

Тема №5

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Из ~ 110 химических элементов в состоянии одноатомного пара стабильны He, Ne, Ar, Kr, Xe. Свободные атомы других элементов образуют молекулы или кристаллы. Причина - их относительная нестабильность и стремление к минимуму энергии.

Образование более стабильной системы при сближении одинаковых или различных атомов — химическая связь.

Общие положения

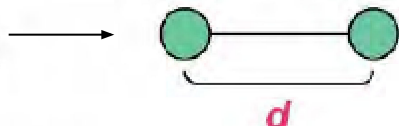
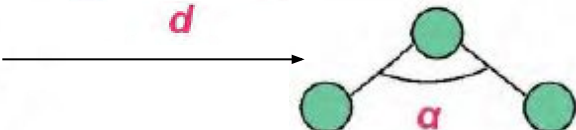
Химическая связь – это совокупность сил, удерживающих вместе два или несколько атомов или ионов.

Химическая связь – это результат одновременного действия притяжения и отталкивания сближающихся атомов

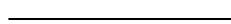
Притяжение – а) электростатическое взаимодействие между противоположно заряженными ионами или частичными (эффективными) зарядами, б) электронное взаимодействие с образованием связывающих орбиталей, в) дисперсионные (дипольные) силы.

Отталкивание – а) электростатическое взаимодействие одноименно заряженных ионов или частичных зарядов, б) электронное взаимодействие замкнутых оболочек, в) электростатическое отталкивание сблизившихся ядер.

Параметры химической связи

1. Длина связи 
2. Валентный угол 
3. Энергия связи $E = -D$
4. Распределение e-плотности

Силы, объединяющие атомы в молекулы

1. Электростатические взаимодействия:  **Ионная связь**
взаимодействия зарядов
2. Ковалентные взаимодействия:  **Ковалентная связь**
перераспределение электронной плотности
3. Дипольное взаимодействие:  **Межмолекулярные взаимодействия**
ван-дер-ваальсовы силы

Наиболее точная и детальная информация о взаимодействии атомов получена методами квантовой механики на основе решения уравнения Шредингера (*возможно только для некоторых простейших систем - H_2 , для сложных систем необходимо вводить упрощения*)

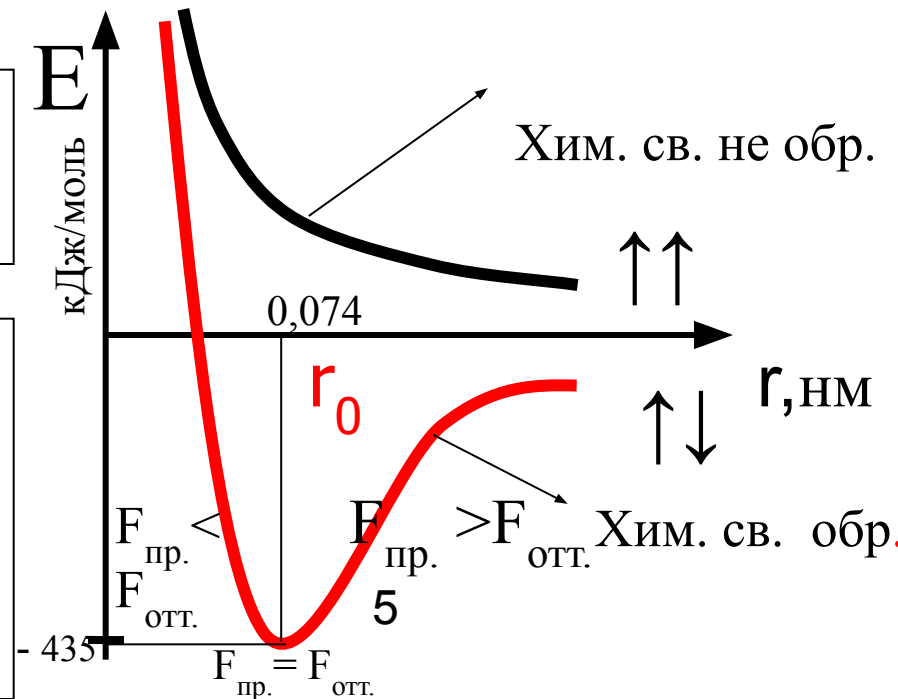
Первое решение было получено для молекулы H_2 (1927 г. немецкие физики В. Гейтлер и Ф. Лондон): оценили зависимость потенциальной энергии системы E из двух атомов водорода от межъядерного расстояния r

Характер изменения E определяется взаимной ориентацией электронных спинов атомов.

Сближение атомов приводит к возрастанию E – отталкивание, химическая связь не образуется

Сближение атомов приводит к убыванию E до минимального значения $E_{св}$ при расстоянии r_0 – образование *химической связи*

Дальнейшее сближение – электростатическое отталкивание одноименно заряженных ядер



РЕЗУЛЬТАТЫ:

1. Расчетные значения энергии и длины связи оказались близки к экспериментально определенным энергии и межъядерному расстоянию
2. Результаты приближенного решения уравнения Шредингера могут быть использованы для изучения строения молекул и определения их энергетических параметров
3. Расчеты показали, что перекрывание(взаимодействие) электронных облаков с антипараллельными спинами приводит к возрастанию электронной плотности в межатомном пространстве.
4. Силы кулоновского притяжения положительно заряженных атомных ядер в области перекрывания электронных облаков преобладают над силами межъядерного отталкивания В результате происходит сближение атомов и образование устойчивой молекулы

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

- химическая связь, за счет образования общих электронных пар.
- осуществляется валентными электронами (не всеми)

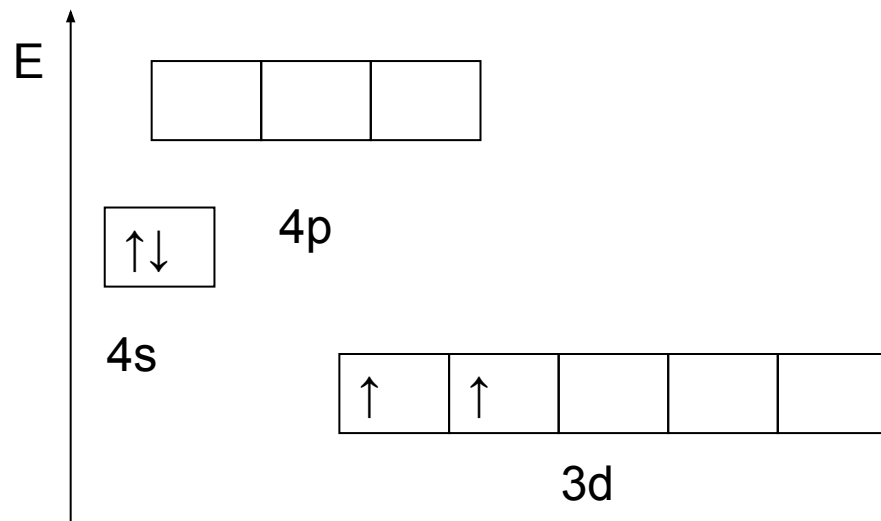
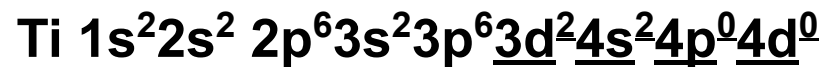
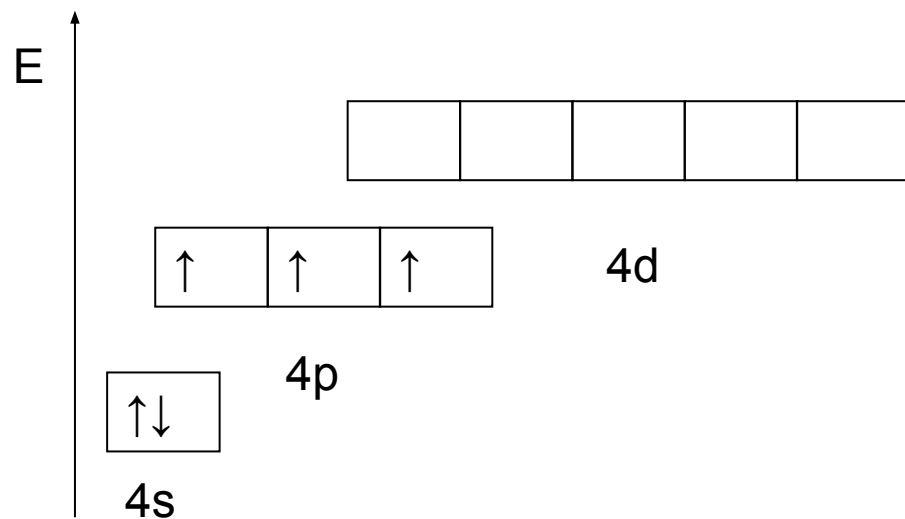
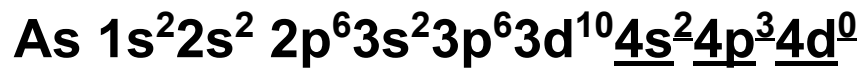
ВАЛЕНТНОСТЬ

-число связей, которые данный атом может образовывать с другими атомами (А.М. Бутлеров, 1861г.)

КОВАЛЕНТНОСТЬ (ВАЛЕНТНОЕ ЧИСЛО) – число химических связей, образуемых атомом в **конкретной** молекуле, ионе или другой частице.

Определяется:

- Количеством неспаренных электронов на валентном уровне
- Количеством неподеленных электронных пар на валентном уровне
- Количеством вакантных орбиталей на валентном уровне

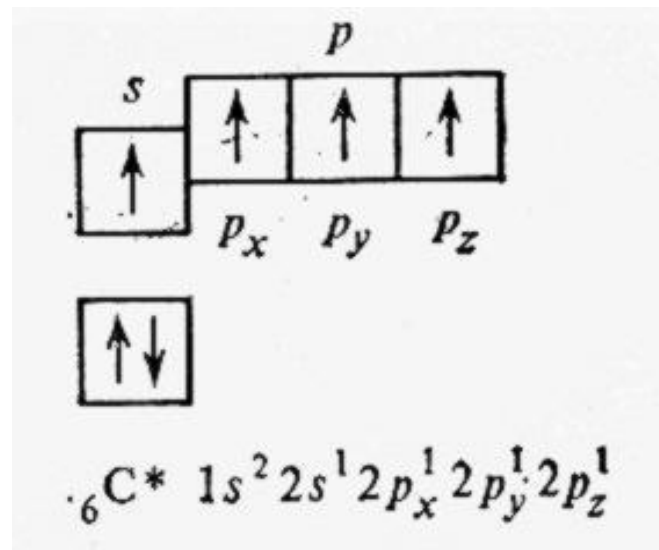
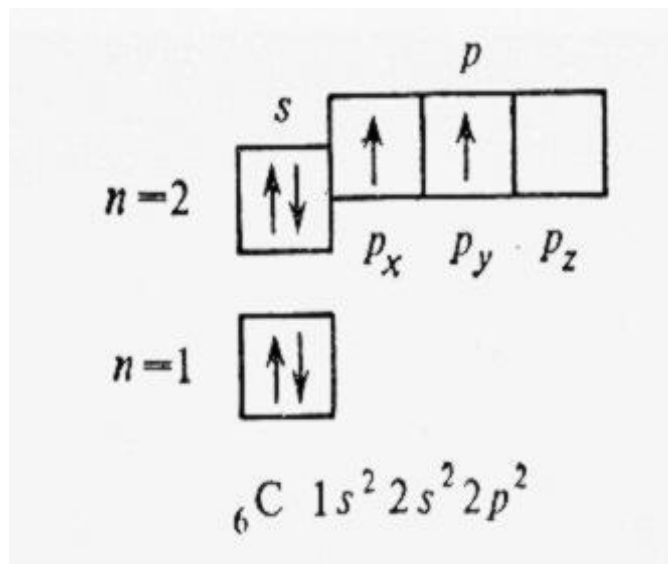


Два электрона, находящиеся на одной орбитали, отличающиеся друг от друга значениями спинового квантового числа, обозначаются противоположно направленными стрелками $\uparrow\downarrow$ и называются **спаренными**.

Неспаренные электроны изображаются одной стрелкой $\uparrow$, они являются валентными.

ОСНОВНОЕ И ВОЗБУЖДЕННОЕ СОСТОЯНИЯ АТОМА

Для атома углерода электроны разместятся по уровням и подуровням следующим образом, что соответствует нормальному состоянию атома, т.е. минимальному значению энергии.

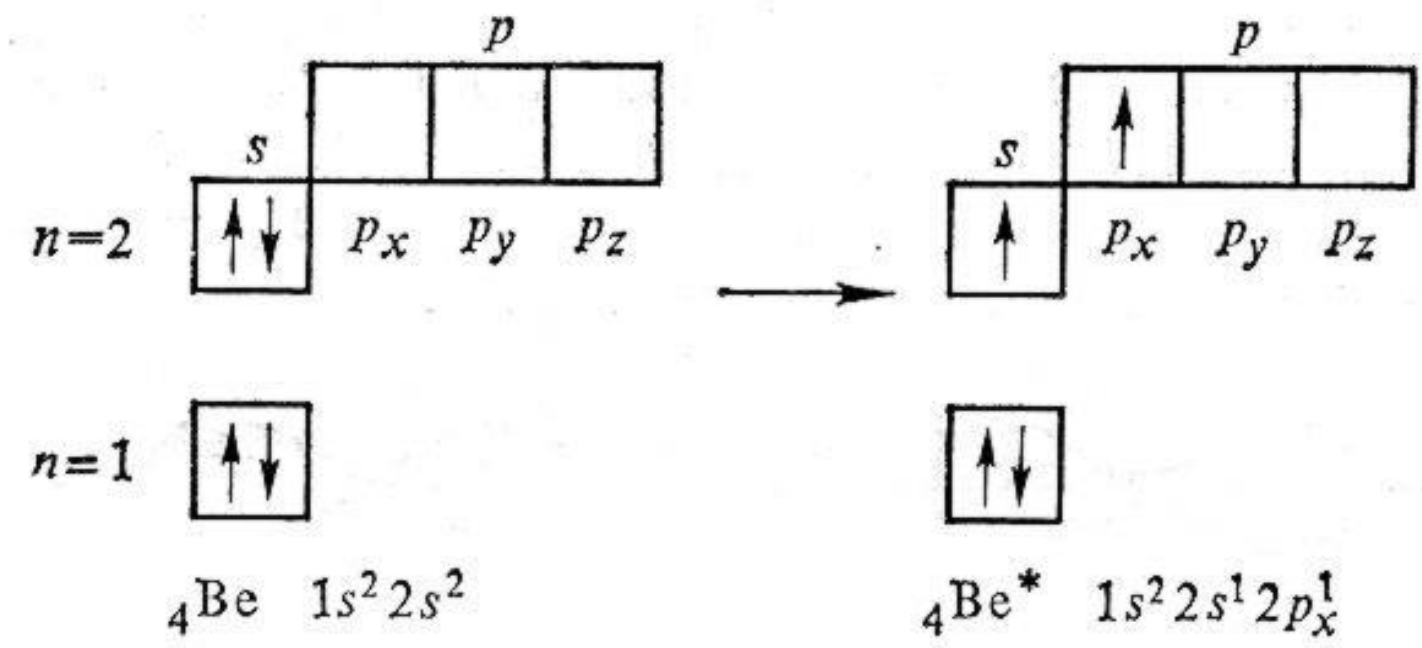


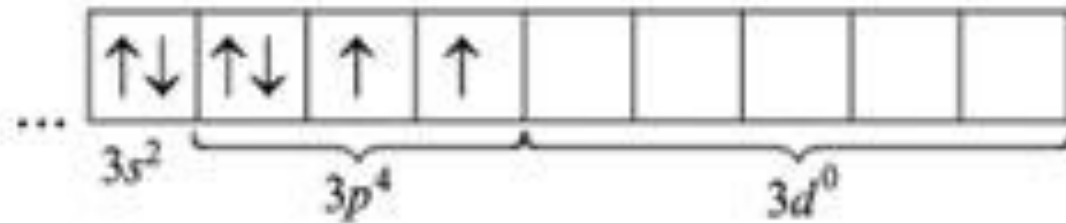
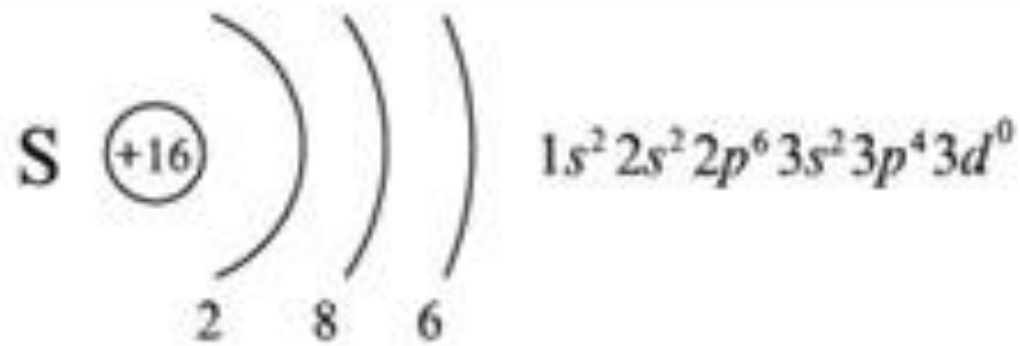
Однако при затрате сравнительно незначительной энергии возможен перевод электронов в пределах одного и того же уровня, с одного подуровня на другой, энергетически более высокий. Такое состояние атома называется **возбуждённым**.

В нормальном состоянии углерод двухвалентен,
в возбуждённом – четырёхвалентен.

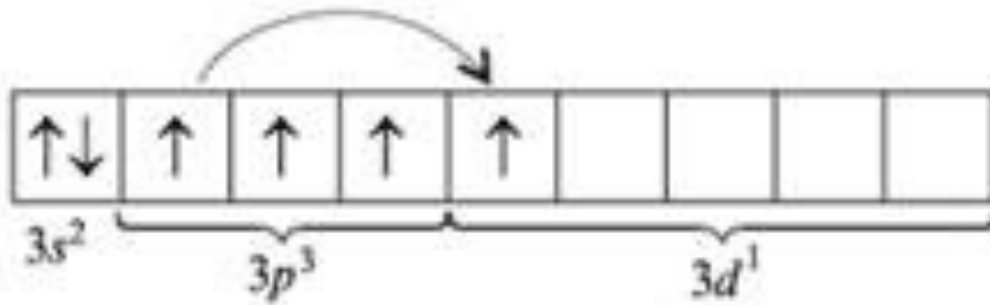
Бериллий в нормальном состоянии нульвалентен.

При возбуждении атома бериллия($\text{Be} + 324 \text{ кДж/моль} \rightarrow \text{Be}^*$)
происходит разделение электронной пары и он становится
способным проявлять валентность, равную 2.

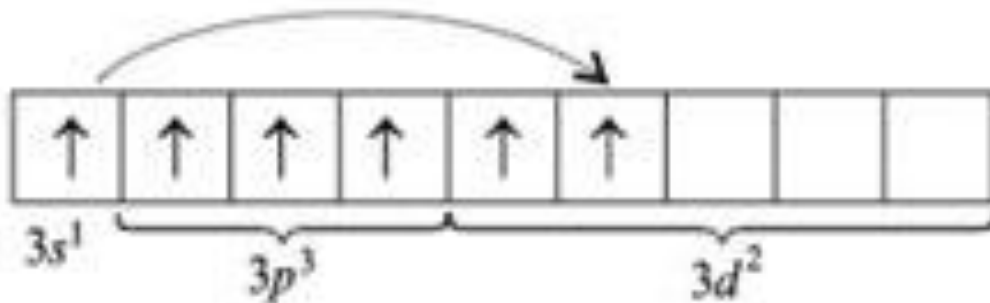




II



IV



VI

ПОДХОДЫ К ОПИСАНИЮ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ В МОЛЕКУЛАХ

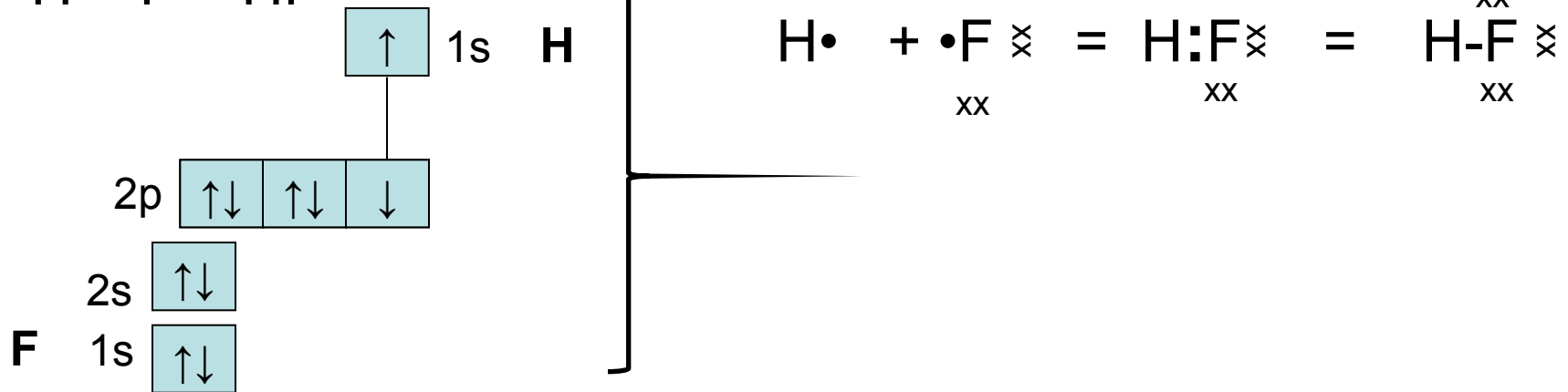
(с позиций квантово-механической теории)

1. Метод валентных связей (МВС) – Л. Поллинг, Д. Слэйтер

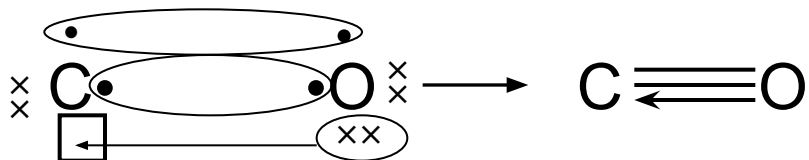
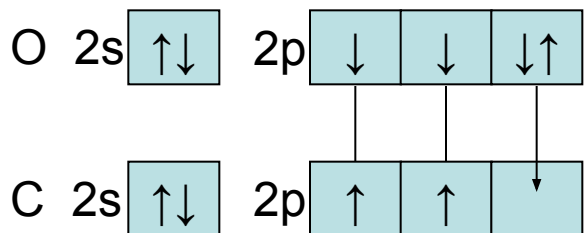
- Ковалентную химическую связь между двумя атомами образуют два электрона с антипараллельными спинами, одновременно принадлежащие обоим атомам.
- Ковалентная связь тем прочнее, чем больше степень перекрывания электронных орбиталей взаимодействующих атомов
- Пространственное расположение химической связи соответствует направлению, в котором достигается наибольшее перекрывание валентных орбиталей

МЕХАНИЗМЫ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ:

- 1) ОБМЕННЫЙ:** каждый атом предоставляет по одному электрону для образования общей электронной пары



- 2) ДОНОРНО – АКЦЕПТОРНЫЙ:** атом – донор предоставляет для образования связи орбиталь с неподеленной электронной парой, а атом – акцептор предоставляет вакантную орбиталь для размещения неподеленной электронной пары

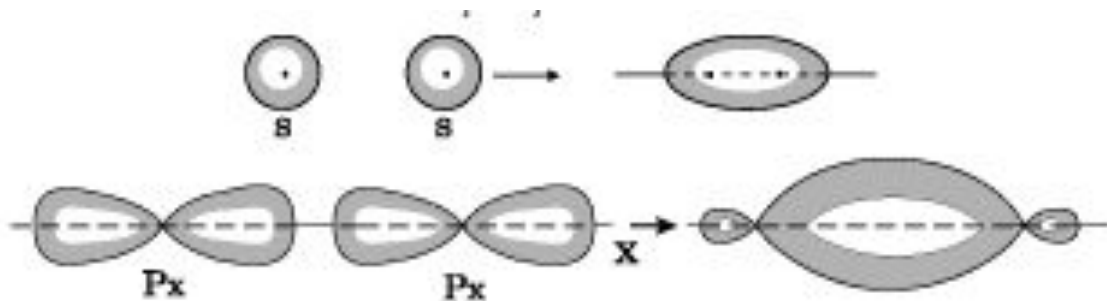


Способы перекрывания электронных облаков

В зависимости от симметрии электронных облаков, участвующих в перекрывании, общее электронное облако будет иметь различную симметрию. Эта симметрия определяет три вида хим. связи:

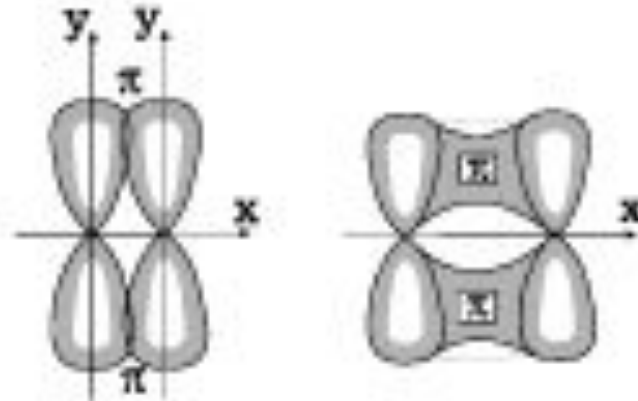
1) **σ -связь** осуществляется при перекрывании облаков вдоль линии, соединяющей центры атомов ($s, p_x, d_{x^2-y^2}$).

Максимальная электронная плотность достигается в межъядерном пространстве и имеет цилиндрическую симметрию относительно линии, соединяющей центры атомов.

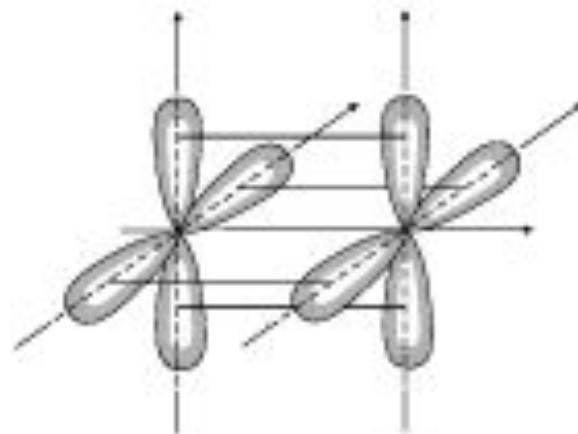


2) **π -связь** – осуществляется при перекрывании электронных облаков над и под линией, соединяющей центры атомов ($p_y-p_y, p_z-p_z, p_y-d_{xy}$)

Общие электронные облака расположены симметрично относительно оси, соединяющей центры атомов, но не имеют цилиндрической симметрии



3) **δ -связь** – образуют d-орбитали за счет перекрывания всех четырех лепестков электронных облаков, расположенных в параллельных плоскостях ($d_{xy} - d_{xy}$, $d_{xz} - d_{xz}$, $d_{yz} - d_{yz}$).



КРАТНОСТЬ СВЯЗИ

- определяется количеством общих электронных пар между двумя атомами

A-B

1 электронная пара

одинарная связь

A=B

2 электронные пары

двойная связь

A $\equiv$ B

3 электронные пары

тройная связь

Чем ВЫШЕ кратность связи тем:

-Меньше длина связи

-Выше энергия связи

НАПРАВЛЕННОСТЬ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ. ПРОСТРАНСТВЕННОЕ СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Участие в образовании химической связи атомов в возбужденном состоянии

Валентные электроны находятся на орбиталях различной симметрии и энергии

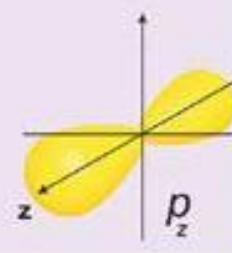
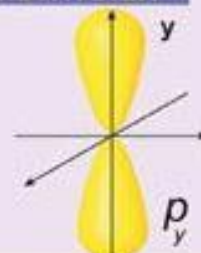
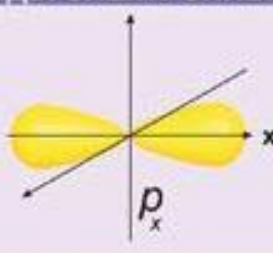
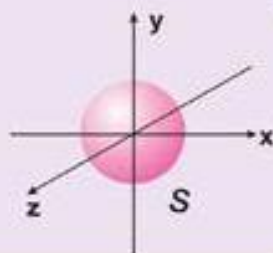
? Почему длина связи (или энергия связи) в молекуле имеют одно определенное значение, а не набор значений.

МОДЕЛЬ: ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

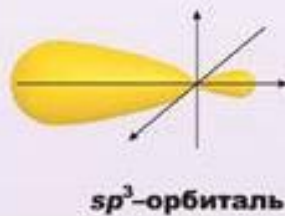
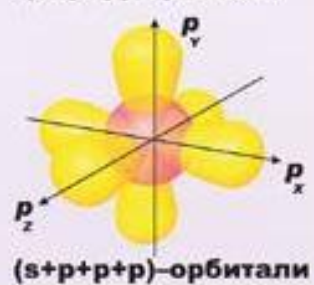
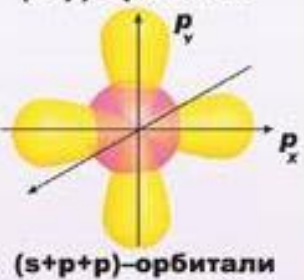
-Выравнивание пространственных конфигураций и энергий атомных орбиталей различных типов при ковалентном связывании

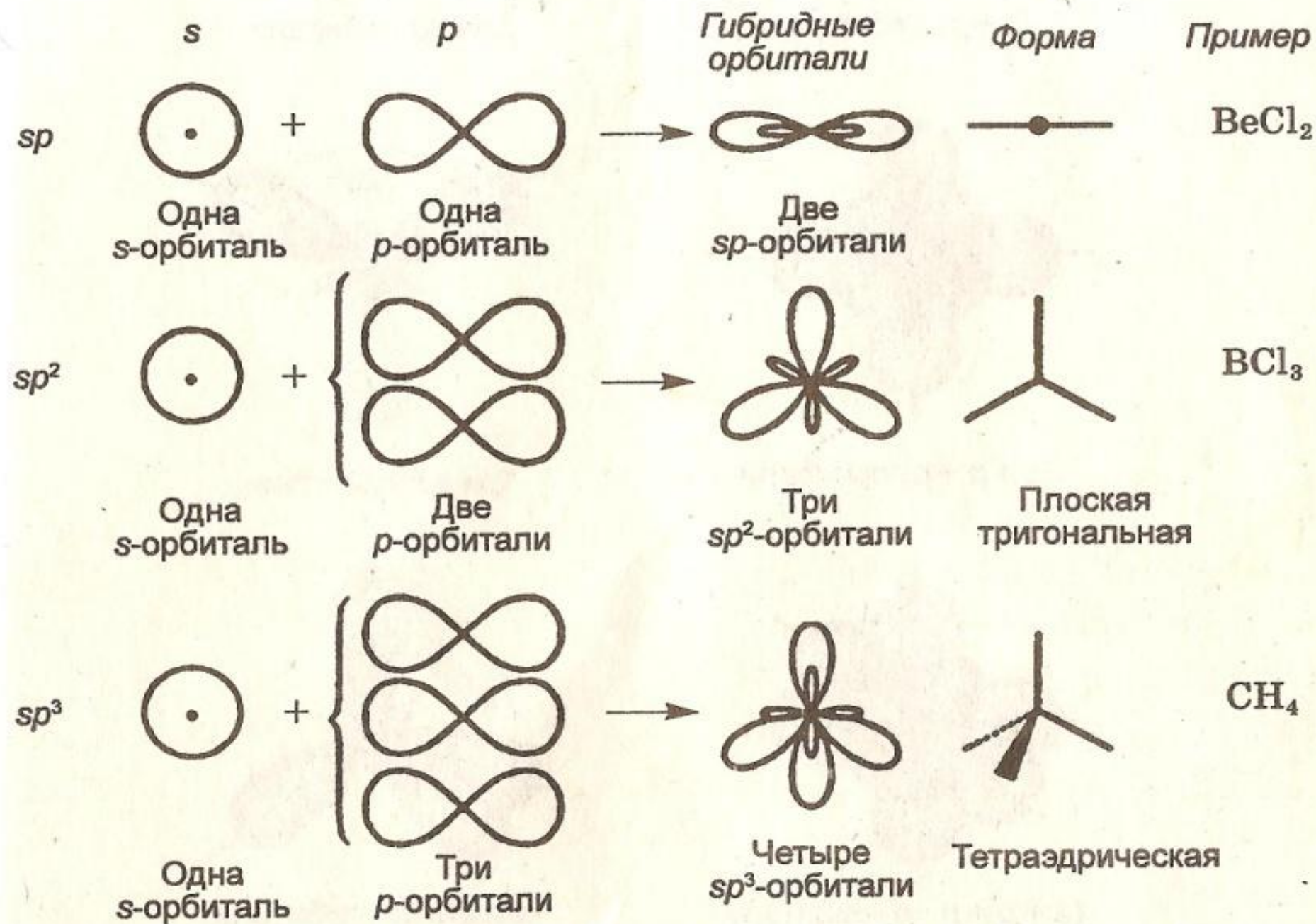
Результат: образование гибридных равноценных орбиталей, взаимодействие которых приводит к образованию более прочных ковалентных связей и повышению устойчивости молекул

ВИДЫ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ



ВИДЫ ГИБРИДИЗАЦИИ





Тип гибридиза- ции	Геометрическая форма	Угол между связями	Пример ы
sp	линейная	180°	BeCl_2
sp^2	треугольная	120°	BCl_3
sp^3	тетраэдрическая	$109,5^\circ$	CH_4
sp^3d	тригонально- бипирамидальная	90° ; 120°	PCl_5
sp^3d^2	октаэдрическая	90°	SF_6

! Недостаток теории гибридизации: описывает не все существующие в природе формы молекул (уголковая, пирамидальная и т.д.)

Метод Гиллеспи (более общий)

Основан на электростатических представлениях

1. Геометрия молекулы или иона определяется числом электронных пар на валентной оболочке центрального атома
2. Поделенные и неподеленные электронные пары располагаются вокруг центрального атома таким образом, чтобы быть максимально удаленными друг от друга (т.е. взаимно отталкиваясь).
3. Несвязывающая электронная пара занимает в пространстве больше места, чем связывающая электронная пара.
4. Электронные пары кратной связи занимают большую область пространства, чем одна электронная пара простой связи
5. Чем меньше электроотрицательность центрального атома (относительно другого атома в молекуле), тем меньший размер пространства она занимает.

Для описания геометрии молекул используют следующие обозначения:

A – многовалентный атом (центральный)

X – атомы, связанные с атомом A

n – число атомов X

E – неподеленная пара электронов

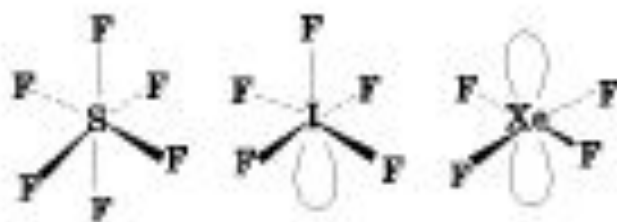
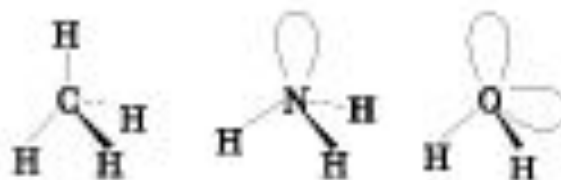
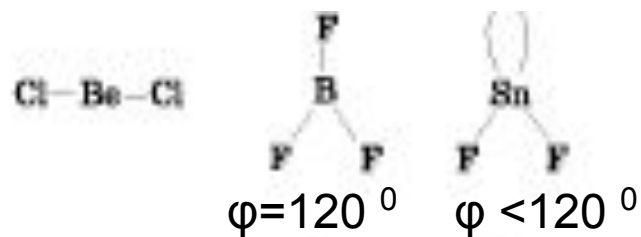
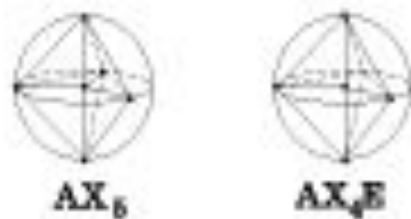
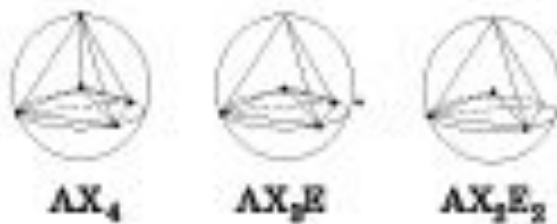
m – количество неподеленных пар электронов

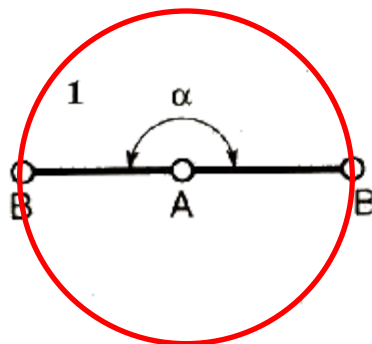
Формула молекулы по Гиллеспи: AX_nE_m

Каждая электронная пара принимается за точечный заряд

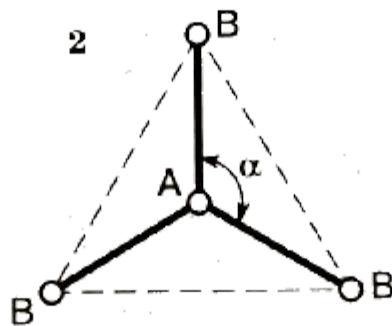
Центральный атом A помещается в центр сферы с радиусом, равным длине связи A-X

Выводится геометрия молекул (основываясь на максимальном удалении электронных пар)

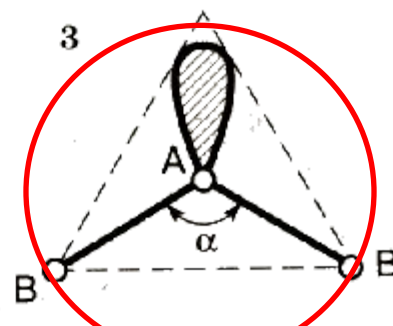




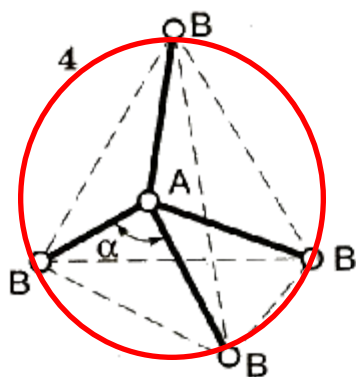
$AB_2 (sp)$



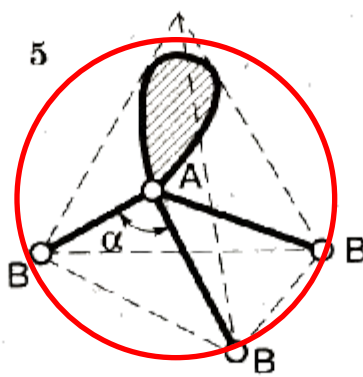
$AB_3 (sp^2)$



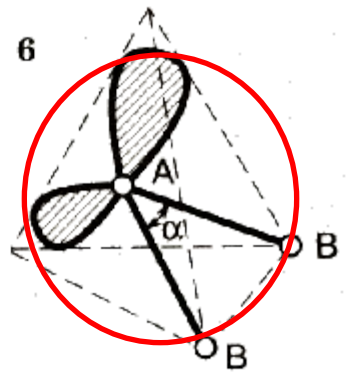
$:AB_2, AB_2 (sp^2)$



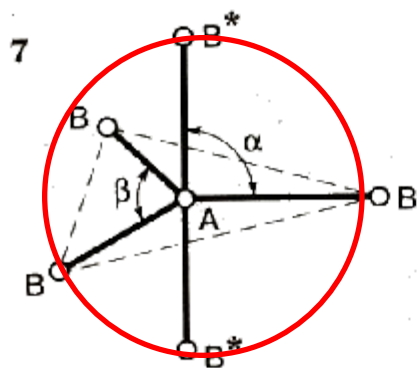
$AB_4 (sp^3)$



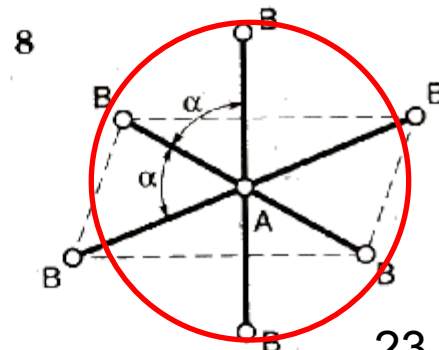
$:AB_3 (sp^3)$



$::AB_2 (sp^3)$

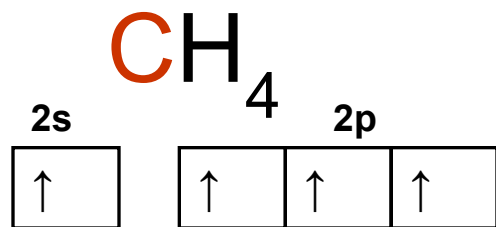


$AB_5 (sp^3d)$

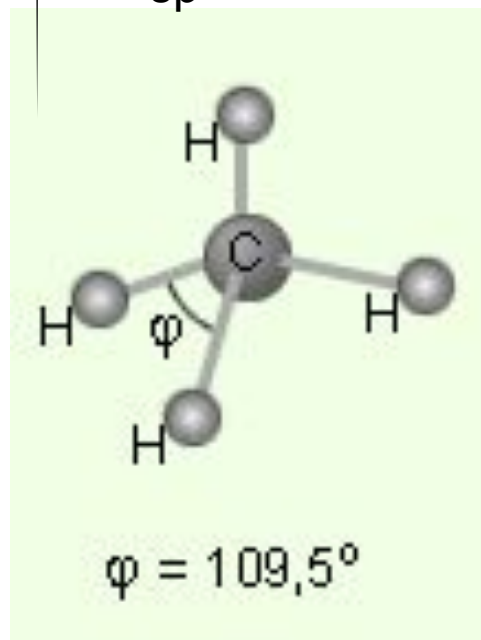


$AB_6 (sp^3d^2)$

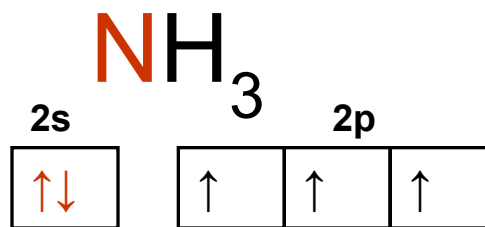
ВЛИЯНИЕ НЕПОДЕЛЕННОЙ ПАРЫ ЭЛЕКТРОНОВ



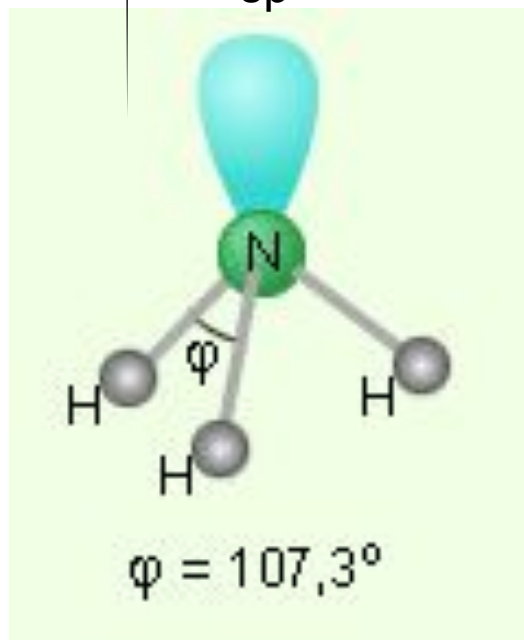
sp^3



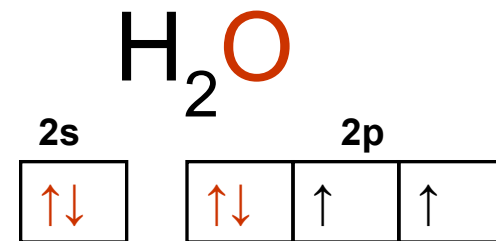
тетраэдрическая



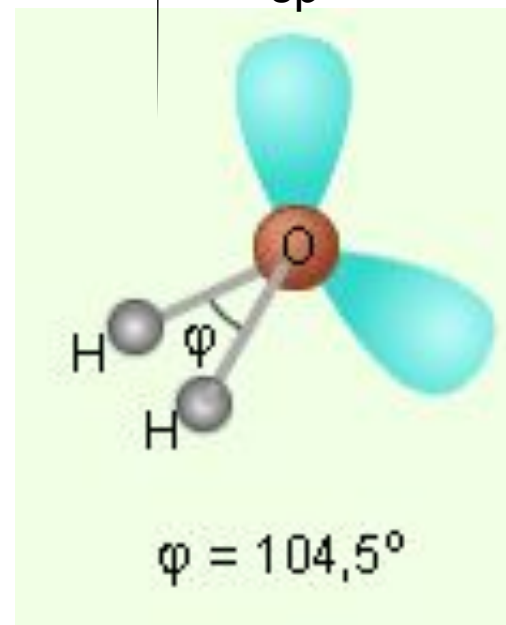
sp^3



пирамидальная



sp^3



угловая

↓ φ связано с ↑ числа несвязывающих гибр. орбиталей

Если говорить строго...

1. Геометрия молекул, определяемая из правила Гиллеспи, не имеет отношения к гибридизации орбиталей
2. Гибридизация с помощью математических операций помогает представить ковалентные связи направленными
3. Реальная гибридизация как механизм, а не как модель, может проявляться только у элементов 2-го периода

Недостатки МВС

1. Не рассматривается связь, образованная другим числом электронов



2. Нельзя объяснить магнитные свойства молекул



3. Нельзя предсказать и объяснить спектральные свойства молекул



4. Нельзя правильно интерпретировать гипервалентные соединения



МЕТОД МОЛЕКУЛЯРНЫХ ОРБИТАЛЕЙ (ММО)

1. При образовании молекулы по ММО изменяют своё состояние не только валентные электроны, а все электроны соединяемых атомов. Они переходят с АО (одно ядро, одноцентровые) на более сложные многоцентровые - МО.

2. МО – это объём пространства в поле нескольких ядер, где вероятность нахождения электронов составляет 90-95%

3. Для получения МО используют метод линейной комбинации атомных орбиталей МЛКАО. Из двух АО разных атомов образуется две МО:

а) связывающая, которая характеризуется меньшим запасом энергии по сравнению с запасом энергии АО;

б) разрыхляющая – с большим запасом энергии.

4. Число МО равно сумме АО соединяемых атомов.

Например, для молекулы H_2O :



5. Распределение электронов на МО молекулы подчиняется тем же правилам, что и по АО в атоме (принцип мин. полной энергии молекулы, запрет Паули, правило Гунда).

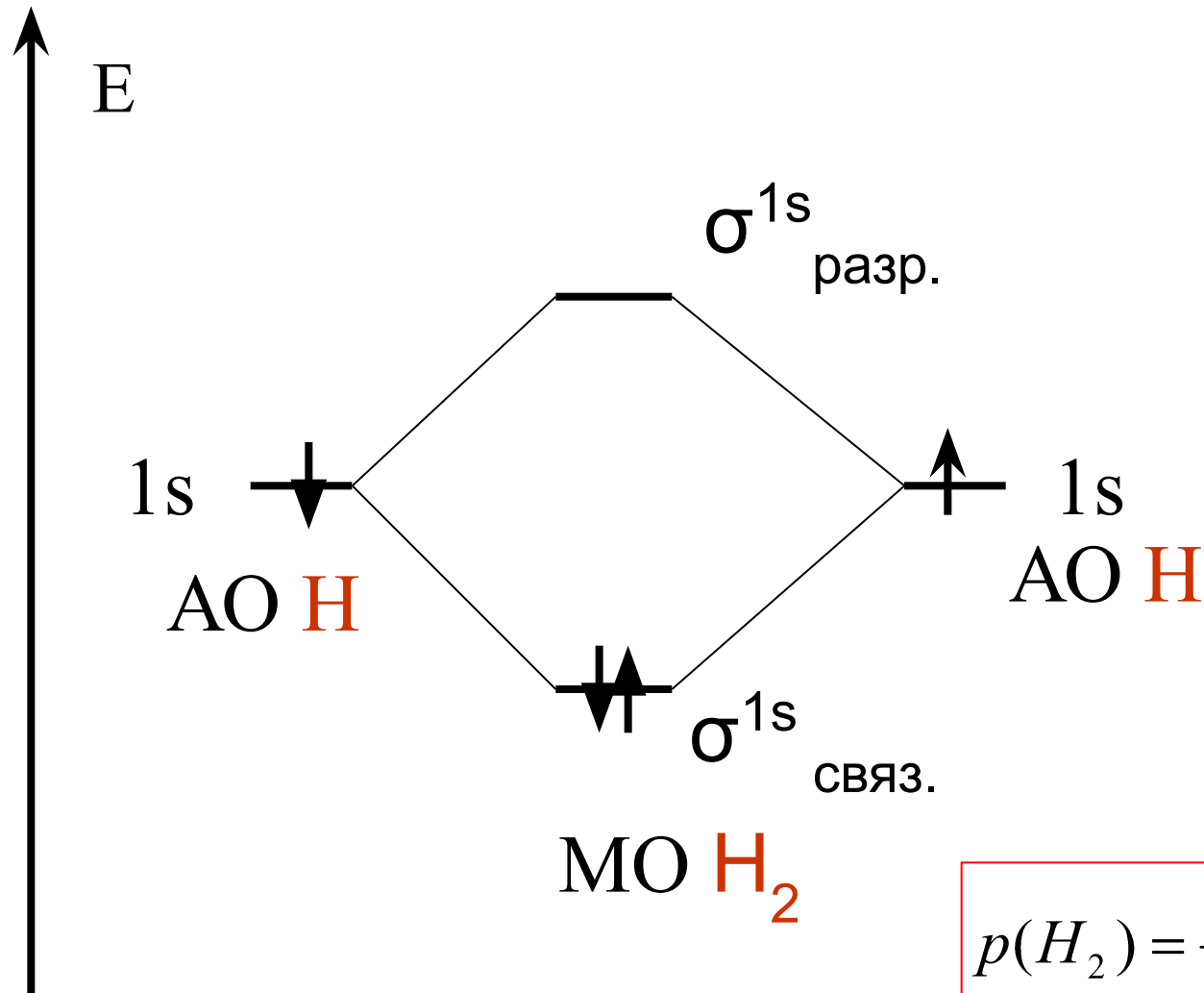
6. Химическая связь в ММО характеризуется энергией связи и кратностью. Кратность связи (p) определяется по формуле:

$$\text{кратность связи}(p) = \frac{1}{2} \left(n_e \text{ на } MO_{\text{связ.}} - n_e \text{ на } MO_{\text{разр.}} \right)$$

Если $p > 0$, то химическая связь реализуется,

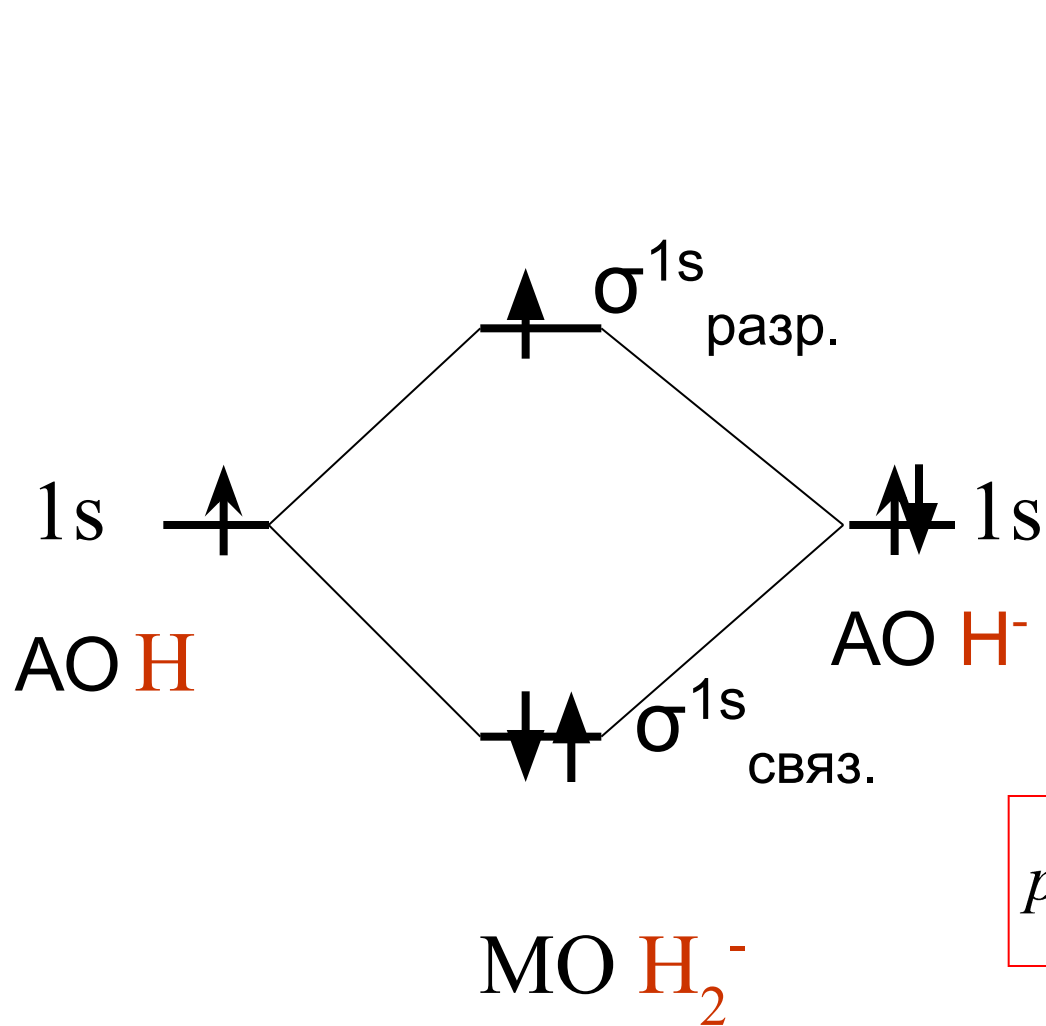
Чем выше p , тем больше энергия и прочность связи.

Энергетическая диаграмма МО молекулы H_2



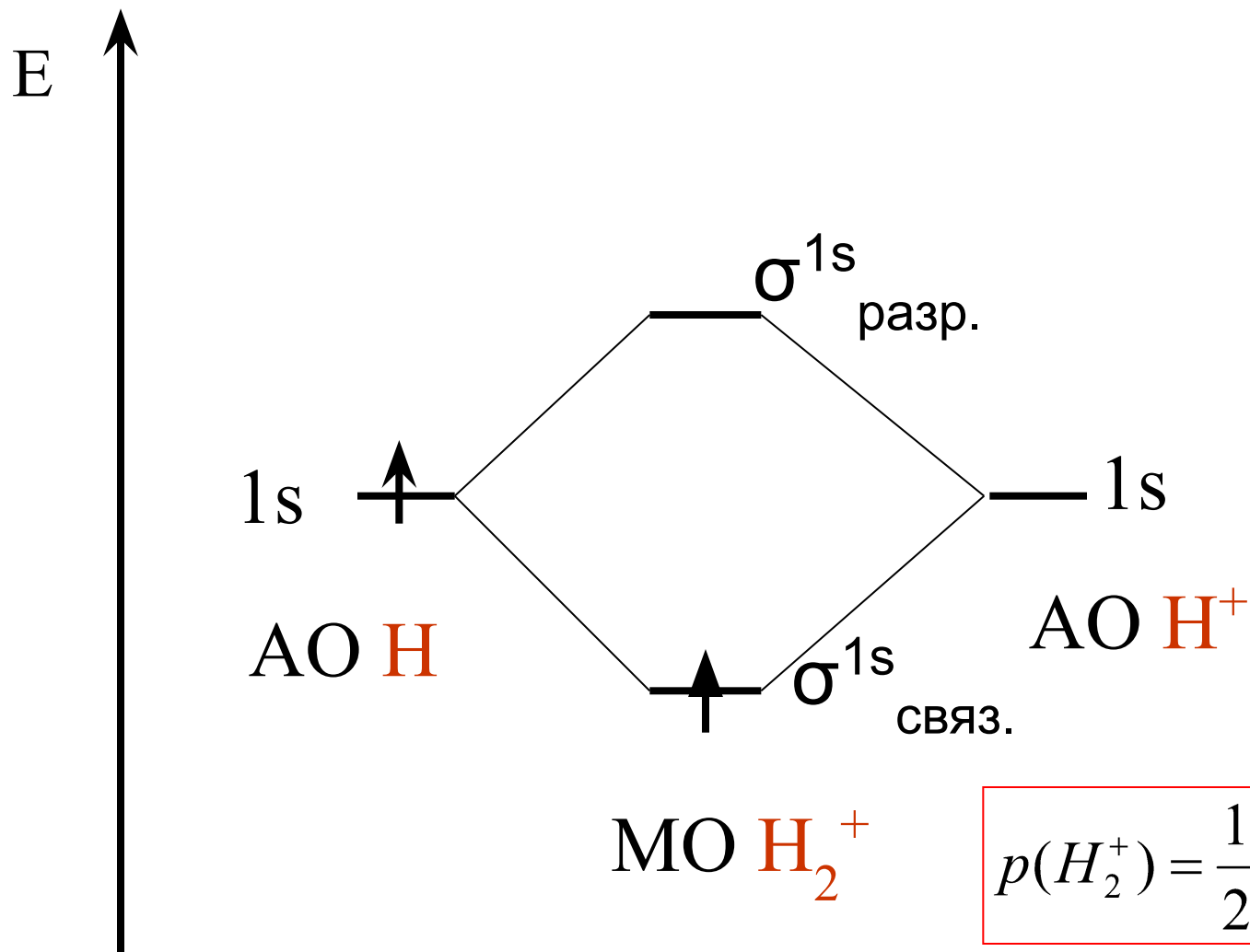
$$p(\text{H}_2) = \frac{1}{2}(2 - 0) = 1$$

Для H_2^- - ?



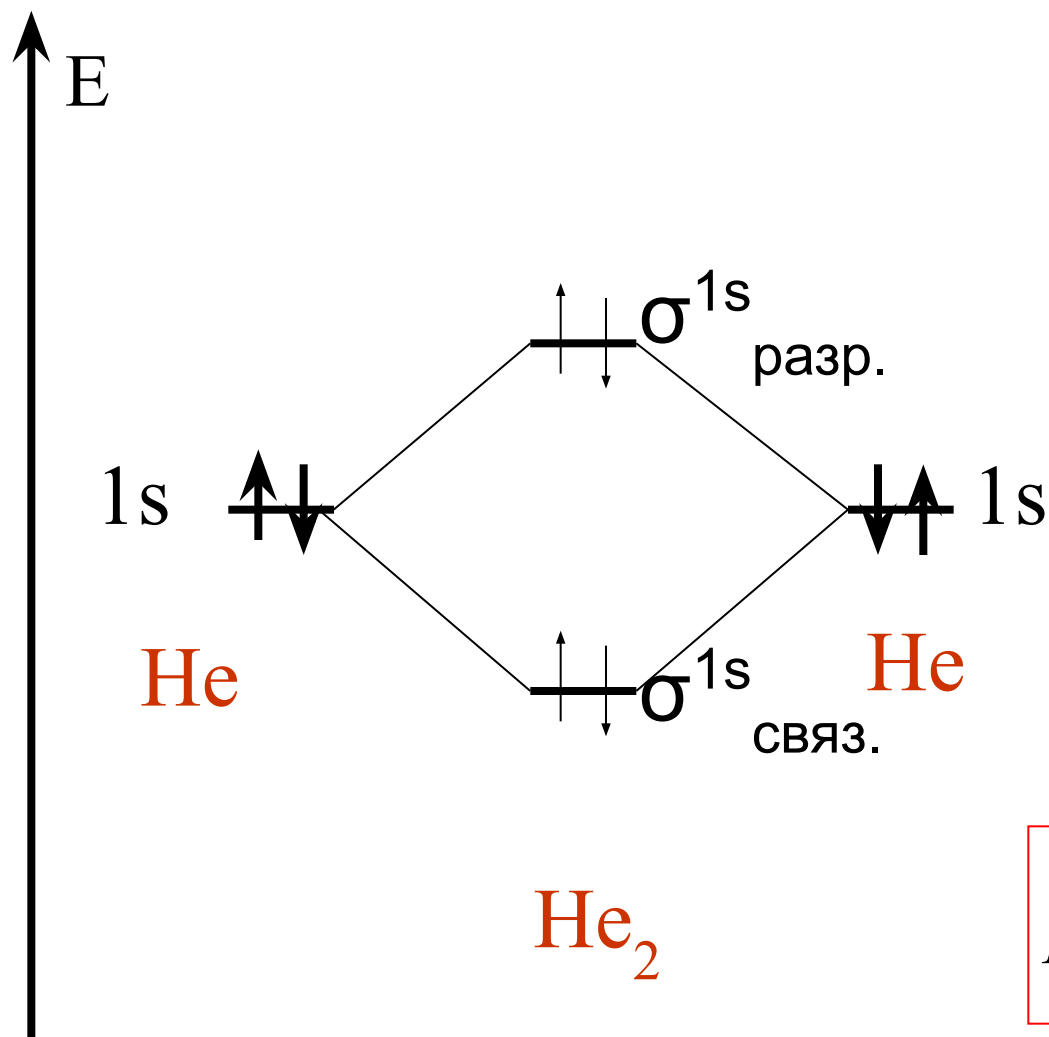
$$p(\text{H}_2^-) = \frac{1}{2}(2 - 1) = 0,5$$

Для H_2^+ - ?



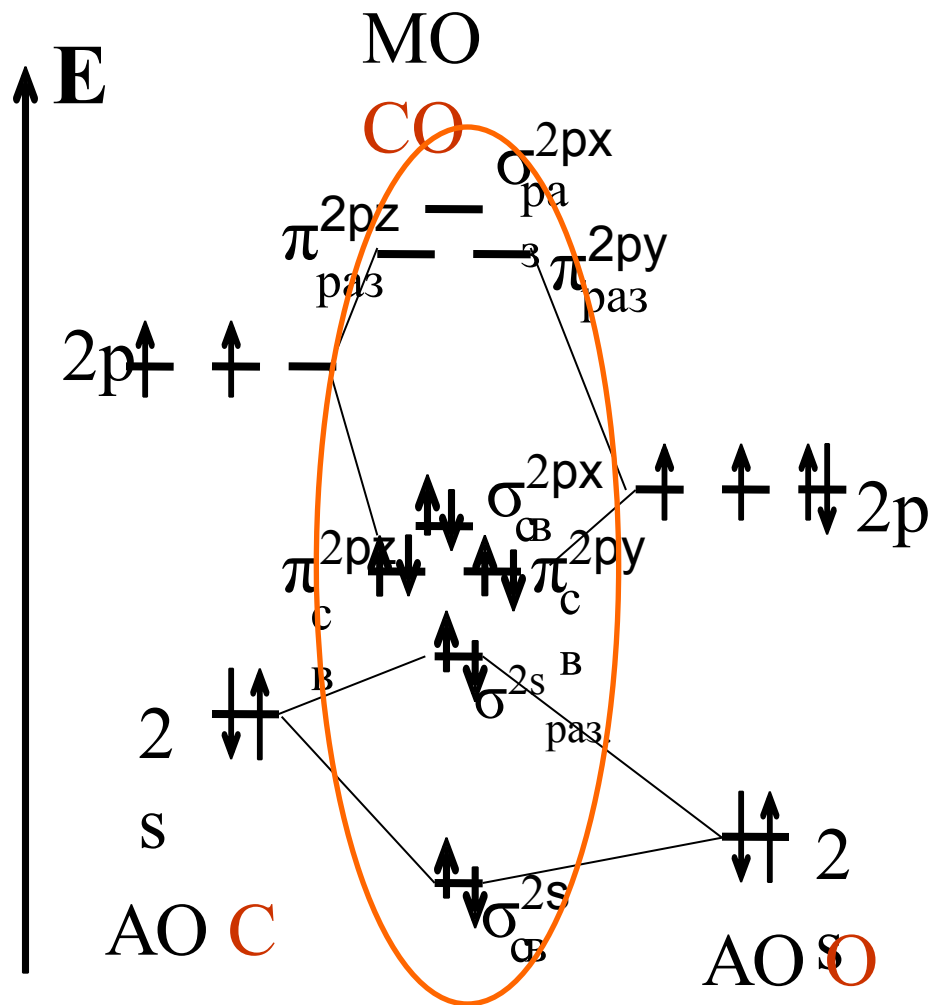
$$p(\text{H}_2^+) = \frac{1}{2}(1 - 0) = 0,5$$

Возможно ли существование He_2 ?

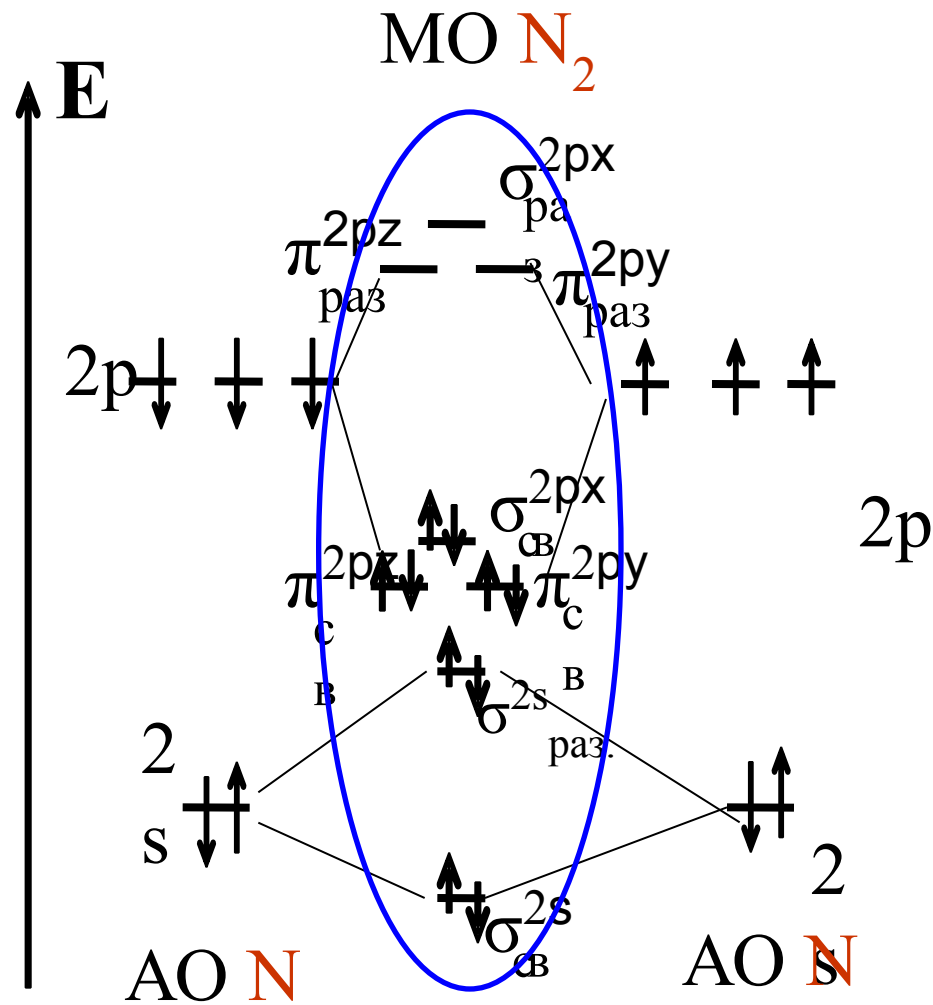


$$p(\text{He}_2) = \frac{1}{2}(2 - 2) = 0$$

ИЗОЭЛЕКТРОННЫЕ МОЛЕКУЛЫ

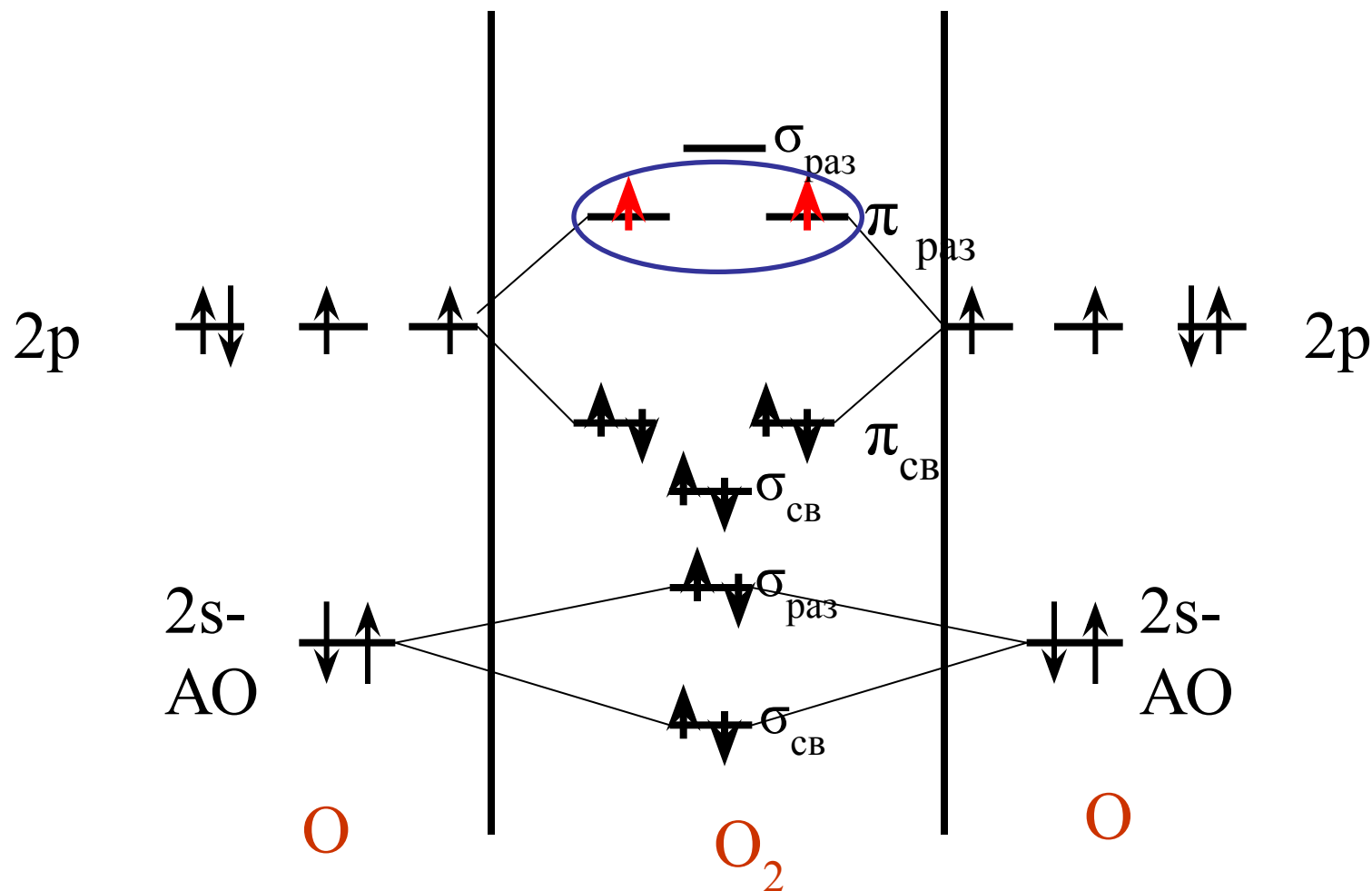


$$p(C_{\text{O}}) = \frac{1}{2}(8 - 2) = 3$$



$$p(N_2 = 3) = \frac{1}{2}(8 - 2) = 3$$

ММО может быть использован для оценки магнитных свойств молекул



Парамагнитные свойства молекулы O_2

атомах, молекулах и кристаллах устанавливается экспериментально путем изучения магнитных свойств вещества. Если вещество выталкивается из внешнего неоднородного магнитного поля, то атомы этого вещества называют **диамагнитными**. Если вещество втягивается во внешнее неоднородное магнитное поле, то атомы этого вещества называют **парамагнитными**.

Диамагнитные свойства вызваны движением **спаренных** электронов, а парамагнитные – движением **неспаренных** электронов. Чем больше у атома неспаренных электронов, тем в большей степени проявляется парамагнетизм у вещества

Сравнительная характеристика методов: ВС и МО

ВС

достоинства:

нагляден; описывает геометрию молекул

недостатки:

- не рассматривает вклад неспаренных электронов в образовании связи (природу связи в частице H_2^+);
- не может объяснить магнитные свойства вещества (например парамагнитные свойства O_2)

МО

достоинства:

- общий подход при описании всех хим. соедин.;

недостатки:

- ненагляден;
- не объясняет геометрии молекул

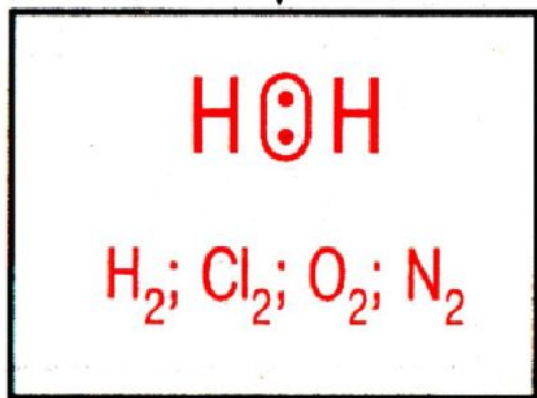
!Выбор метода определяется объектом исследования и поставленной задачей

СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

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

Полярность ковалентной связи – определяется разностью относительных электроотрицательностей элементов

Неполярная ковалентная связь
– электронное облако, образованное общей парой электронов, распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов.



Полярная ковалентная связь – электронное облако связи смещено к атому с большей относительной электроотрицательностью.



Чем $\uparrow \Delta \text{ОЭО}$, тем $\uparrow$ полярность $\chi_{\text{О}}$

**Смещение электронной
плотности к более ЭО
атому**



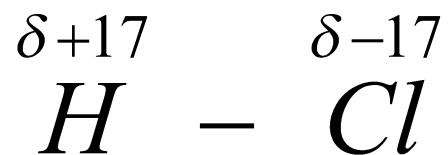
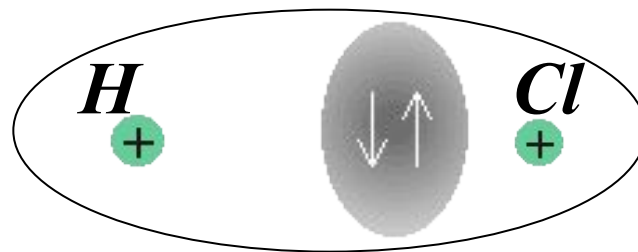
**Возникновение
эффективных зарядов (δ)**



Степень ионности



Связь в молекуле HCl
полярная, имеет на 17 %
ионный характер.



Если $\Delta OЭО \approx 2,5-3,2$ связь условно считают ионной и рассматривают как предельный случай ковалентной полярной связи.

Дипольный момент связи (μ)

Векторная величина

$\rightarrow$

$$\mu = q \cdot l$$

l - Длина связи

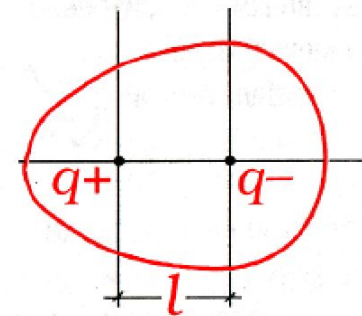
q - Эффективный заряд

$\rightarrow$

μ [Д] (Дебай) или [Кл · м]

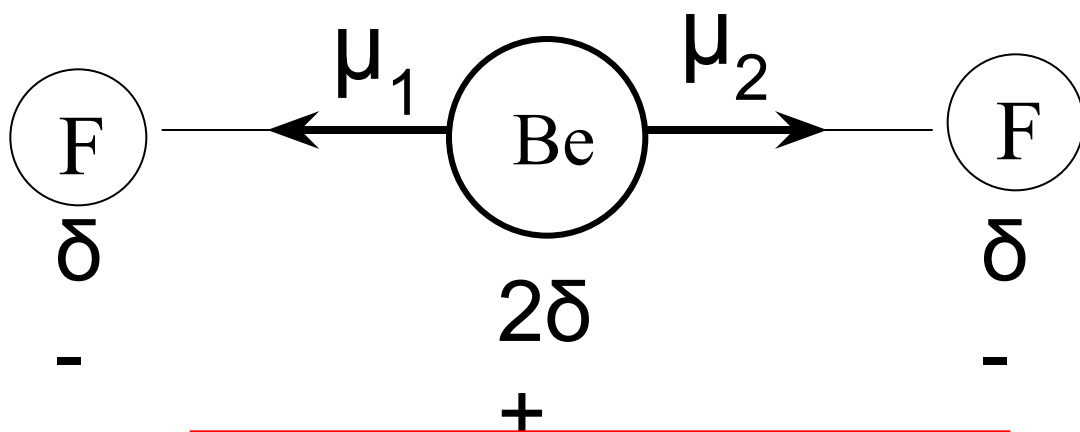
$$1 \text{ Д} = 0,33 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

Полярные молекулы —
молекулы при общей
нейтральности представляют
собой электрический диполь.
Например: HCl.



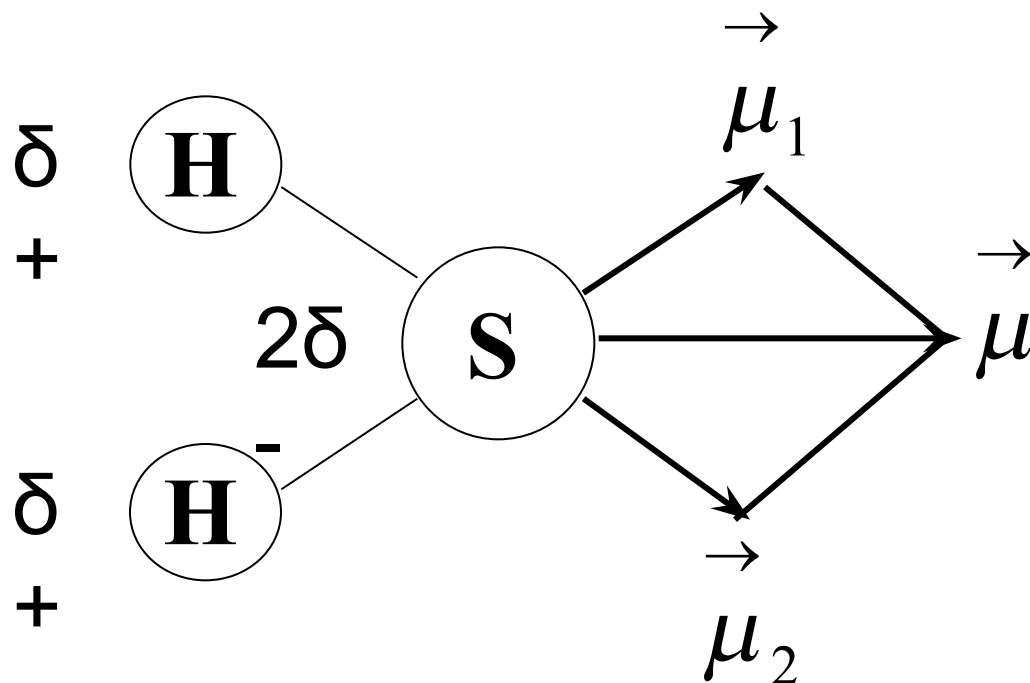
Неполярные молекулы

Молекула неполярна, если суммарный μ всех связей $= 0$.

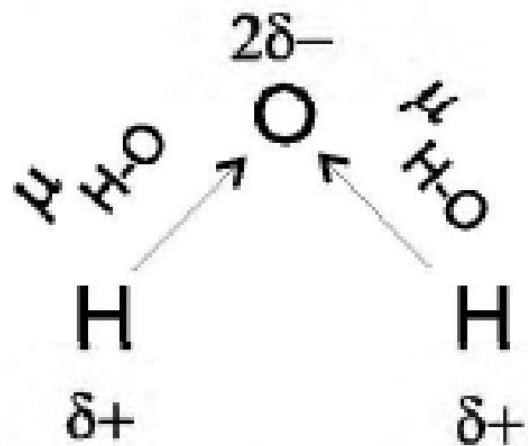


$$\begin{array}{ccc} \rightarrow & \rightarrow & \rightarrow \\ \mu & = & \mu_1 + \mu_2 = 0 \end{array}$$

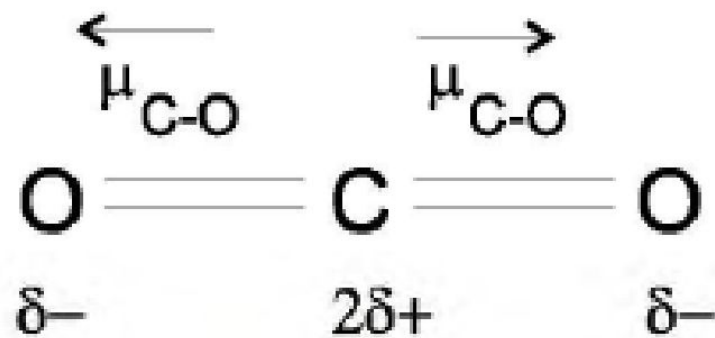
Полярные молекулы



$$\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu} \neq 0$$



$$\mu > 0$$



$$\mu = 0$$

Дипольный момент молекулы зависит:

- **от полярности связей;**
- **от геометрии молекулы;**
- **от наличия неподелённых пар электронов.**

Поляризуемость

Поляризуемость ковалентной связи – это способность атомов, ионов и молекул приобретать дипольный момент в электрическом поле

HCl

HBr

HI

$\Delta\text{ЭО:}$ 0,9

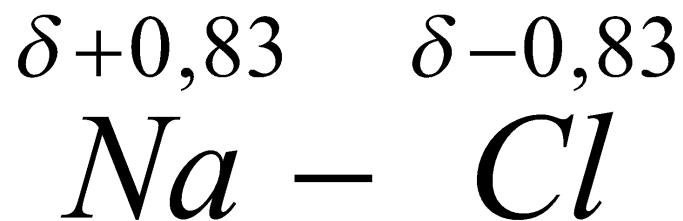
0,7

0,5



Полярность связи уменьшается

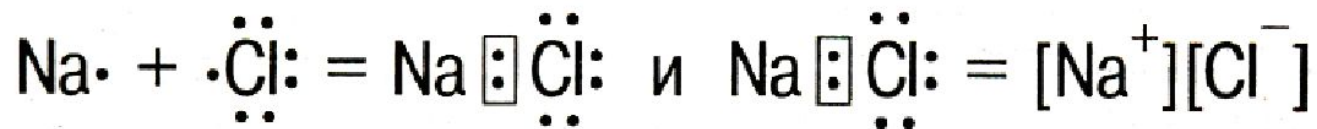
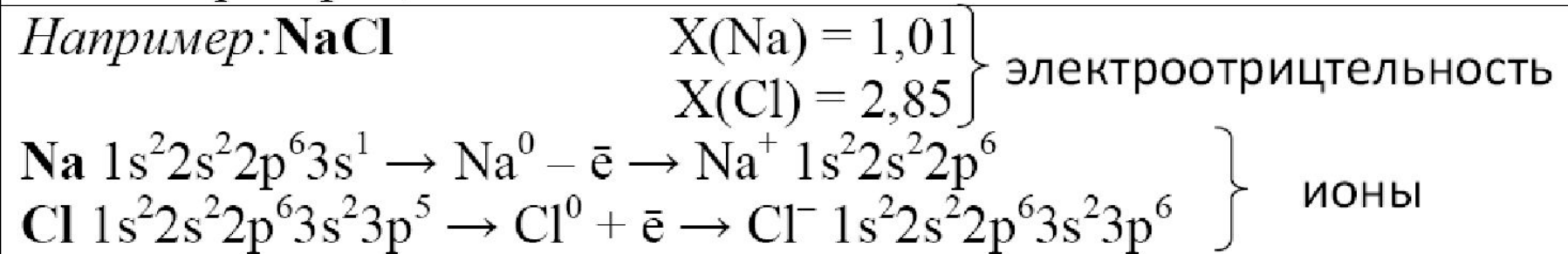
Поляризуемость увеличивается



т.е. степень ионности равна 83%.

Полного перетягивания связующих пар электронов от более электроположительного к более электроотрицательному атому и образования 100 %-ной ионной связи практически не наблюдается.

Ионная или электровалентная связь – химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением. Образуется при взаимодействии атомов, которые сильно различаются по электроотрицательности.



Свойства ионной связи

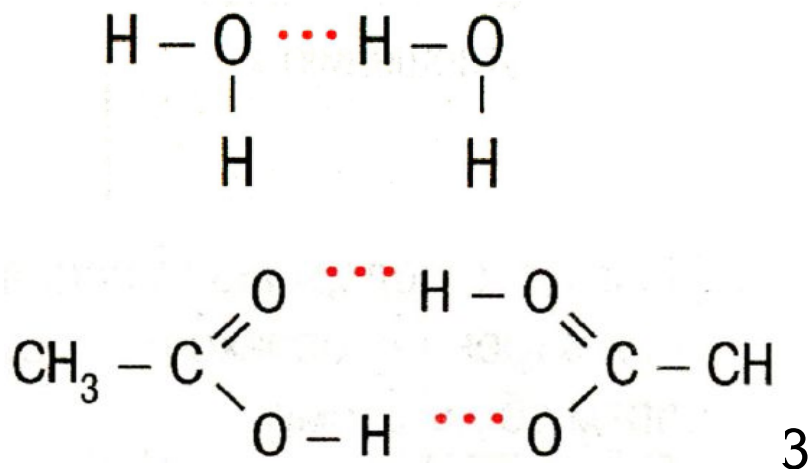
Ненаправленность. Каждый ион, представляющий как бы заряженный шар, может притягивать ион противоположного знака по любому направлению.

Ненасыщаемость. Взаимодействие ионов противоположного знака не приводит к компенсации силовых полей, способность притягивать по другим направлениям остается.

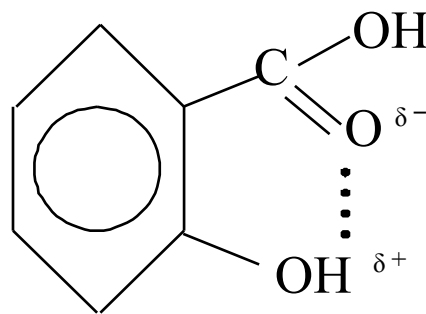
ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

- связь между атомом водорода, соединенным с атомом сильноэлектроотрицательного элемента одной молекулы и сильно электроотрицательными элементами (F, O, N) другой молекулы.
- в 15-20 раз слабее ковалентной

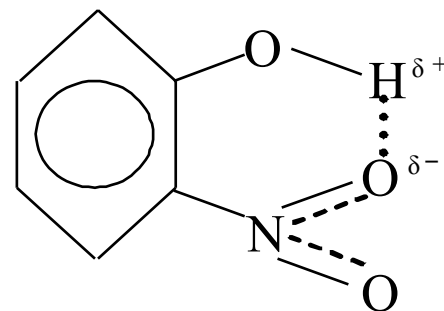
межмолекулярная



внутримолекулярная



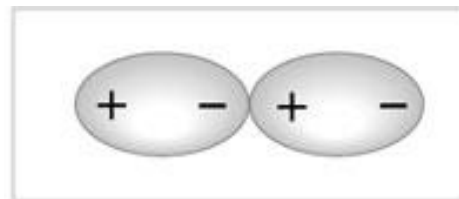
салициловая
кислота



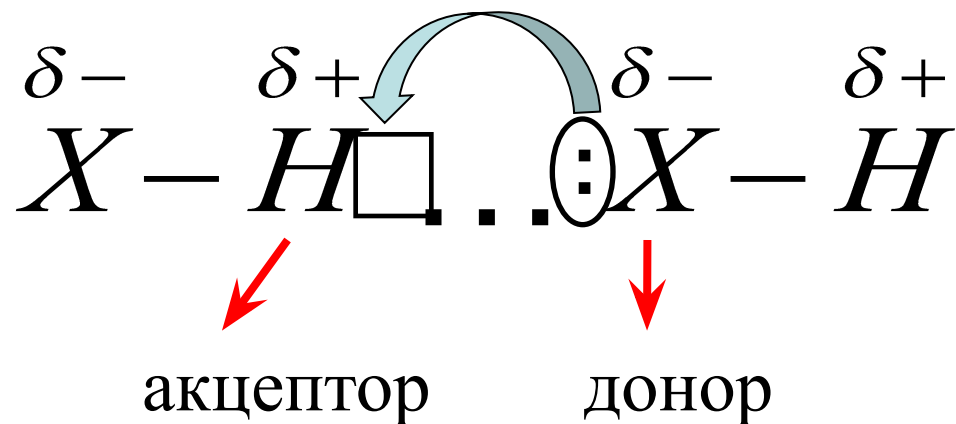
50 2-нитрофенол

Механизм образования Н-связи:

- Электростатическое взаимодействие (диполь-дипольное)



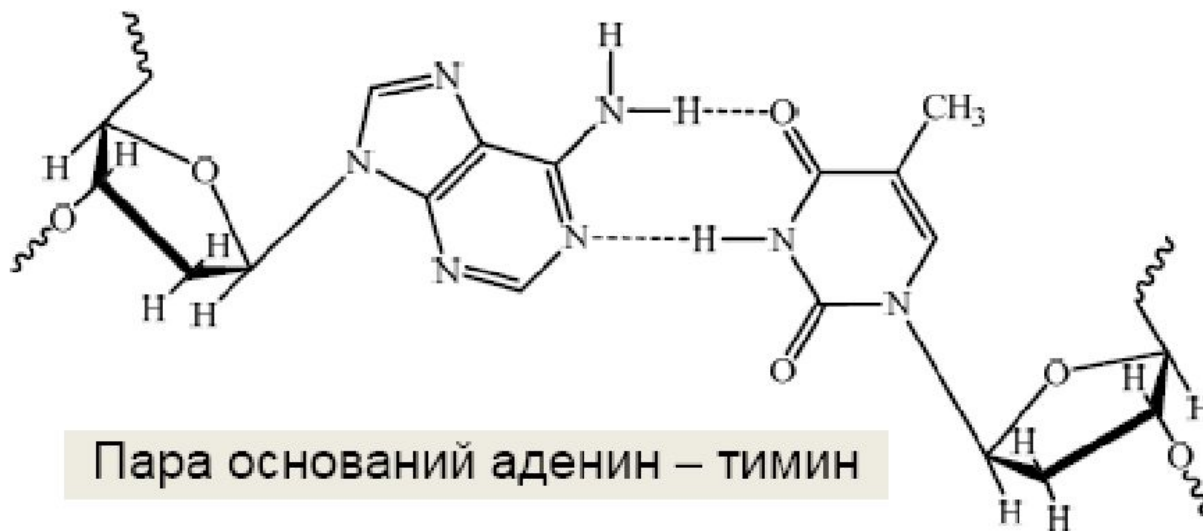
- Донорно-акцепторное взаимодействие:



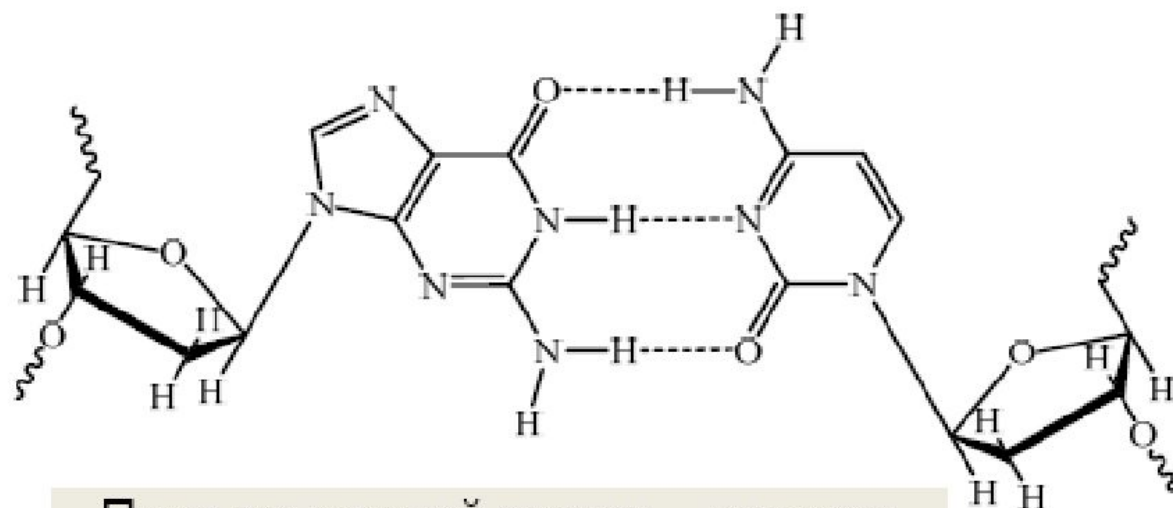
- направленность

- насыщаемость

Водородная связь в ДНК - 1

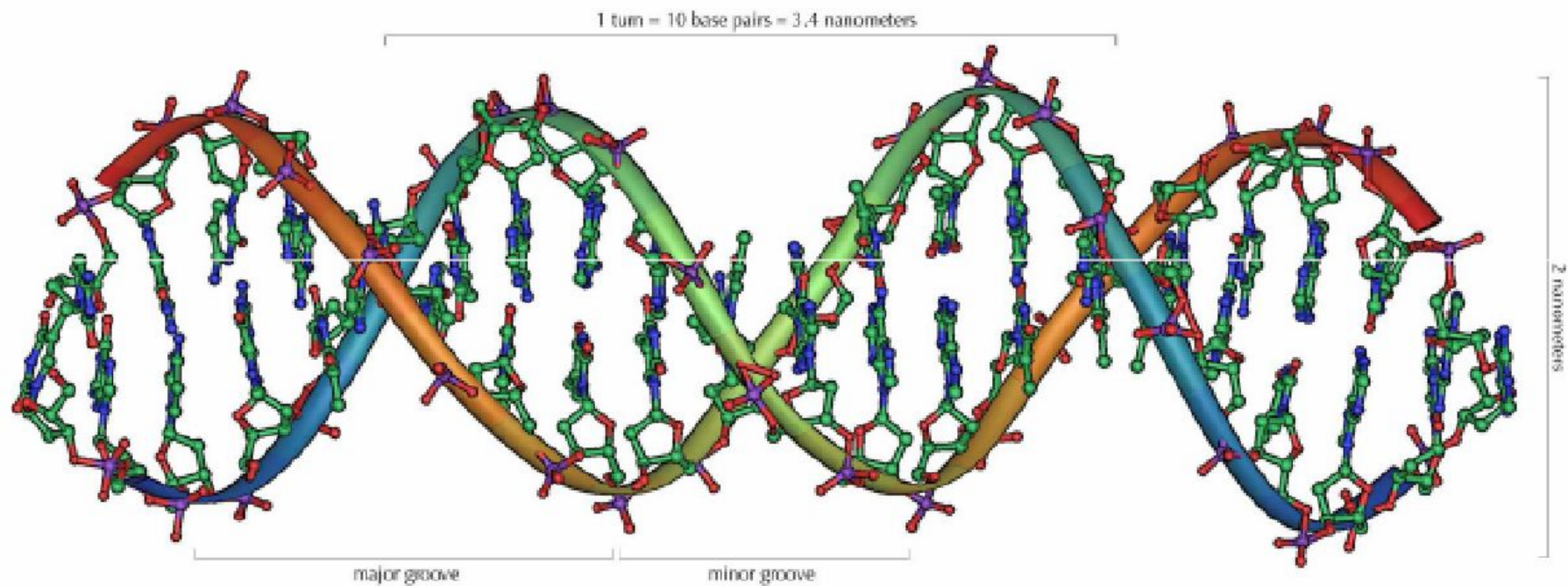


Пара оснований аденин – тимин



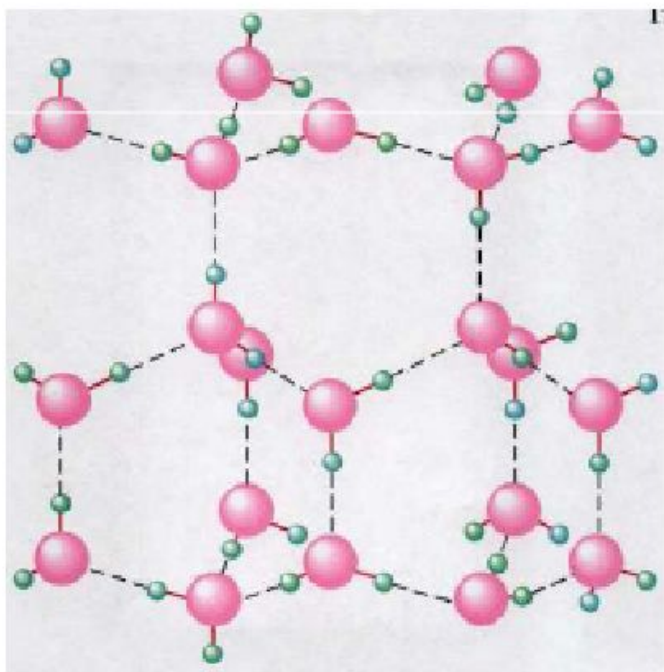
Пара оснований гуанин – цитозин

Водородная связь в ДНК - 2



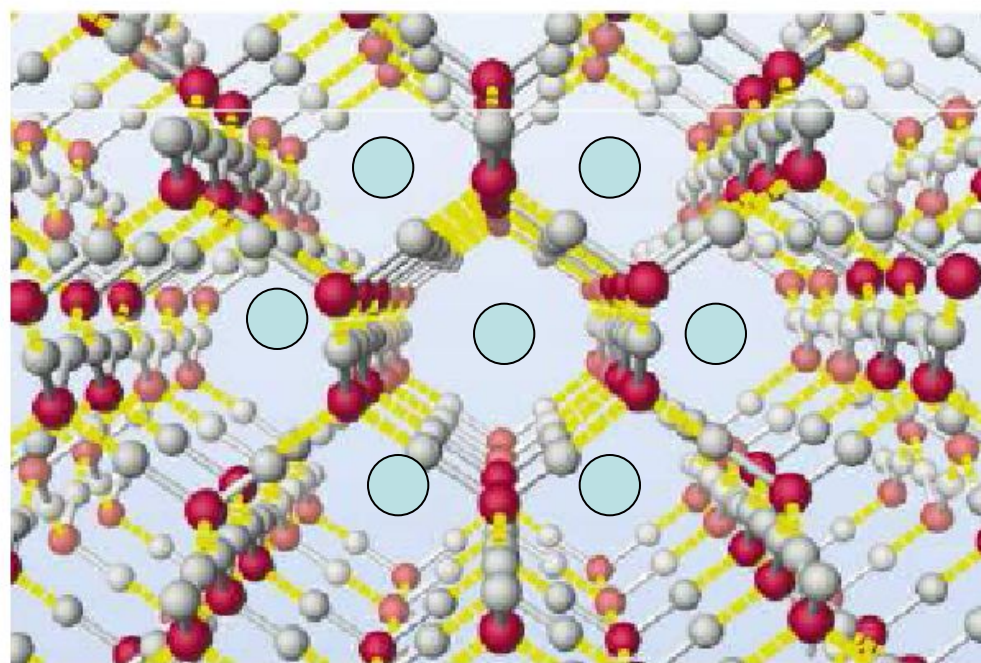
Водородная связь в воде

Каркасная структура льда с тетраэдрическим окружением атомов кислорода.



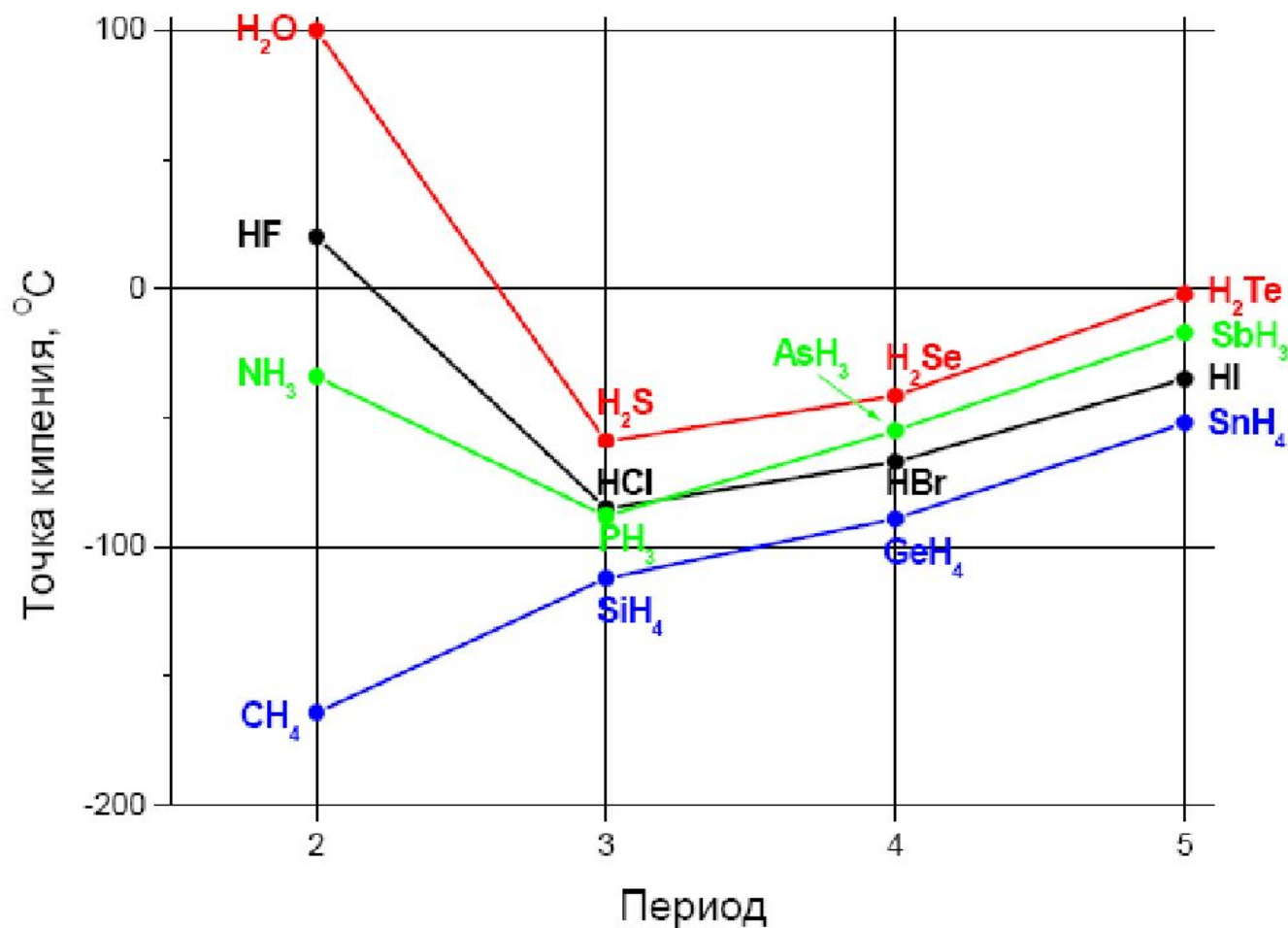
chlathratus (лат.)-
защищенный решеткой

Клатраты (или соединения
включения) образованы
молекулами-«гостями» и
молекулами-«хозяевами».



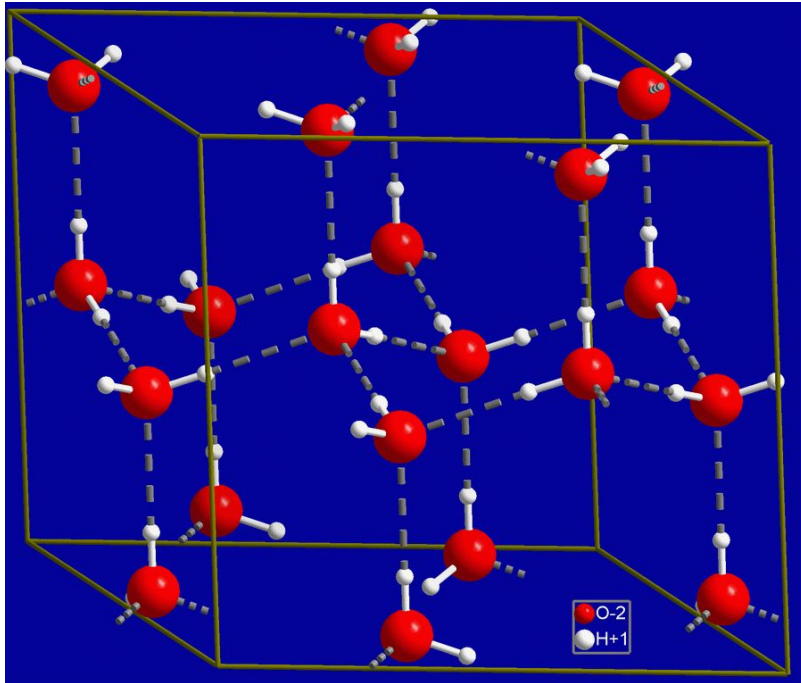
Клатрат $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Влияние водородной связи на точку кипения



в жидком состоянии молекулы, вступающие в водородные связи, ассоциированы, а в твердом состоянии образуют сложные кристаллические структуры.

Структура льда



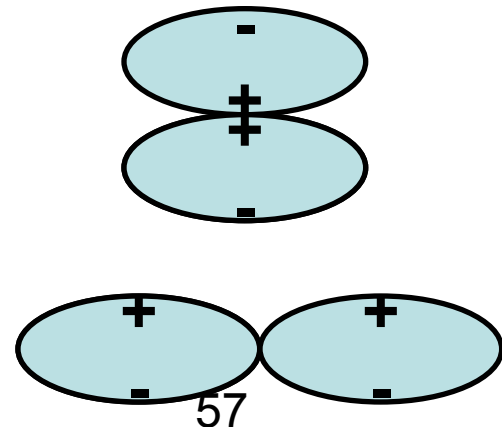
МЕЖМОЛЕКУЛЯРНОЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ

В 1873 г. голландский ученый Я.Д. Ван-дер-Ваальс предположил, что существуют силы, обуславливающие притяжение между молекулами. Эти силы позднее получили название Ван-дер-ваальсовых сил. Они включают в себя три составляющие:

- 1) **диполь-дипольное**
- 2) **индукционное**
- 3) **дисперсионное** взаимодействия.

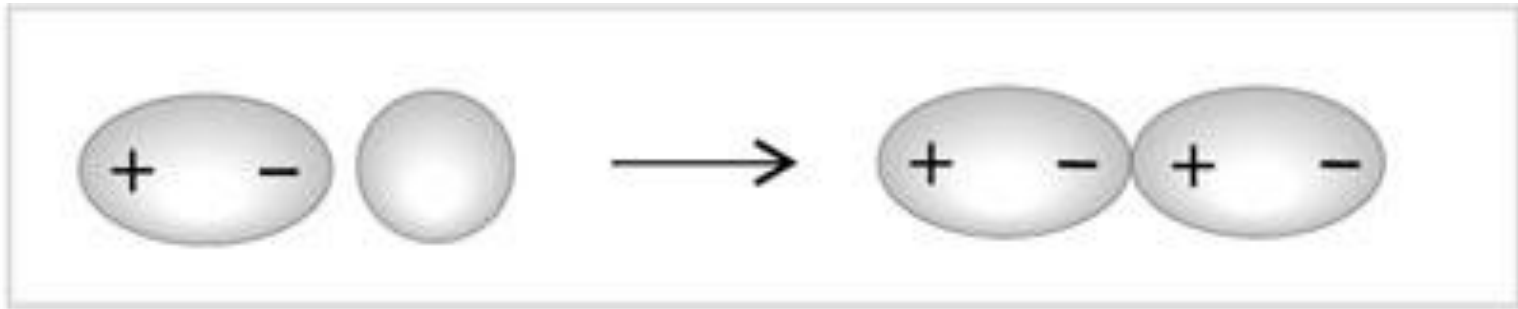
Диполь-дипольное взаимодействие (ориентационное)

При сближении полярных молекул они ориентируются таким образом, чтобы положительная сторона одного диполя была ориентирована к отрицательной стороне другого диполя



Индукционное взаимодействие.

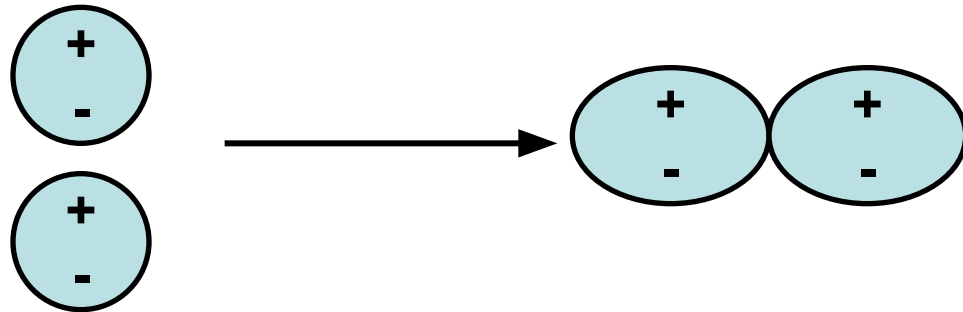
Диполи могут воздействовать на неполярные молекулы, превращая их в индуцированные (наведенные) диполи. Между постоянными и наведенными диполями возникает притяжение.



Энергия индукционного взаимодействия возрастает с увеличением **поляризуемости** молекул, т.е. способности молекулы к образованию диполя под воздействием электрического поля.

Дисперсионное притяжение

В любой молекуле возникают флуктуации электрической плотности, в результате чего появляются мгновенные диполи, которые в свою очередь индуцируют мгновенные диполи у соседних молекул. Движение мгновенных диполей становится согласованным, их появление и распад происходит синхронно.



В результате взаимодействия мгновенных диполей энергия системы понижается. Энергия дисперсионного взаимодействия пропорциональна поляризуемости молекул и обратно пропорциональна расстоянию между центрами частиц.

Для неполярных молекул дисперсное взаимодействие является единственной составляющей ван-дер-ваальсовых сил

Межмолекулярное взаимодействие имеет электростатическую природу.

Вклад отдельных составляющих в энергию молекулярного взаимодействия

Вещество	Электрический момент диполя, μ	Поляризуемость, $\text{м}^3 \times 10^{30}$	Энергия взаимодействия, кДж/моль				Температура кипения, К
			Ориентационная	Индукционная	Дисперсионная	Суммарная	
H ₂	0	0,8	0	0	0,17	0,17	20,2
Ar	0	1,64	0	0	8,5	8,5	76
Xe	0	4,16	0	0	18,4	18,4	167
HCl	1,03	2,64	3,3	1,0	16,8	21,1	188
HBr	0,78	3,62	1,1	0,70	28,5	30,3	206
HI	0,38	5,42	0,6	0,3	60,6	61,5	238
NH ₃	1,52	2,23	13,3	1,5	14,7	29,5	239,6

С увеличением размера молекул в ряду Ar—Xe и HCl—HI растет их **1** поляризуемость и энергия дисперсионного притяжения

Ориентационное взаимодействие вносит значительный вклад в **2** вандерваальсовы силы лишь в случае молекул с большим электрическим моментом диполя

С увеличением суммарной энергии межмолекулярного **3** взаимодействия возрастет температура кипения жидкостей, а также теплота их испарения

ЭНЕРГИЯ СВЯЗИ

межмолекулярная

0,1 -5

водородная

4-50

ковалентная

100-400



$E_{\text{связи, кДж/моль}}$

Силы Ван-дер-ваальса и «хитрый» геккон

Физикам пришлось изрядно поломать голову над способом его передвижения по стенам и потолку. Одно время думали, что весь секрет в уникальных присосках, которыми снабжены лапы. Потом уповали на клей, которым они якобы смазаны.



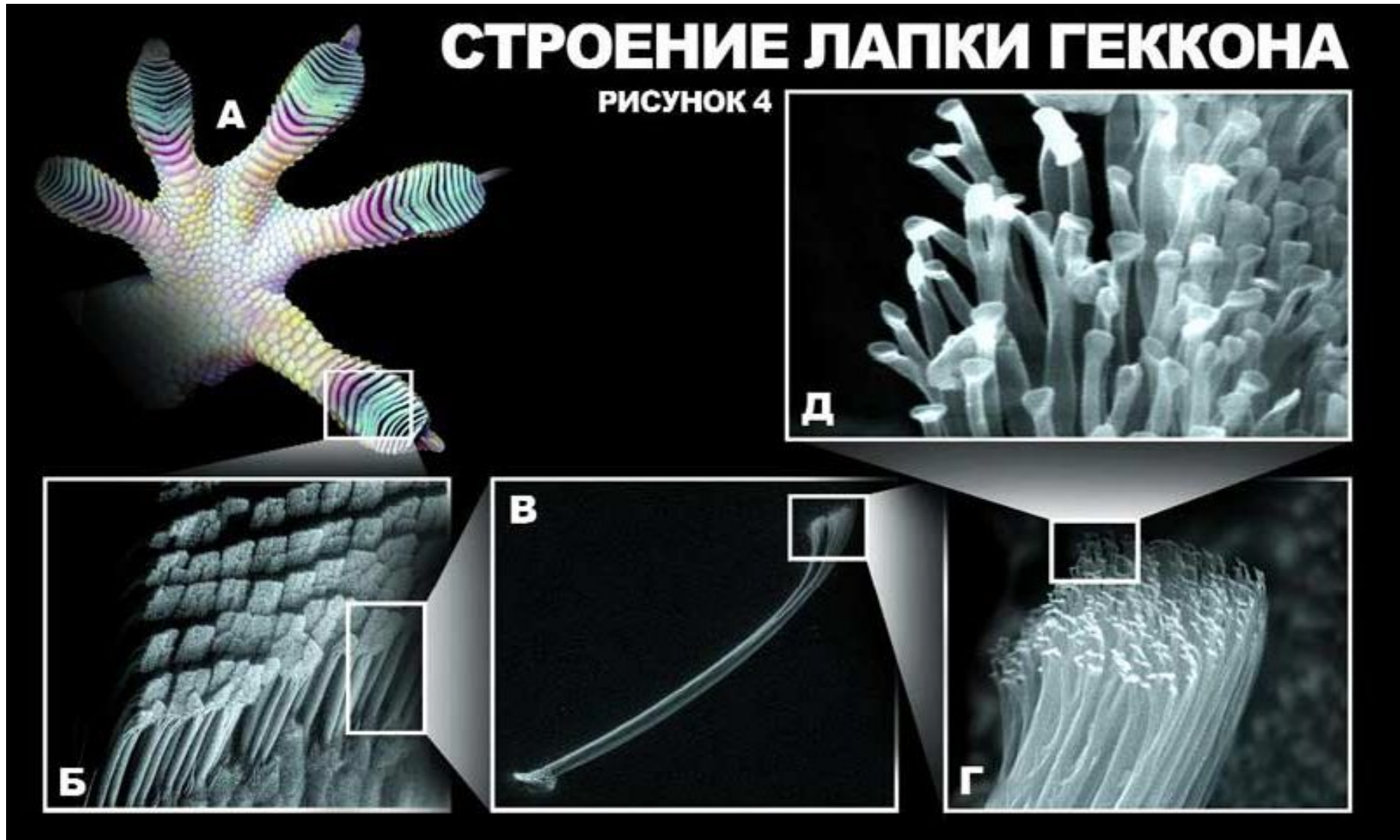
Группа ученых «Гекко»

возглавляют физиолог К.Отан из колледжа Льюиса и Кларка в г. Портленд (США) и физик Р.Фул из знаменитого Калтеха в г. Беркли (США).

Когда геккон взбегаёт вверх по стенке, он может удержаться даже на одной прилипшей к поверхности лапке. Однако при этом незаметно, чтобы геккон прилагал какие-то усилия, чтобы оторвать приклеившуюся ногу, когда собирается сделать следующий шаг. **В чем тут причина?**

Ученые внимательно изучили лапки геккона под микроскопом.

Выяснилось, что лапки снизу покрыты листочками ткани, расположенными подобно страницам в книге с мягким переплетом.



Фотография лапки геккона. © Kellar Autumn, <http://www.lclark.edu/~autumn/dept/Welcome.html>

При большом увеличении видно, что каждый листочек покрыт сотнями тысяч тонких волосообразных щетинок.

А щетинки, в свою очередь, делятся на сотни лопатообразных кончиков, диаметр каждого из которых всего 200 нм.

Когда ученые, имитируя движение лапки геккона, сначала прижимали щетинку к сенсору измерительного прибора, а затем отрывали, обнаружилось, что щетинка способна выдержать вес муравья! Однако ни особого разрежения, свойственного вакуумным присоскам, ни следов клея на щетинках обнаружить не удалось.

Как оказалось, здесь работают силы Ван-дер-Ваальса, или, говоря иначе, силы межмолекулярного взаимодействия.

Эти силы малы и часто теряются на фоне более мощных сил. Но именно этими малыми силами умеет управлять геккон.

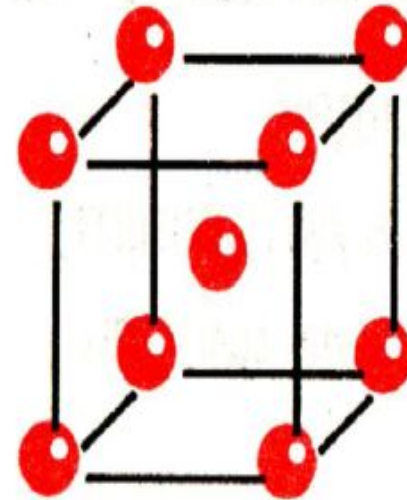
Когда он опускает лапку на поверхность, лопаточки на концах щетинок столь плотно прилегают к ней, что в работу включаются силы Ван дер Ваальса. Лапка как бы прилипает к вертикальной стене или потолку. Но чуть геккон напряжет мышцы и потянет лапку – силы Ван дер Ваальса исчезают, и лапка легко отделяется от поверхности.

Металлическая связь – связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами или атомами металлов в кристаллической решетке.

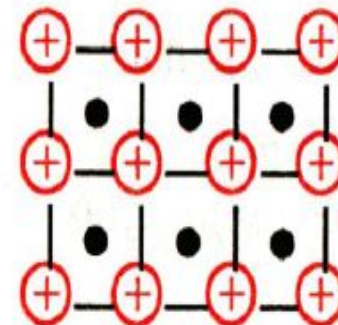
Наличие свободных электронов в решетки обуславливает проводимость электричества и тепла, металлический блеск.

Ионы и атомы металла непосредственно не связаны, и их слои могут отдельно перемещаться относительно друг друга, отсюда ковкость и пластичность металлов.

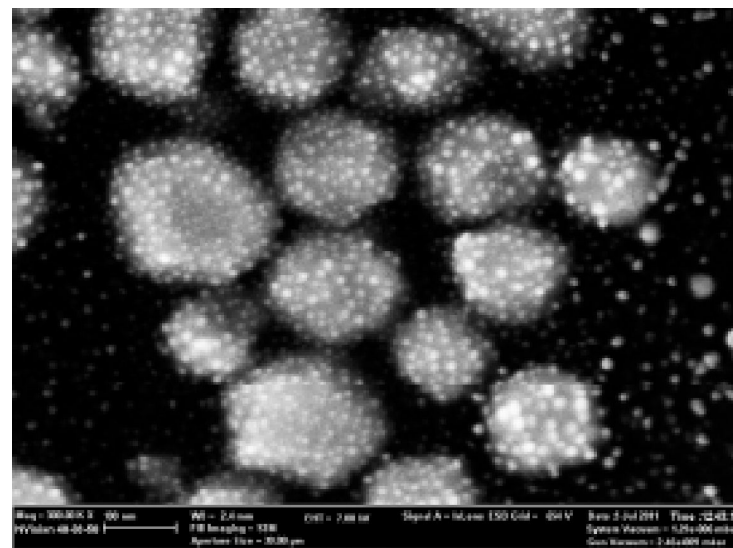
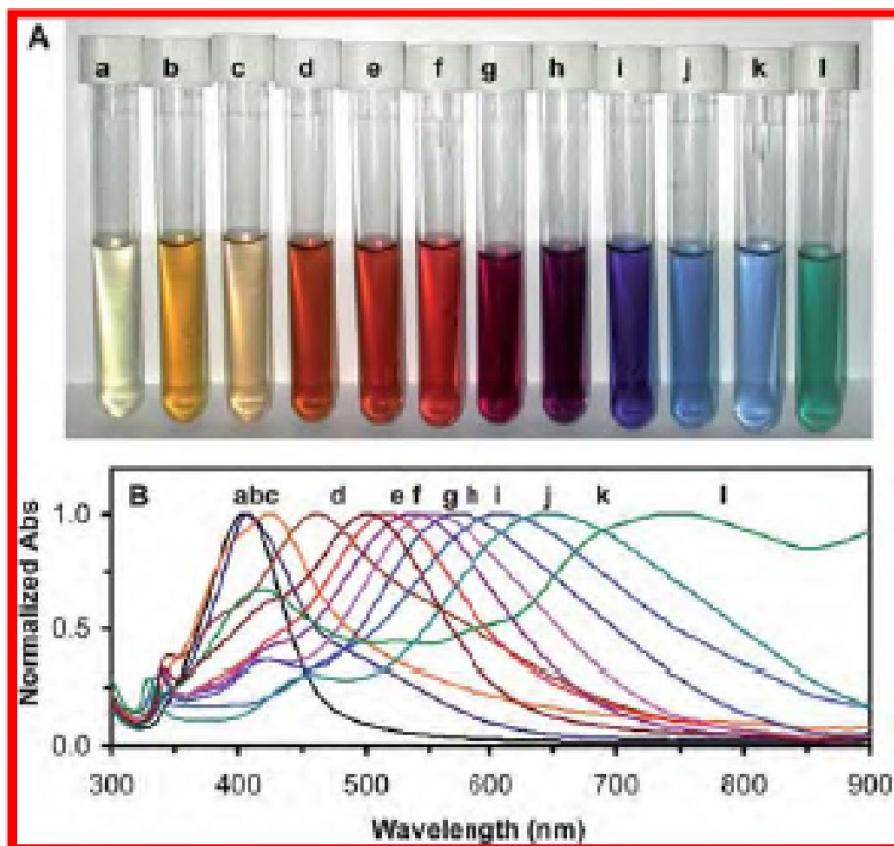
Кристаллическая решетка Na



Схема



НАНОКЛАСТЕРЫ ЗОЛОТА (КОЛЛОИДНЫЙ РАСТВОР)

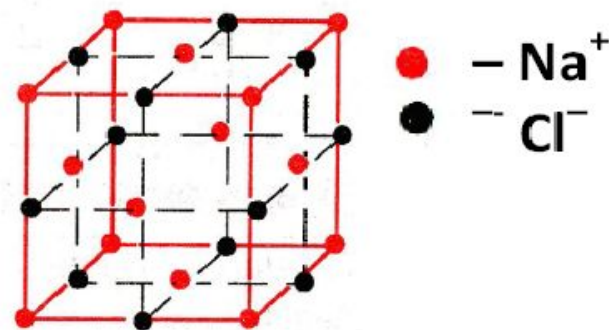


Увеличение размера наночастиц

Типы кристаллических решеток

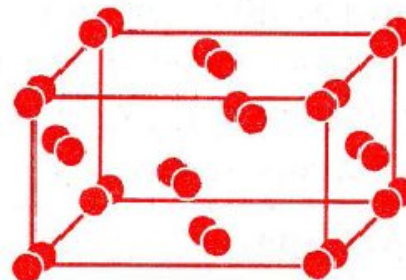
Ионная решетка – состоит из ионов, ее образуют вещества с ионной связью.

Кристаллическая решетка NaCl



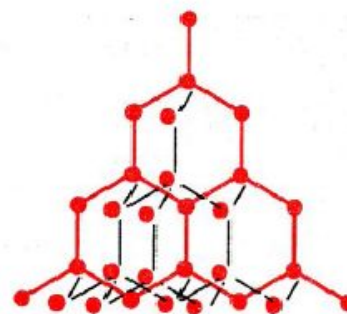
Молекулярная решетка – состоит из молекул, соединенных между собой слабыми межмолекулярными силами.

Кристаллическая решетка йода I_2



Атомная решетка – в узлах находятся атомы, которые соединены между собой прочной ковалентной связью; вещества тверды, прочны, не растворимы в воде, имеют высокую температуру плавления.

Кристаллическая решетка алмаза C



Интерметаллиды – Квазикристаллы

Фуллерены

Углеродные нанотрубки