

«Химическая связь»

Лекция № 2

Дисциплина «Химия 1.6»

для студентов заочного отделения

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

* План лекции

1. Общие сведения о химической связи.
2. Ковалентная связь.
3. Ионная связь.
4. Металлическая связь.
5. Водородная связь.
6. Межмолекулярные связи.

1. Общие сведения о химической связи

Химическая связь – взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы или кристалла как целого.

Химическая связь осуществляется s- и p-электронами внешнего и d-электронами предвнешнего слоя.

Правило октета:

«при образовании молекулы атомы стремятся приобрести восьмиэлектронную или двухэлектронную оболочки»

1. Общие сведения о химической связи

Виды химической связи

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

1. Общие сведения о химической связи

Характеристики

1) **Длина ($l_{\text{св}}$)** – межъядерное расстояние между двумя химическими связанными атомами

➤ Длина связи зависит от радиусов атомов:

	HF	HCl	HBr	HI
$l_{\text{св.}}, \text{ нм}$	0,092	0,128	0,142	0,162

➤ Длина связи зависит от кратности связи:

Связь	C–C	–C=C–	–C≡C–
$l_{\text{св.}}, \text{ нм}$	0,154	0,134	0,120

1. Общие сведения о химической связи

2) Энергия – энергия, затрачиваемая на разрыв химической связи в кДж/моль

Чем больше длина связи, тем меньше её энергия.

	HF	HCl	HBr	HI
$l_{\text{св.}}$, нм	0,092	0,128	0,142	0,162
$E_{\text{св.}}$, кДж/моль	536	432	360	299

1. Общие сведения о химической связи



1. Общие сведения о химической связи

3) Валентный угол – угол между связями, которые образуют атом в молекуле



$\angle 180^\circ$



$\angle 104,5^\circ$

1. Общие сведения о химической связи

4) Полярность связи – смещение электронной плотности к более электроотрицательному атому

Дипольный момент:

$$\mu = l \cdot q, \text{ где}$$

l - длина диполя,

q – абсолютная величина заряда в кулонах.

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

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

1. Общие сведения о химической связи

Эффективный заряд (δ) – реальные заряды, определенные из измерения дипольных моментов или других физических величин.

Например: $\mu_{\text{эксп.}}(\text{HCl}) = 3,64 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м}.$

$$\delta = 3,64 \cdot 10^{-30} / 20,2 \cdot 10^{-30} = \pm 0,18$$



Степень ионности (i) - это условный заряд, который приписывается атому в предположении, что все связи в молекуле или ионе предельно поляризованы.

Степень ионности составляет: 18%

2. Ковалентная связь

- это химическая связь, образованная путем обобществления электронов двумя атомами.

$$E_{\text{св}} = 100-800 \text{ кДж/моль}$$

Два механизма образования ковалентной хим. связи:

- метод валентных связей (ВС)
- метод молекулярных орбиталей (МО).

2. Ковалентная связь

Метод валентных связей (Метод ВС)

Обобществление электронов происходит таким образом, что в пространстве между атомами возникает повышенная электронная плотность, обеспечивающая их связь.

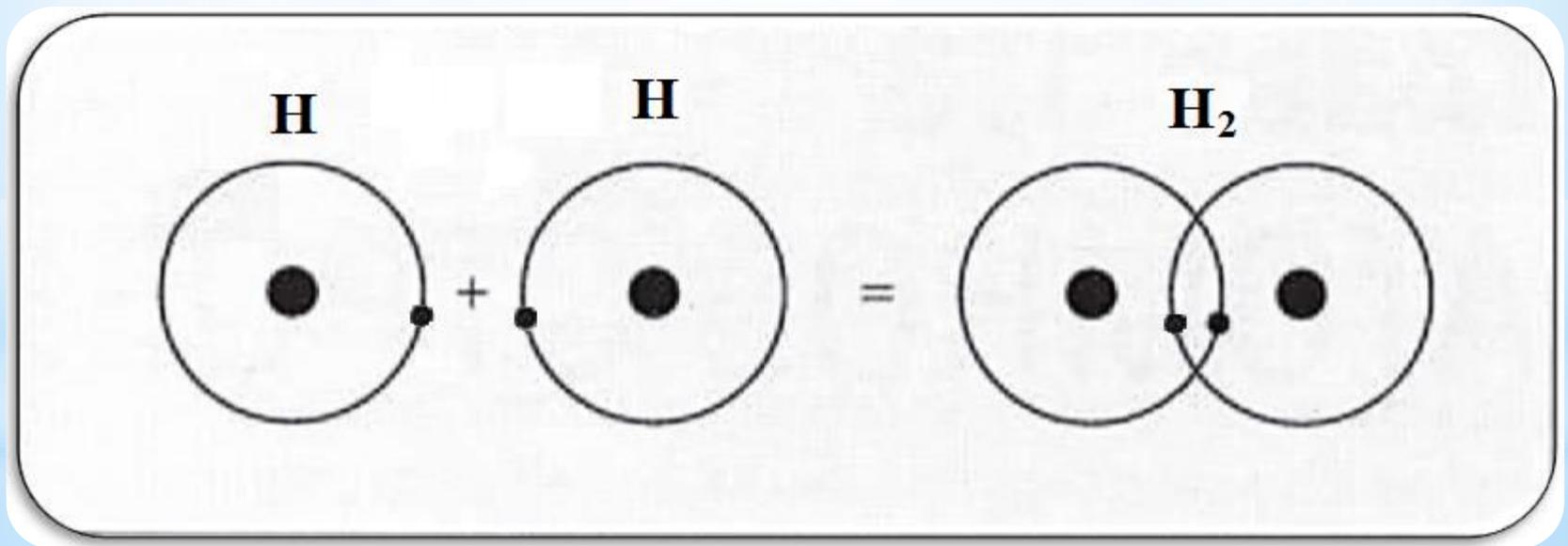
2. Ковалентная связь

Основные положения метода ВС

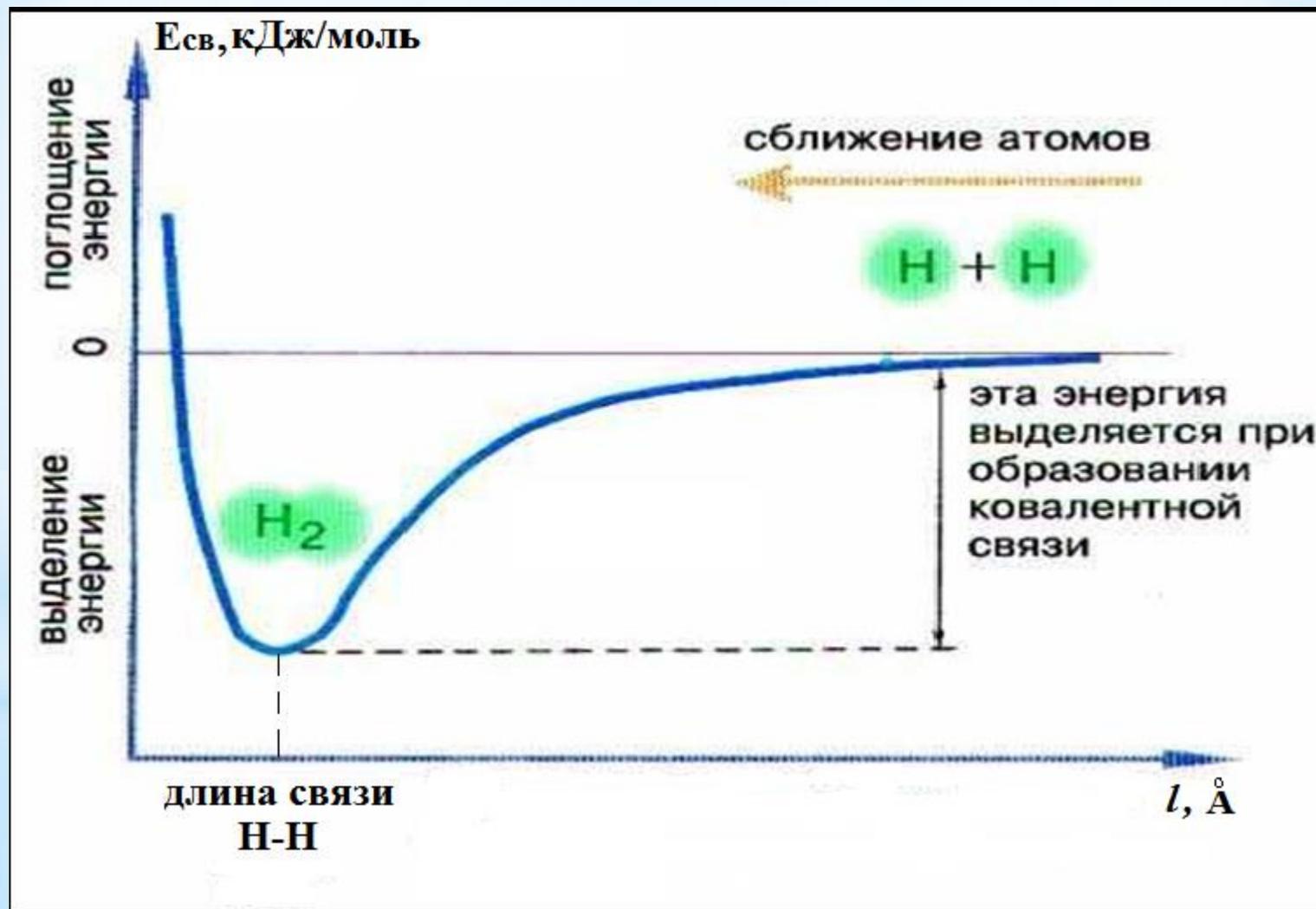
1. Взаимодействующие атомы могут обмениваться между собой электронами, образуя связывающие пары.
2. Два обменивающихся электрона должны в соответствии с принципом Паули иметь противоположные (антипараллельные) спины.
3. Энергия химической связи обусловлена в основном обменом электронами между атомами.
4. Ковалентная связь тем прочнее, чем больше область перекрывания электронных облаков.
5. Перекрывающиеся АО должны быть близки по энергии и симметрии.
6. Характеристики химической связи (энергия, длина, полярность) определяются типом перекрывания АО.
7. Ковалентная связь направлена в сторону максимального перекрывания АО реагирующих атомов.

2. Ковалентная связь

Образование ковалентной связи в молекуле водорода



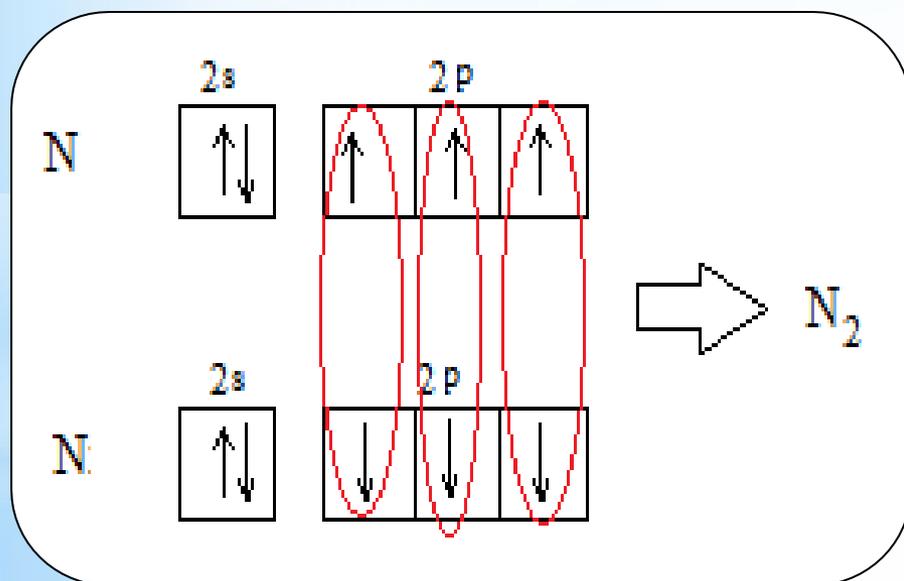
2. Ковалентная связь



2. Ковалентная связь

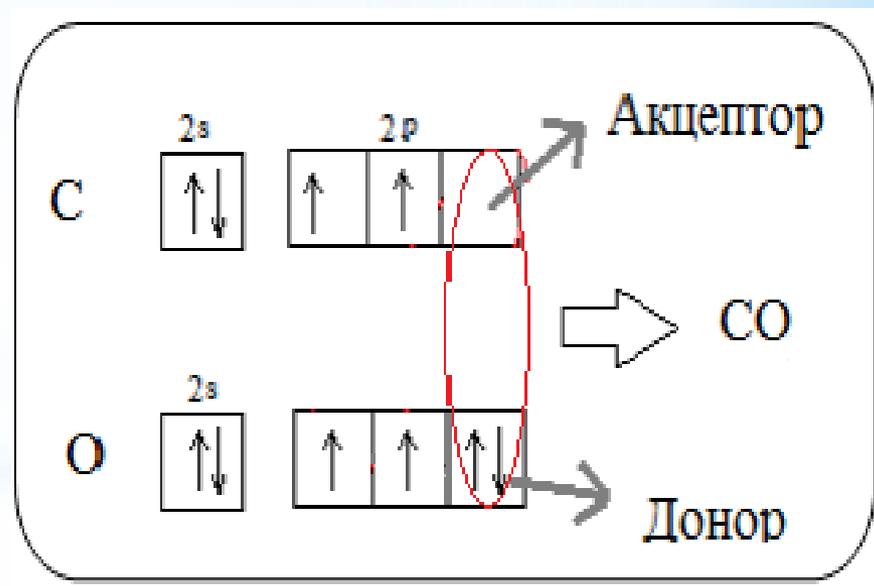
Механизм образования химической связи

- обменный



Кратность связи = 3

- донорно-акцепторный

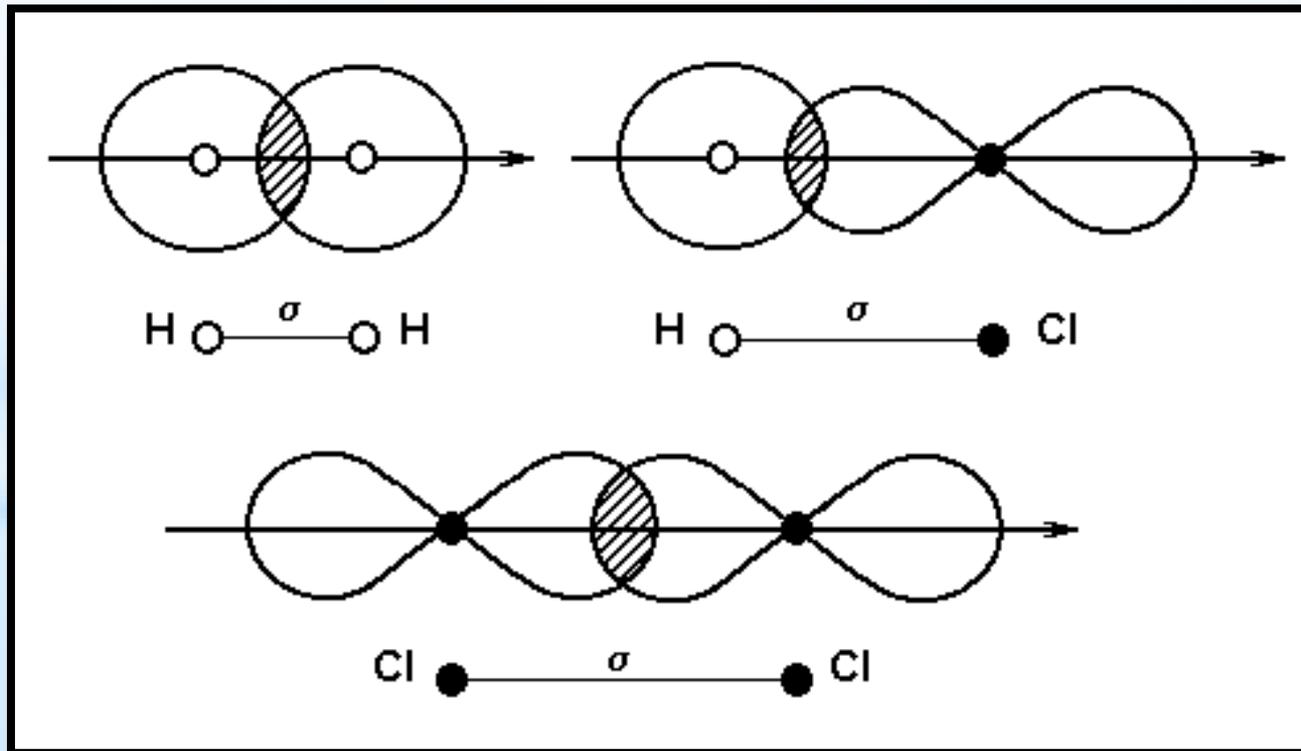


Кратность связи = 3

2. Ковалентная связь

Перекрывание электронных облаков

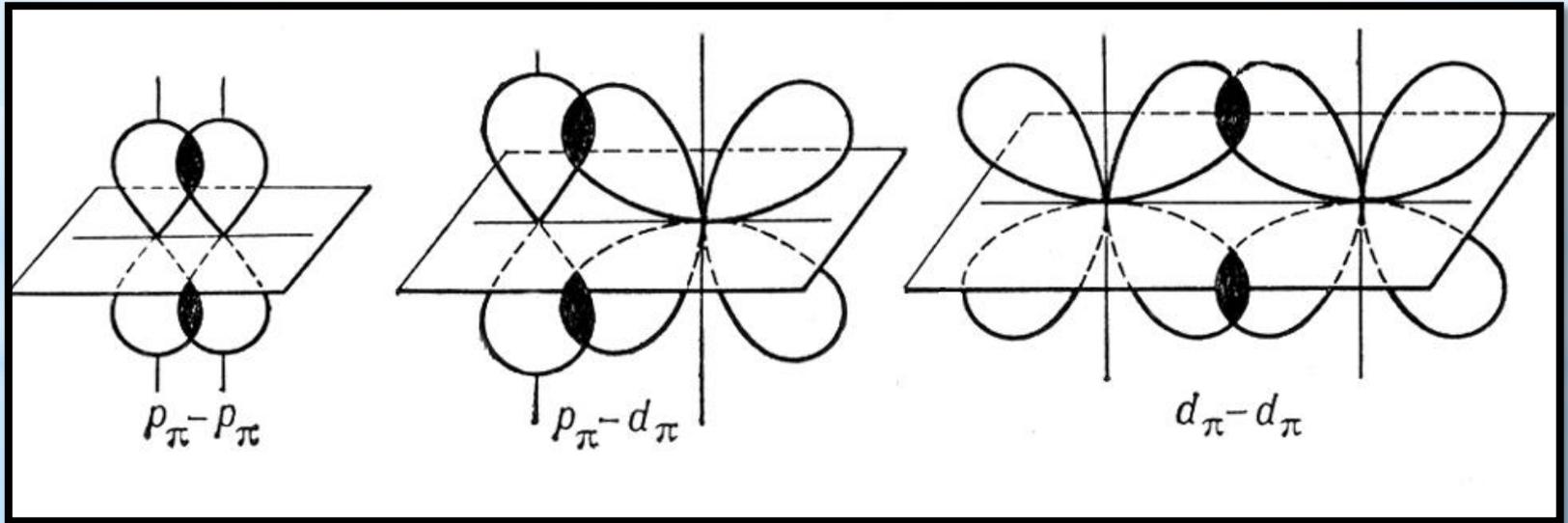
* σ – Связь (Сигма-связь) осуществляется при перекрывании облаков вдоль линии соединения атомов



2. Ковалентная связь

Перекрывание электронных облаков

* π - Связь (Пи-связь) возникает при перекрывании электронных облаков в плоскости перпендикулярной плоскости соединения атомов



2. Ковалентная связь

СВОЙСТВА	ОПРЕДЕЛЕНИЕ
1. полярность	обусловлена неравномерным распределением электронной плотности вследствие различий в электроотрицательностях атомов



2. Ковалентная связь

Тип связи	Определение	Пример
неполярная	образуется за счет общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов <u>одного и того же элемента</u>	H_2 O_2 N_2
полярная	образуется за счет общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов <u>разных элементов</u>	HCl CO H_2O

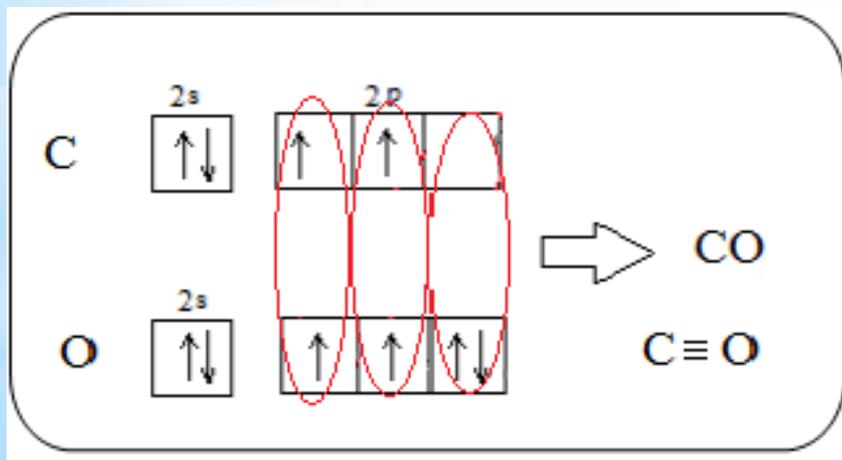
2. Ковалентная связь

СВОЙСТВА

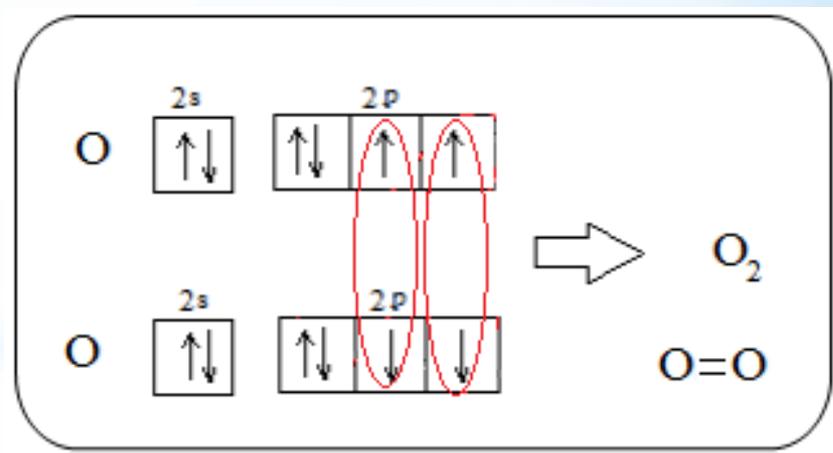
ОПРЕДЕЛЕНИЕ

2. насыщаемость

способность к образованию строго определенного числа связей



Кратность связи = 3

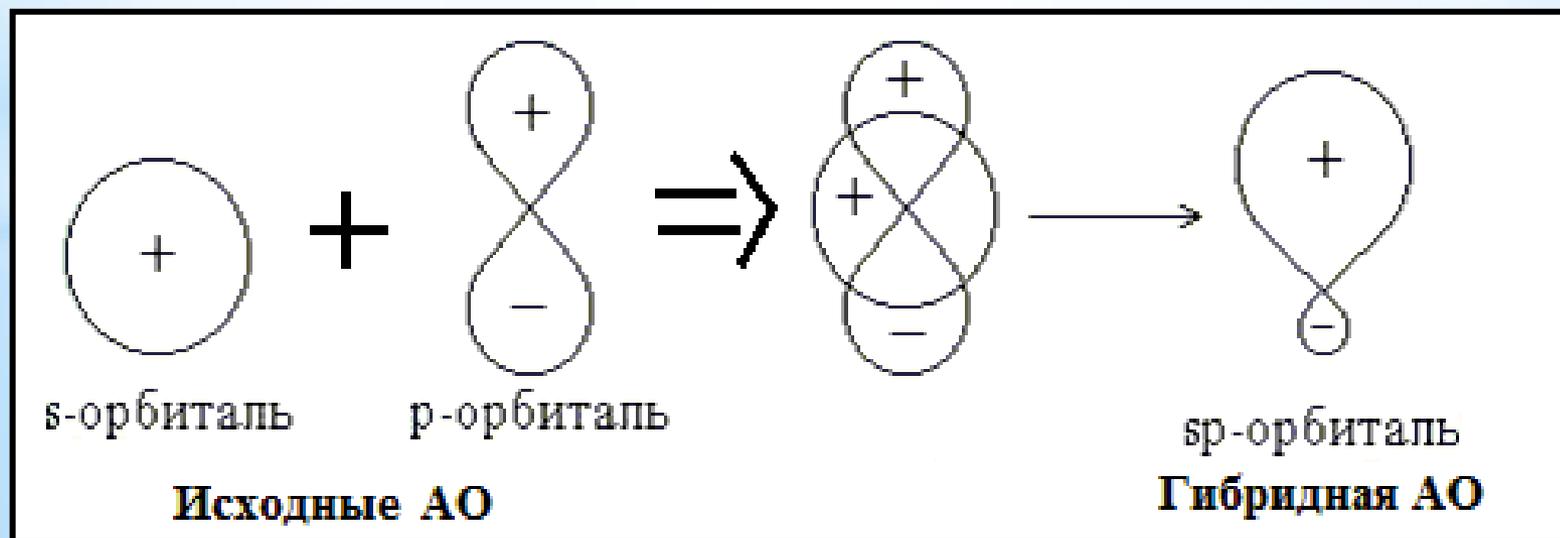


Кратность связи = 2

2. Ковалентная связь

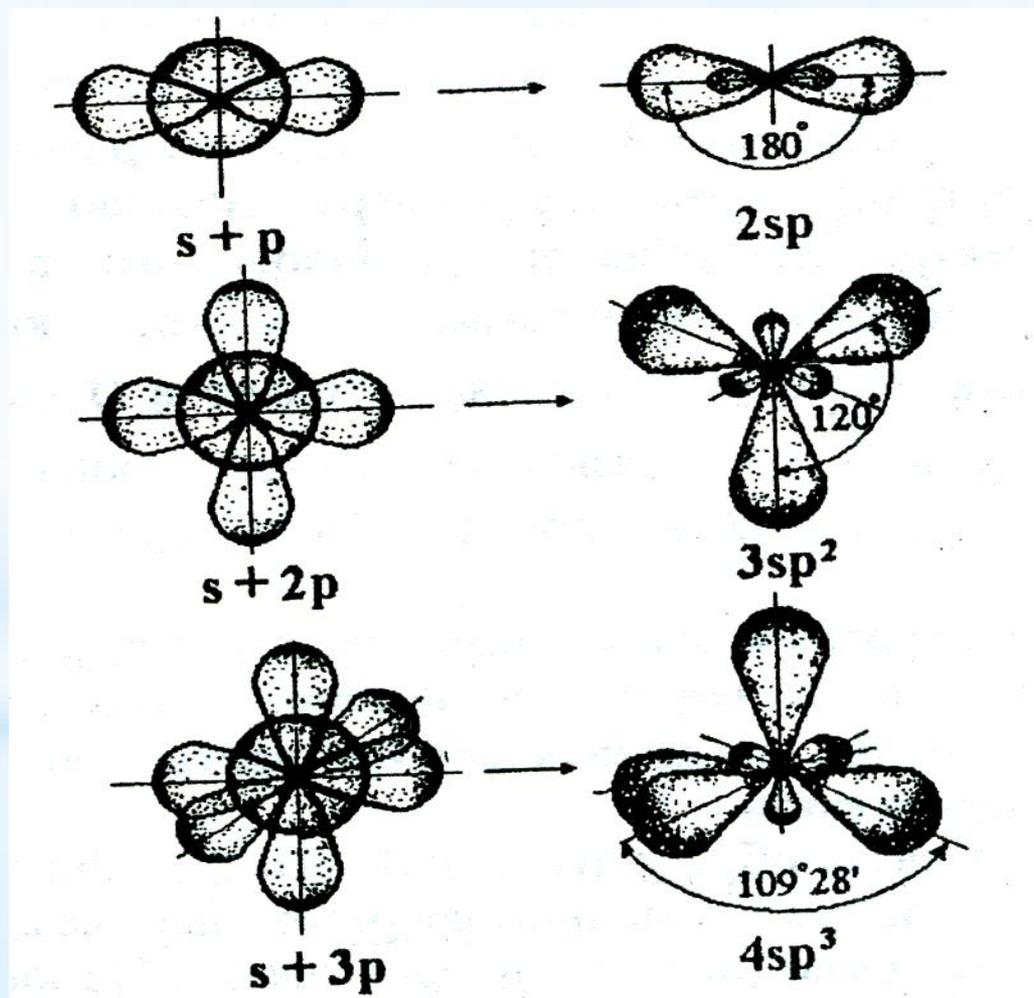
СВОЙСТВА	ОПРЕДЕЛЕНИЕ
3. направленность	обуславливает геометрическую форму молекул

Гибридизация АО – выравнивание по форме и энергии АО для достижения более эффективного их перекрывания.

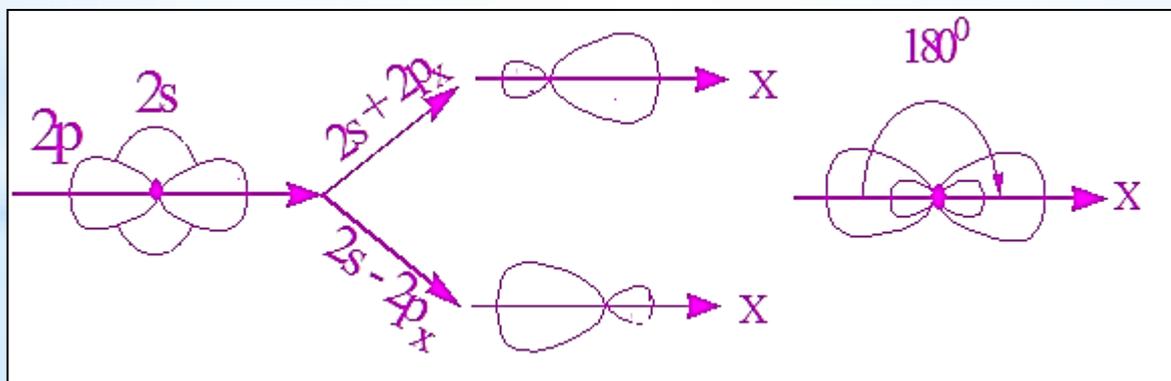
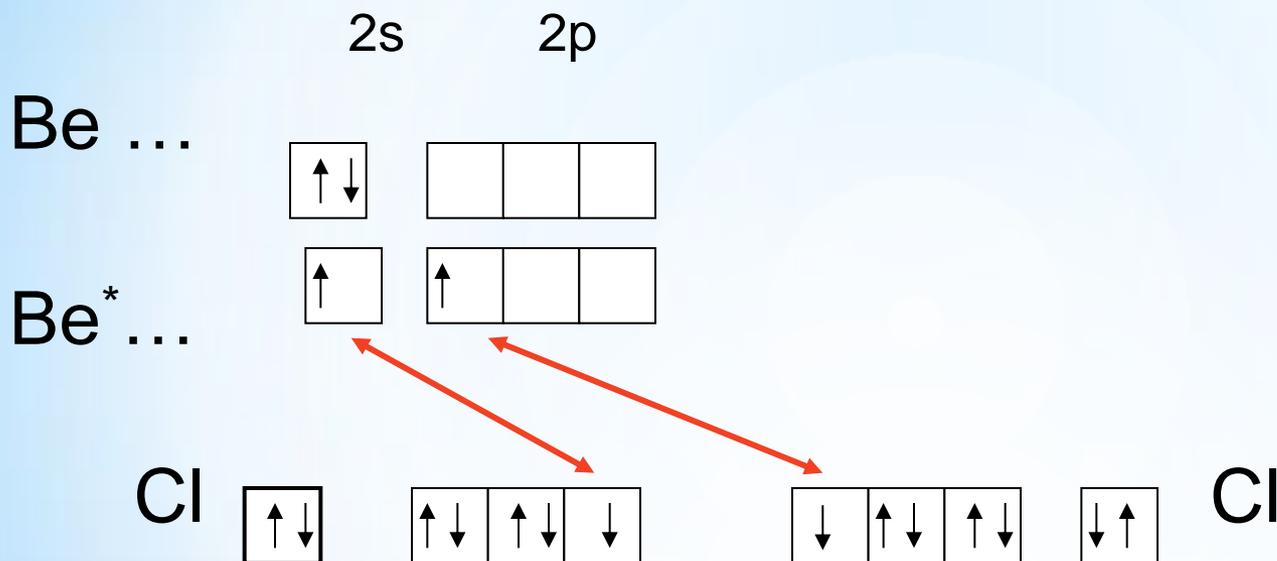


2. Ковалентная связь

Гибридизация валентных орбиталей



Строение молекулы BeCl_2



Тип гибридизации АО(Be): sp .

Строение молекулы: линейное, угол – 180°

2. Ковалентная связь

Тип гибридизации	Геометрическое строение молекулы	Валентный угол	Пример
sp	Линейное	180	BeCl_2 CO_2
sp^2	Треугольное	120	BF_3
sp^3	тетраэдрическое	109,5	CH_4
sp^3d^2	октаэдрическое	90	SF_6

Теория Гиллеспи (Метод ОЭПВО)

ОЭПВО – отталкивание электронных пар валентных оболочек.

Теория описывает строение молекул (ионов), атомы которых имеют неподделённые (несвязывающие) электронные пары.

Связывающей называется такая пара электронов, которая образует связь между двумя атомами.

Несвязывающая пара электронов принадлежит только одному центральному атому и не принимает участия в образовании химической связи.

Теория Гиллеспи (Метод ОЭПВО)

Для того чтобы воспользоваться этим методом, нужно прежде всего определить:

- 1) общее число электронных пар атома А;
- 2) по этому числу – форму правильной фигуры, образуемой электронными облаками;
- 3) далее необходимо установить сколько из них связывающих, несвязывающих и кратных;
- 4) после этого можно определить геометрию молекулы.

Теория Гиллеспи (Метод ОЭПВО)

Основные положения:

1. Электронные пары, окружающие центральный атом, должны занимать такое пространственное положение, чтобы сводить к минимуму их взаимное отталкивание.
2. Наиболее сильное межэлектронное отталкивание происходит между несвязывающими электронными парами.
3. Электронное облако несвязывающей электронной пары занимает больше места в пространстве, чем связывающей электронной пары.

Теория Гиллеспи (Метод ОЭПВО)

4. Чем больше число несвязывающих электронных пар, тем меньше валентный угол:

Молекула:

CH_4 NH_3 H_2O

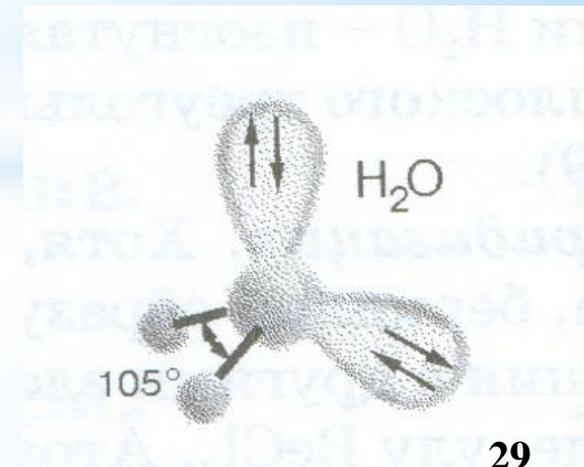
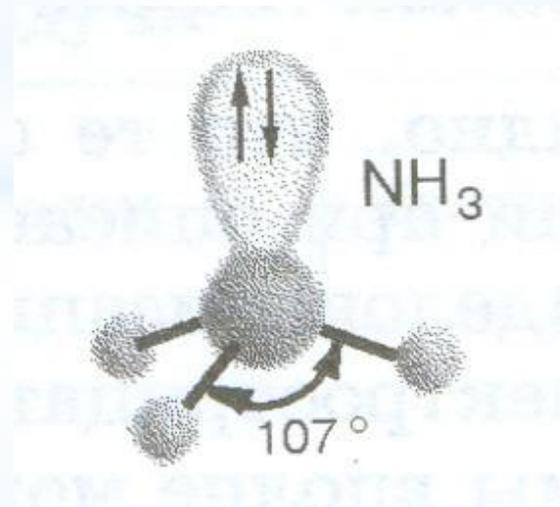
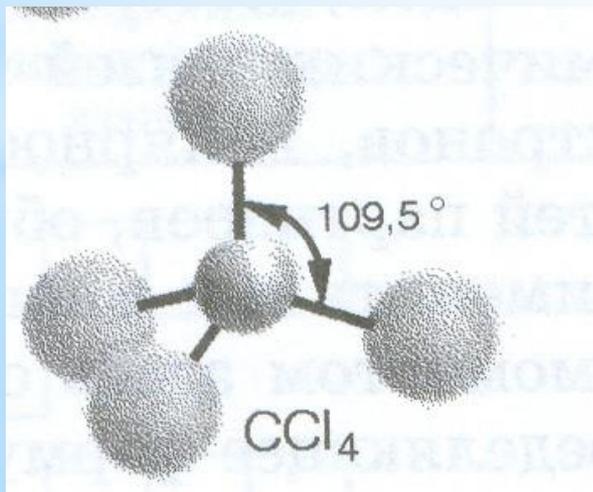
Число несвязывающих электронных пар:

0 1 2

Валентный угол:

$109,28^\circ$ 107° $104,5^\circ$

Строение молекулы:



Теория Гиллеспи (Метод ОЭПВО)

5. Влияние **несвязывающей** электронной пары тем сильнее, чем дальше от ядра она находится:

Молекула	H_2O	H_2S	H_2Se
Валентный угол	$104,5^\circ$	92°	91°

6. Влияние **несвязывающей** электронной пары тем сильнее, чем больше электроотрицательность атома – партнёра:

Молекула	OH_2	OF_2
Валентный угол	$104,5^\circ$	$103,2^\circ$

3. Ионная связь

- образуется за счет электростатического притяжения между ионами, образованными путем практически полного смещения электронной пары к одному из атомов.

Ненаправленность ионной связи связана с тем, что электростатическое поле иона обладает сферической симметрией и способно притягивать ионы противоположного знака в любом направлении.

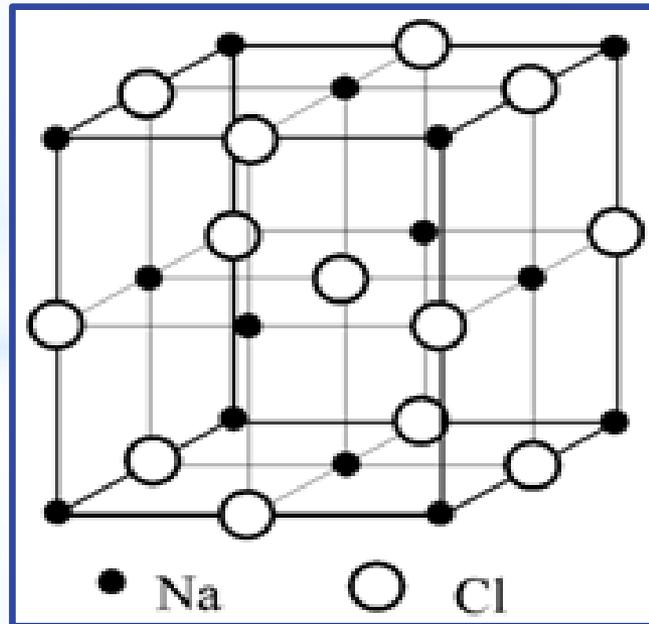
Ненасыщаемость – это способность иона данного знака притягивать к себе переменное количество ионов противоположного знака.

3. Ионная связь

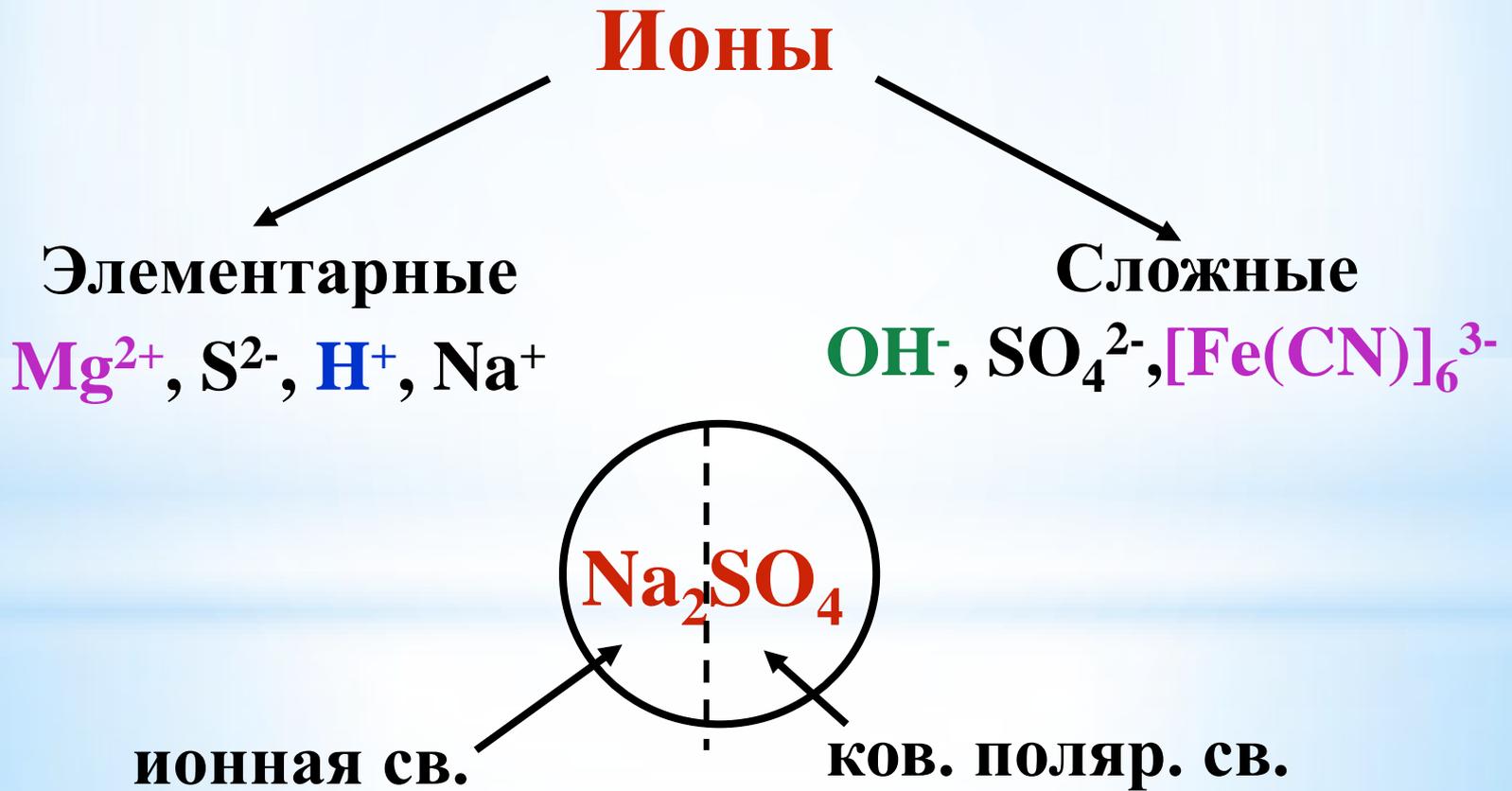
При разности электроотрицательностей атомов $\Delta\chi > 1,8$ (по шкале Полинга) - это ионная связь, $\Delta\chi < 1,8$ – ковалентная связь.



$$\Delta\chi = 3,0 (\text{Cl}) - 0,9 (\text{Na}) = 2,1$$



3. Ионная связь



3. Ионная связь

Поляризация - – смещение электронной плотности в результате электростатического воздействия на частицу.

Процесс является двусторонним. Ионы и молекулы обладают поляризующей способностью и поляризуемостью.

Поляризуемость тем больше, чем больше радиус частицы и меньше ее заряд.

Поляризующая способность тем больше, чем меньше радиус частицы и больше ее заряд.

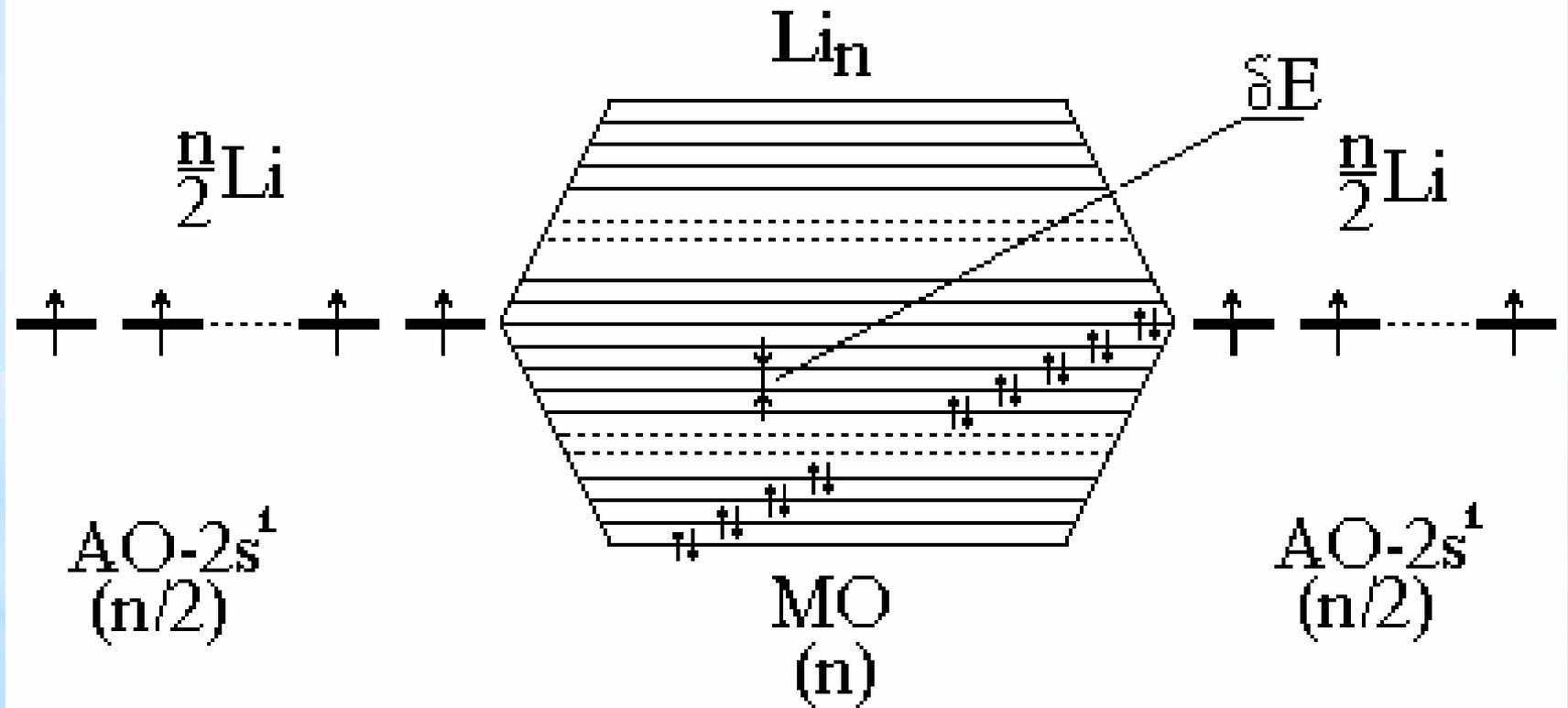
4. Металлическая связь

- образуется при взаимодействии положительных ионов металлов и валентных электронов, а также между атомам

$$E_{\text{св}} = 100-200 \text{ кДж/моль}$$



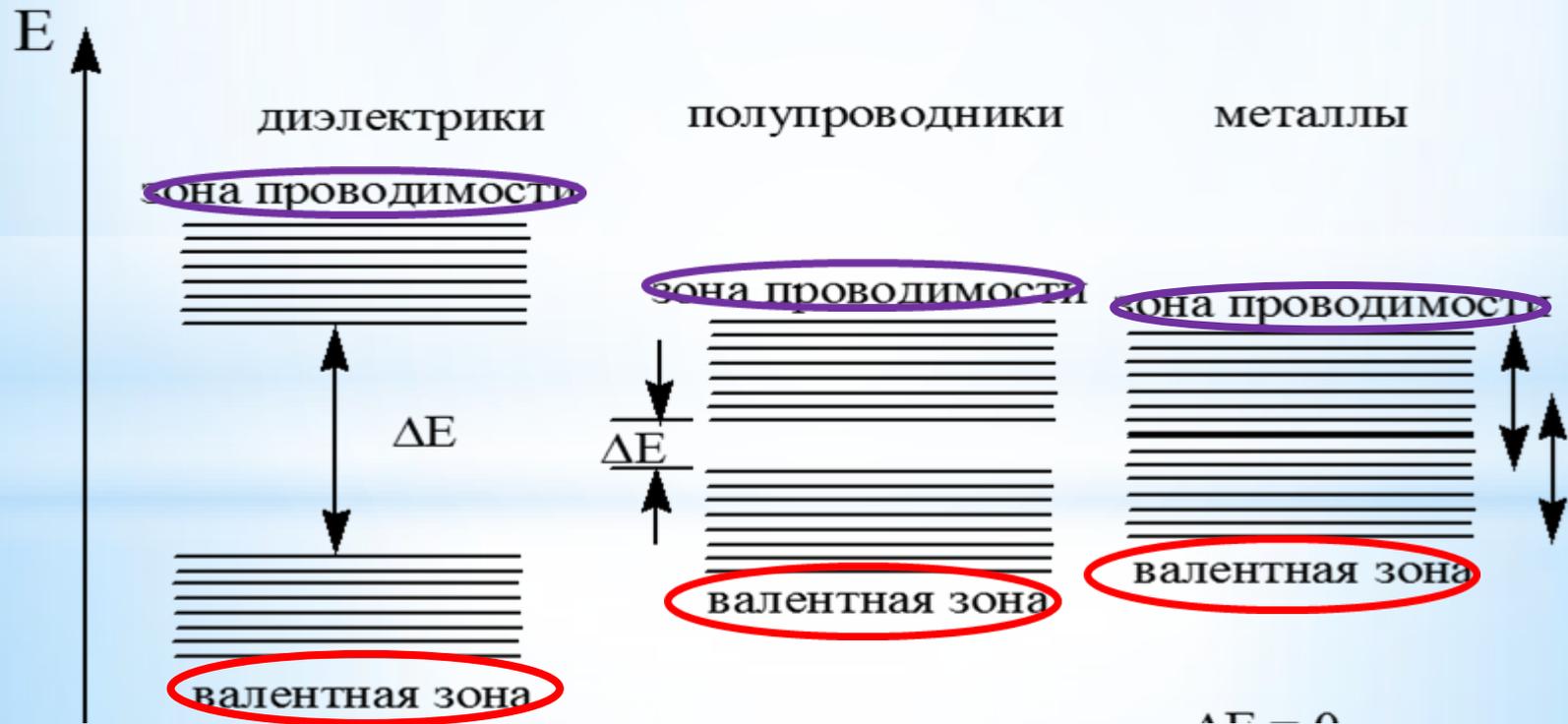
4. Металлическая связь



4. Металлическая связь

Зонная теория

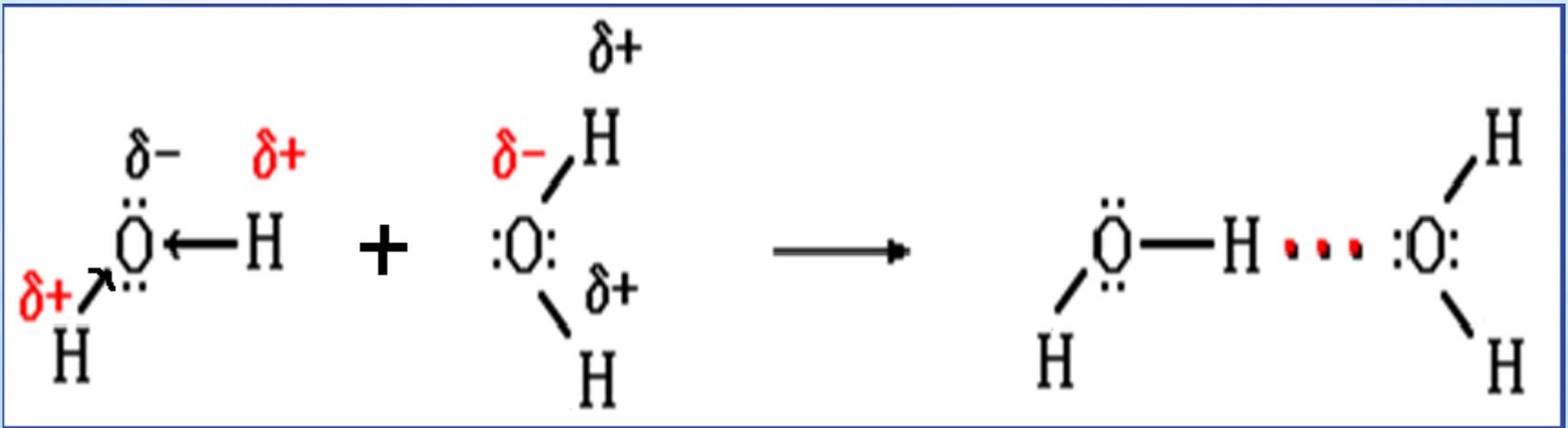
Зона заполненная электронами называется валентной.
Зона свободная от электронов называется зоной проводимости.



5. Водородная связь

- образуется между положительно заряженным атомом **водорода** одной молекулы и электроотрицательным атомом (**F, O, N**) другой или той же молекулы.

$$E_{\text{св}} = 20-40 \text{ кДж/моль}$$



6. Межмолекулярные химические связи

Тип	Определение	Примеры
Дисперсионные	взаимодействие между двумя неполярными молекулами	H_2 и N_2 , H_2 и H_2
Индукционные	взаимодействие между полярной и неполярной молекулами	HCl и O_2 , NH_3 и N_2
Ориентационные	взаимодействие между двумя полярными молекулами	HCl и HCl HBr и HCl

«Химическая связь»

Лектор: к.т.н., Мачехина Ксения Игоревна

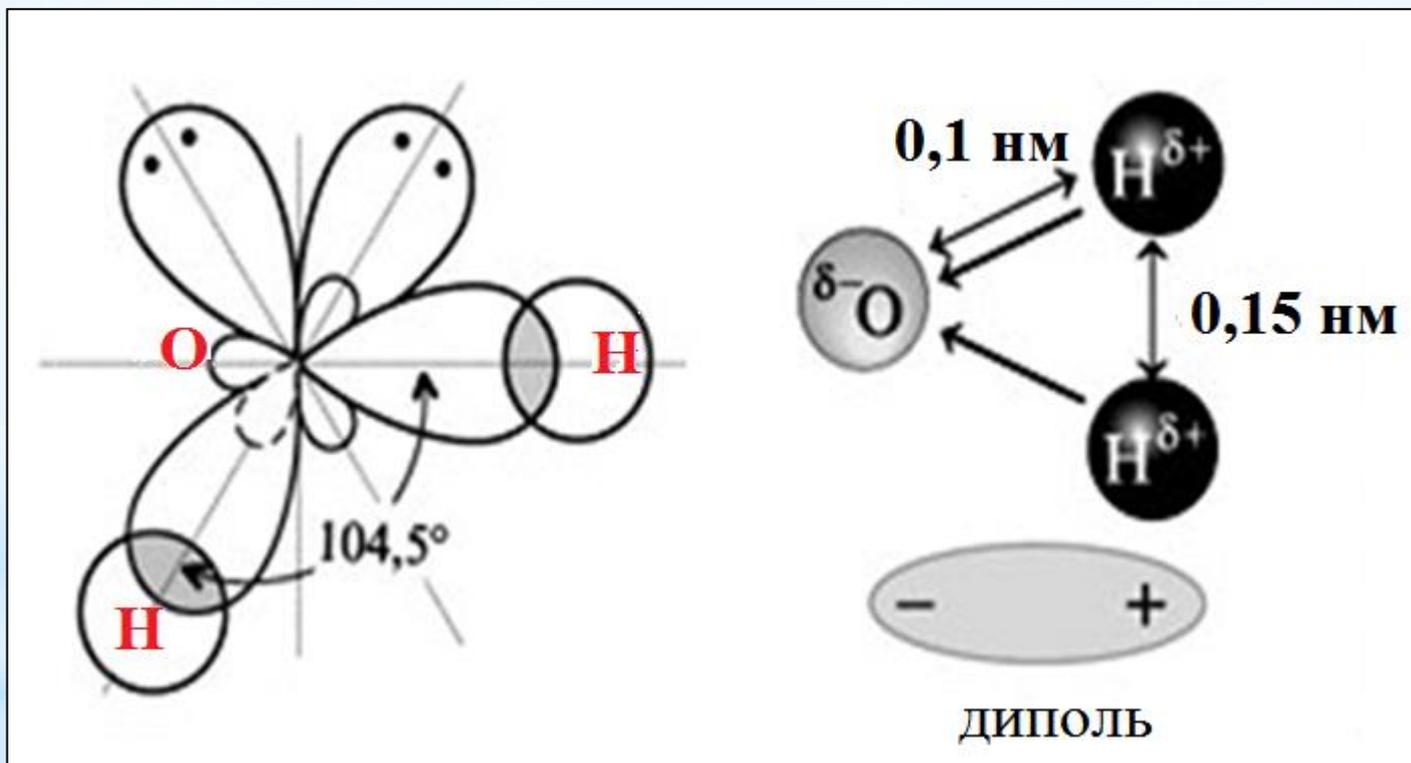
<http://portal.tpu.ru/SHARED/m/MACHEKHINAKSU>

Email: mauthksu@yandex.ru

10 корпус ТПУ 024Б

1. Общие сведения о химической связи

Молекула воды: H₂O



$$E_{\text{O-H}} = 464 \text{ кДж/моль}$$