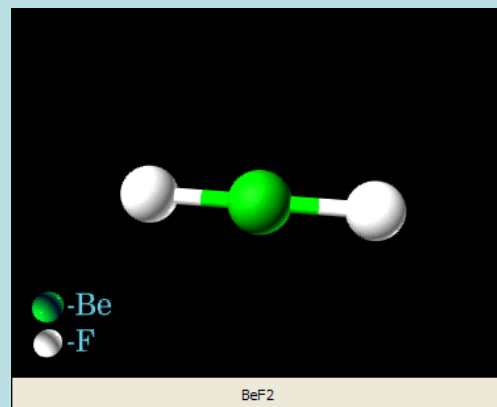
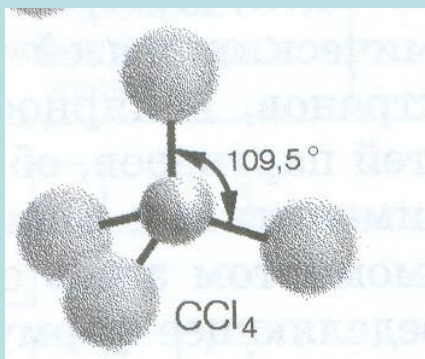
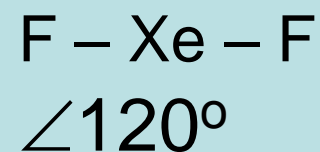
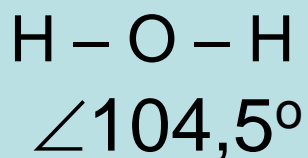
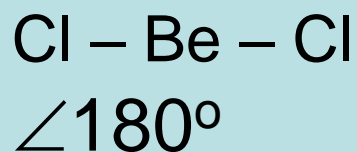
=



CB 01b



- Валентный угол – это угол между связями, которые образуют атомы в молекуле.



**Полярность связи** – это смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому.

Полярность связи характеризуется дипольным моментом ( $\mu$ ), эффективным зарядом ( $\delta$ ) и степенью ионности.

$$\mu = \ell \cdot q$$

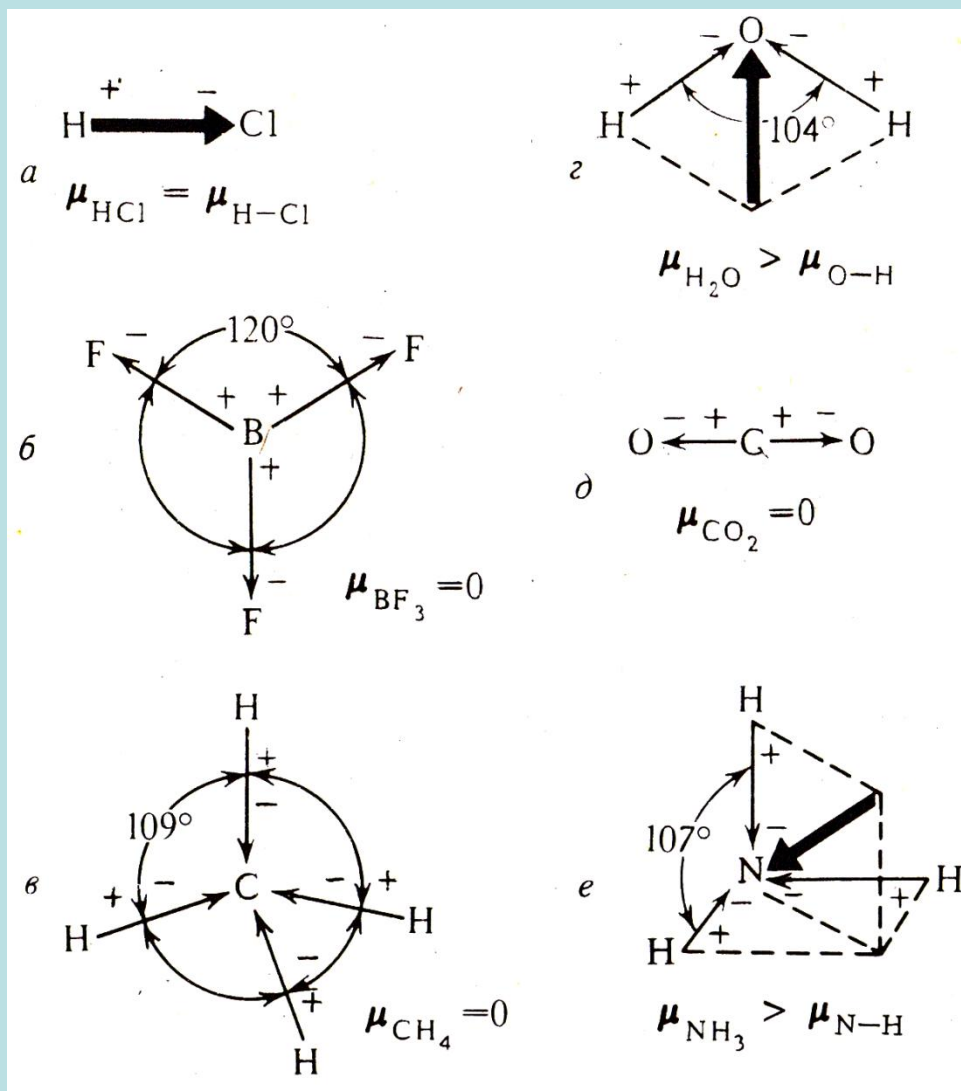
$\ell$  - длина диполя

$q$  – абсолютная величина заряда в кулонах.

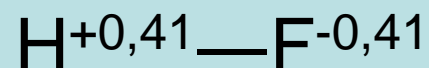
$$[\mu] = \text{Кл} \cdot \text{м} \text{ или } \text{D (Дебай)}$$

$$1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

# Различают дипольный момент связи и дипольный момент молекулы



Эффективный заряд – безразмерная  
величина



Степень ионности составляет 41%.

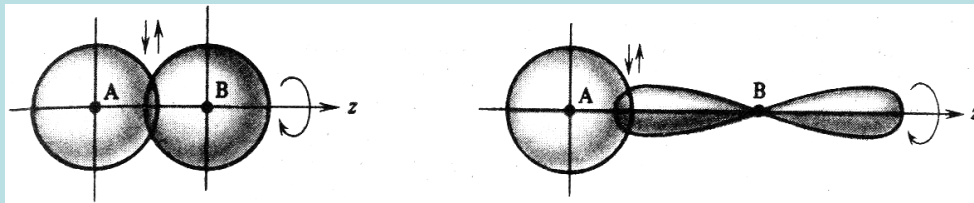
# Ковалентная связь.

Метод валентных связей (Метод ВС).

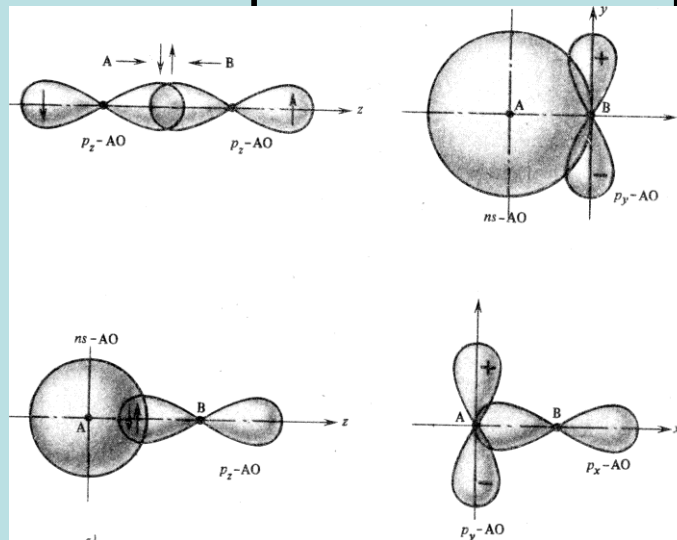
Основные положения.

- Химическая связь образована за счёт обобществления электронов с антипараллельными спинами.
- Химическая связь – двухцентровая, двухэлектронная, локализованная между двумя атомами.

Ковалентная связь тем прочнее, чем больше область перекрывания электронных облаков:



Перекрывающиеся атомные орбитали должны быть близки по энергии и симметрии:



# Механизмы образования ковалентной связи

Различают два механизма образования ковалентной связи (КС):

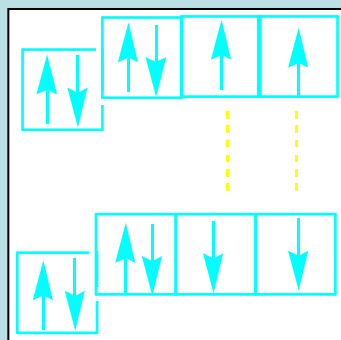
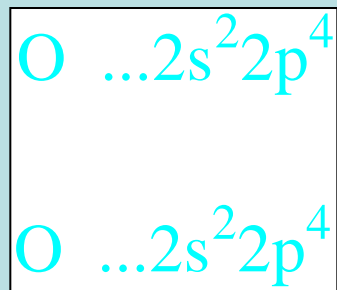
- Обменный
- Донорно-акцепторный

# Обменный механизм образования КС

- атомы имеют неспаренные электроны для образования химической связи.

Образование молекулы кислорода ( $O_2$ ) методом ВС:

Схема ВС:

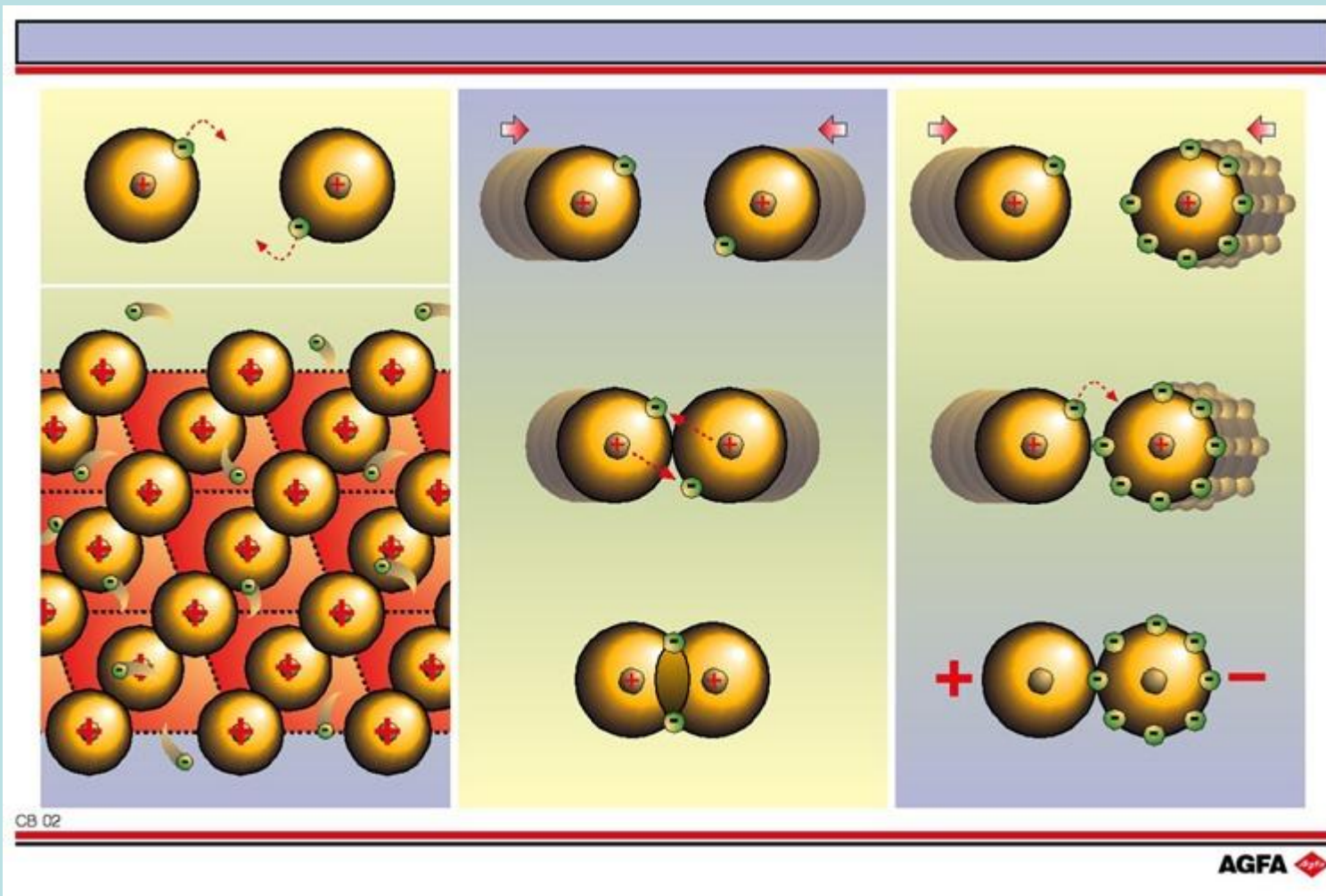


$$КС(O_2) = 2$$

Число общих электронных пар называется **кратностью связи** (КС).

Чем больше КС, тем больше её  $E_{св}$ , тем более прочной является молекула.

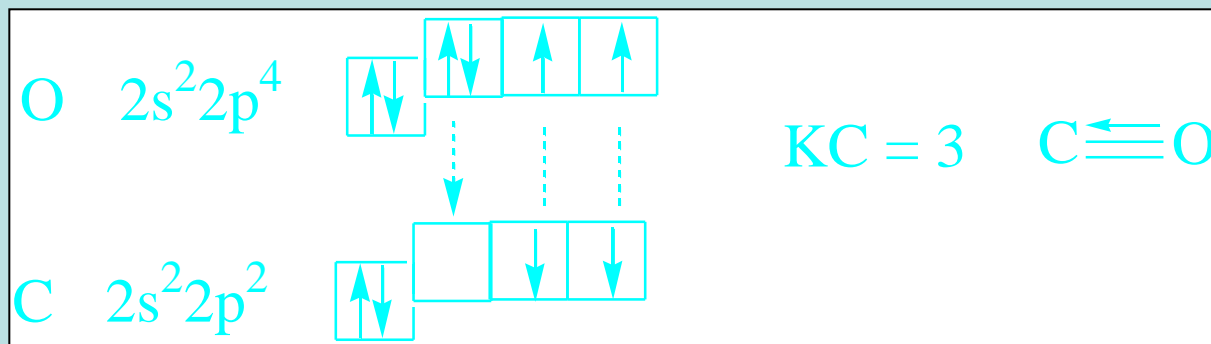




Металлическая связь, ковалентная связь, ионная связь

# Донорно-акцепторный механизм образования КС

- образование ХС за счёт электронной пары одного атома и вакантной АО другого атома:  
например, образование молекулы СО:

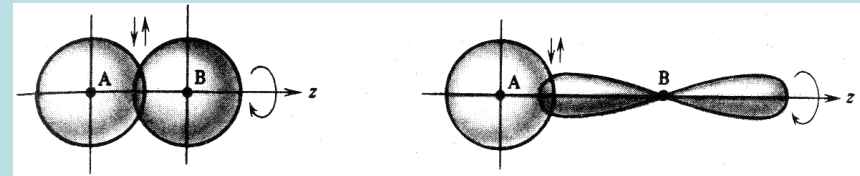


С – акцептор электронной пары

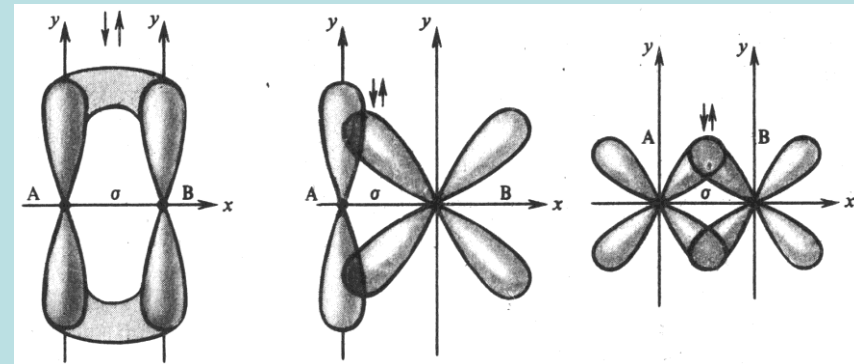
О – донор электронной пары

# Типы перекрывания АО

**$\sigma$ -СВЯЗЬ** - область общей электронной плотности лежит на линии связи ядер атомов.



**$\pi$ -СВЯЗЬ** - область общей электронной плотности перпендикулярна линии связи ядер атомов.



$\sigma$

