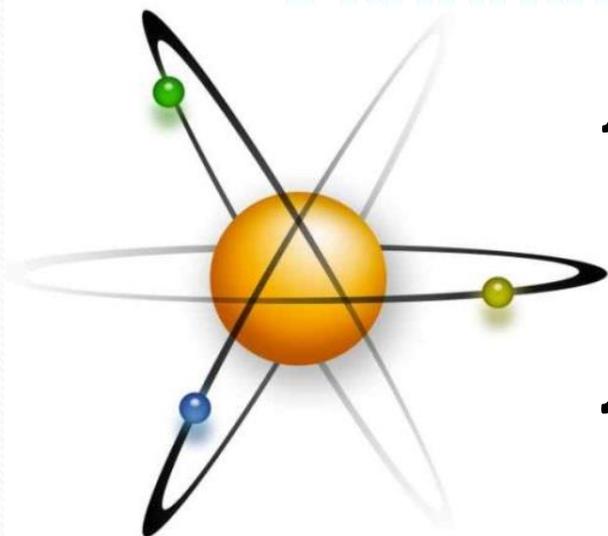


ФГБОУ ВО КрасГМУ им. проф. В.Ф. Войно-Ясенецкого  
Кафедра биологической химии с курсом медицинской, фармацевтической  
и токсикологической химии



# ПОНЯТИЕ БИОГЕННОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ



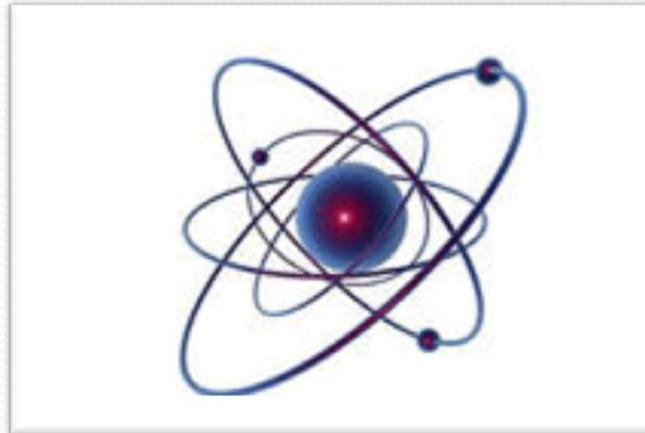
**Лекция №4** для студентов 1 курса,

**Лектор:** \_\_\_\_\_

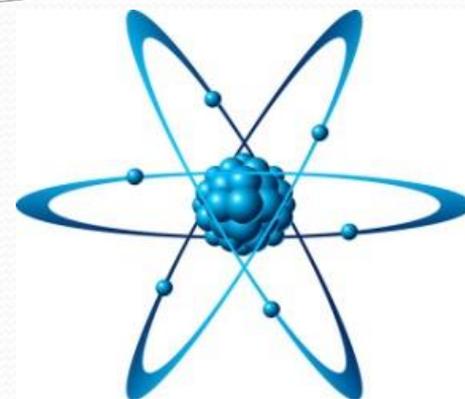
Красноярск 20\_\_

# Цель лекции

- Показать подход для изучения свойств **биогенных элементов** (*необходимых организму человека для построения и нормального функционирования всех органов и клеток*), исходя из представления об электронном строении атома и положения в таблице Менделеева.
- Уделить внимание электронному строению атомов-органогенов и химических связей как основе для последующего изучения сложных процессов обмена веществ в организме.



# ПЛАН ЛЕКЦИИ



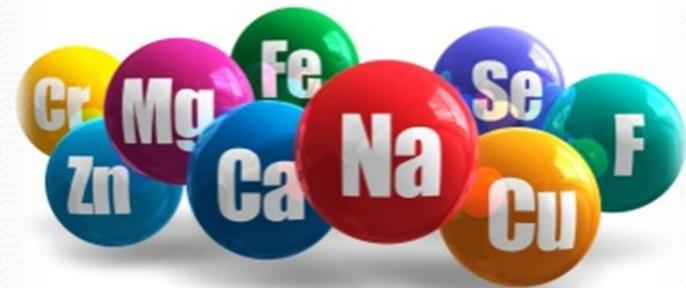
1. Актуальность темы.
2. Электронные конфигурации атомов биогенных элементов.
3. Гибридизация атомных орбиталей.
4. Ковалентные связи  $\sigma$ - и  $\pi$ - типа, структура молекул.
5. Выводы.

# Актуальность

**БИОГЕННЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ** – это элементы, входящие в состав организмов, необходимые для построения и жизнедеятельности клеток.

## Жизненно необходимые макроэлементы:

- ❖ s-элементы 1-го периода (H)
- ❖ s-элементы 3-го периода (Na, Mg)
- ❖ s-элементы 4-го периода (K, Ca)
- ❖ p-элементы 2-го периода (C, N, O)
- ❖ p-элементы 3-го периода (P, S, Cl)



# Актуальность

Основу всех живых систем составляют 6 элементов (органогены, их 97%):

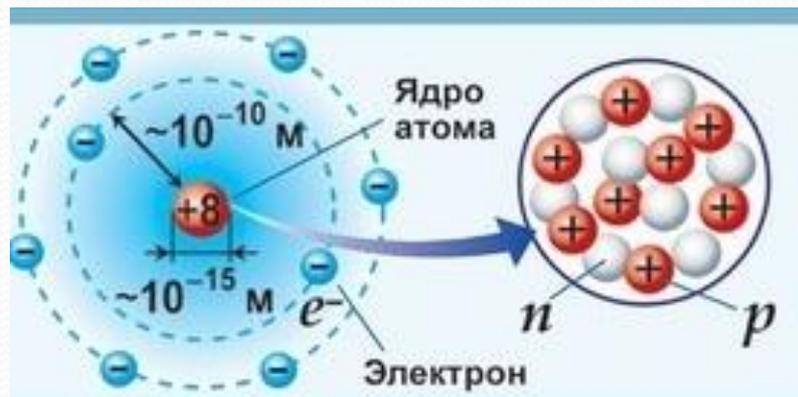
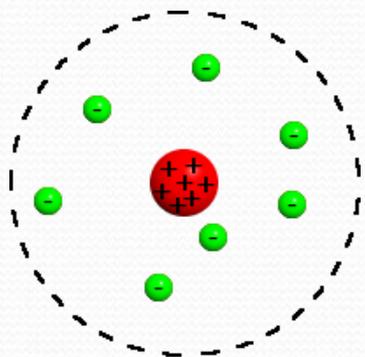


- **C** (углерод)
- **H** (водород)
- **O** (кислород)
- **N** (азот)
- **P** (фосфор)
- **S** (сера)

Знания электронного строения атомов-органогенов и химических связей являются фундаментом, на котором можно создать новые знания, касающиеся свойств и функций органических соединений.

# СТРОЕНИЕ АТОМА

(планетарная модель, Эрнест Резерфорд, 1911 год)



- ✓ 99,9 % массы атома и его положительный заряд сосредоточены в ядре.
- ✓ Электроны (отрицательно заряженные частицы) движутся вокруг ядра, как планеты в солнечной системе.

Движение электрона в атоме нельзя описать законами классической механики!!!

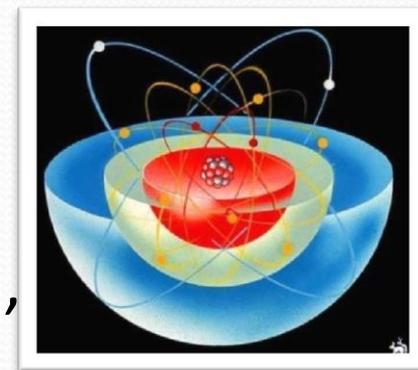


Необходимо применять законы квантово-волновой механики!!!

# СТРОЕНИЕ АТОМА

(современные представления)

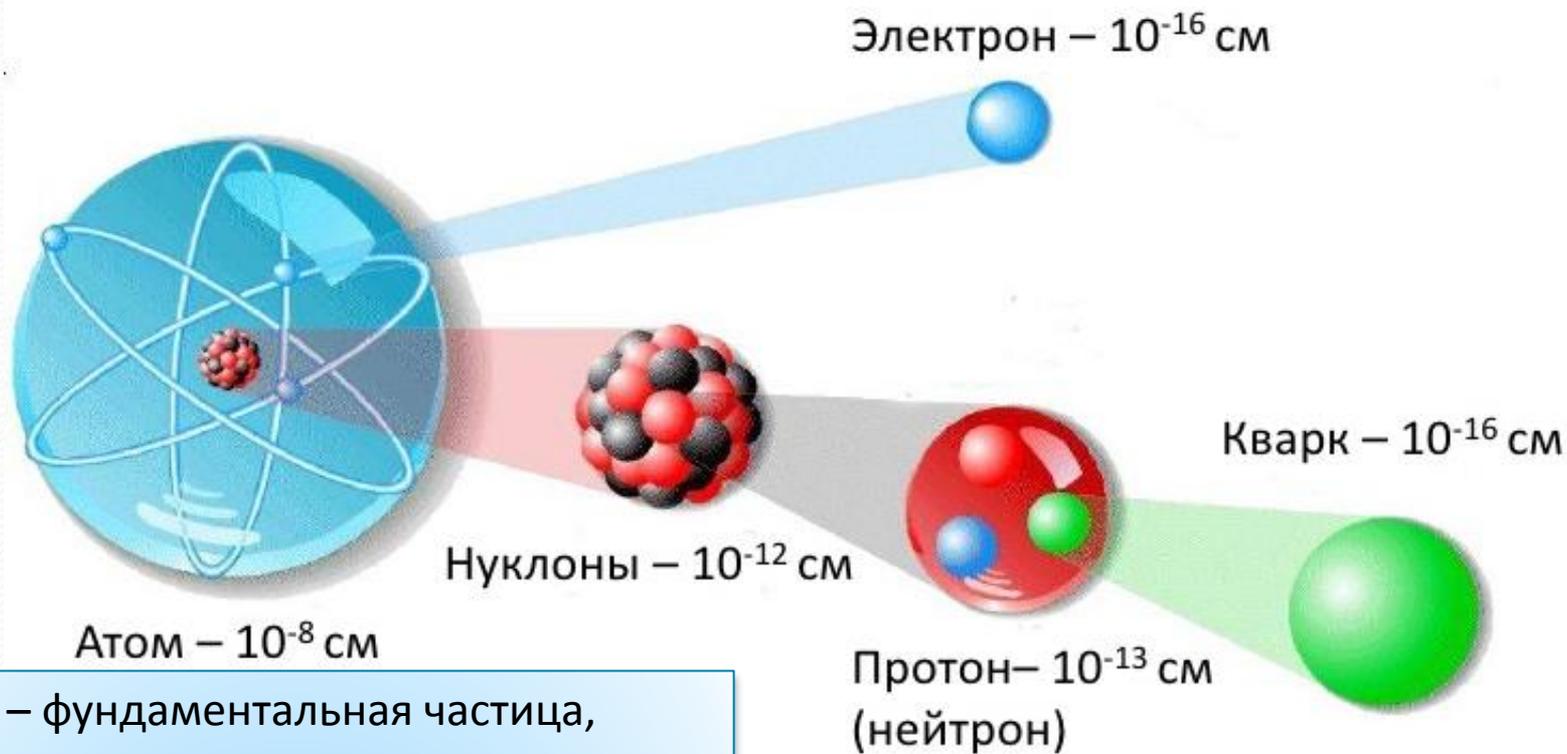
- **Атом** – сложная электромагнитная система, включающая элементарные частицы:



Частица	Обозначение	Масса, кг	Заряд
Протон	p	$1,67 \cdot 10^{-27}$	+
Нейтрон	n	$1,67 \cdot 10^{-27}$	0
Электрон	e	$9,3 \cdot 10^{-31}$	-

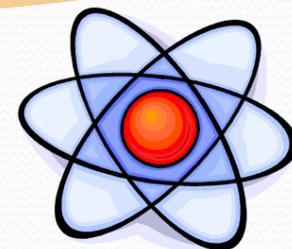


# Строение атома



**Кварк** – фундаментальная частица, обладающая электрическим зарядом, кратным  $e/3$ , и не наблюдающаяся в свободном состоянии, но входящая в состав протонов и нейтронов.

# АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ (АО)



□ **АО** – это часть атомного пространства, где вероятность нахождения электрона  $> 90\%$ .

## Характеристики атомной орбитали:

- **Размер**
- **Форма**
- **Направление в пространстве**

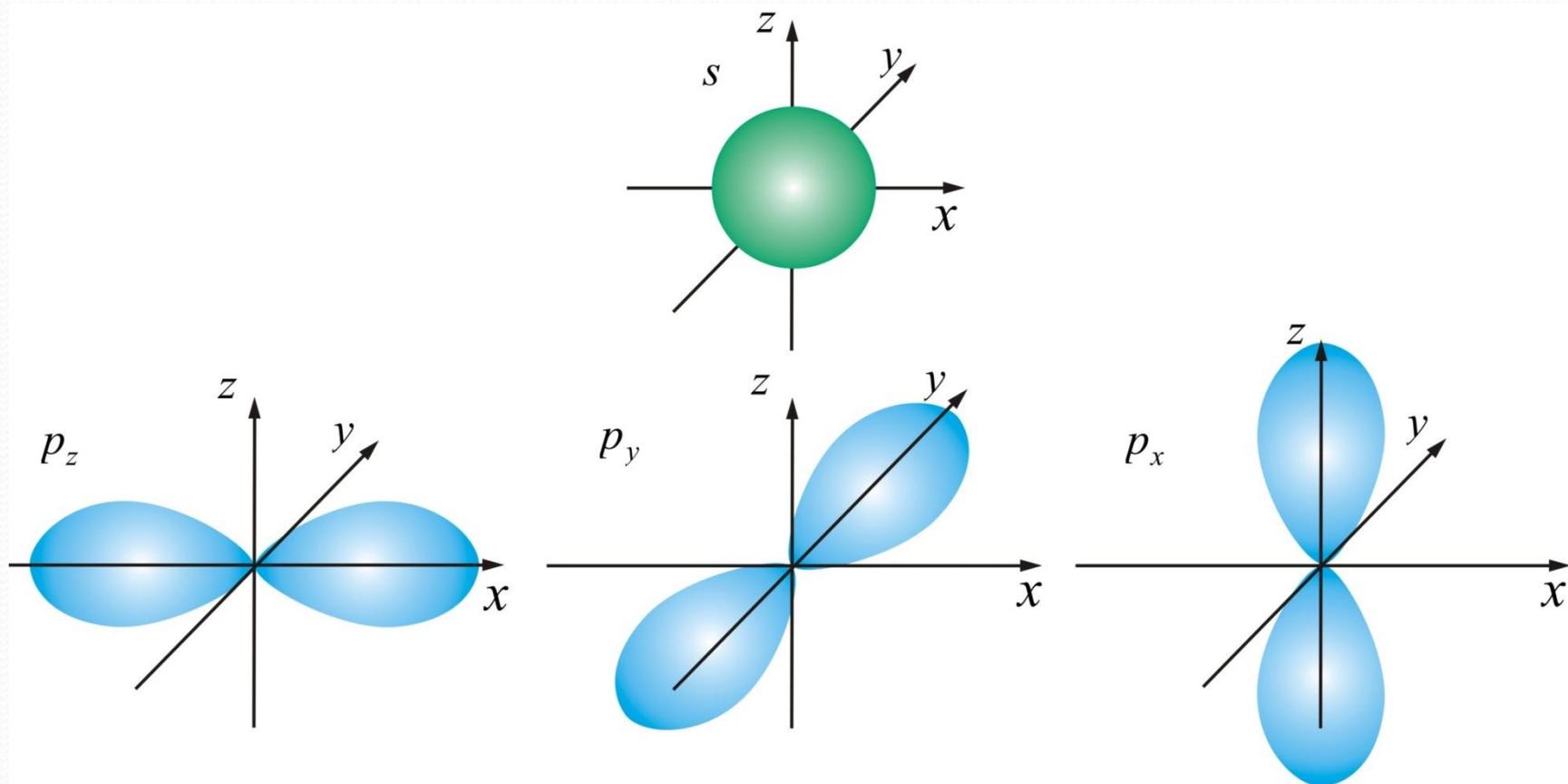
задаются с помощью 3-ёх квантовых чисел:

- › главного ( $n$ )
- › орбитального ( $l$ )
- › магнитного ( $m$ )

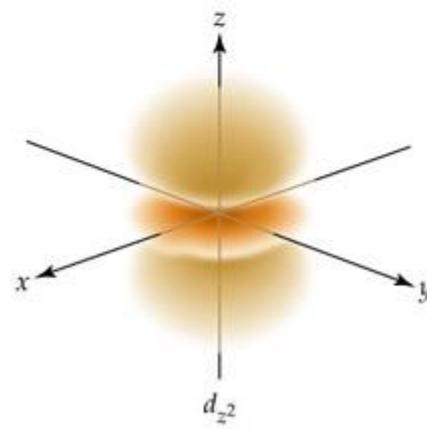
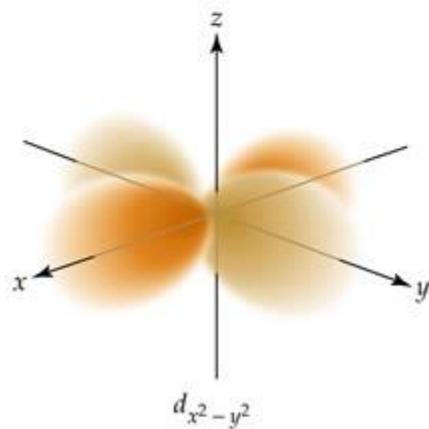
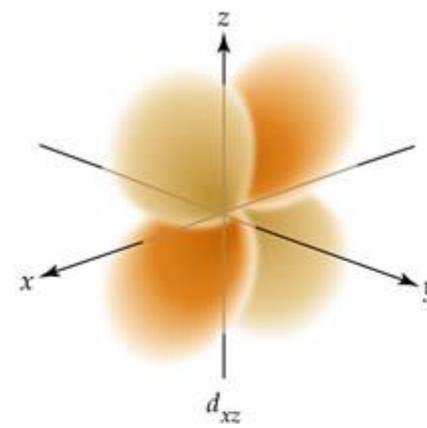
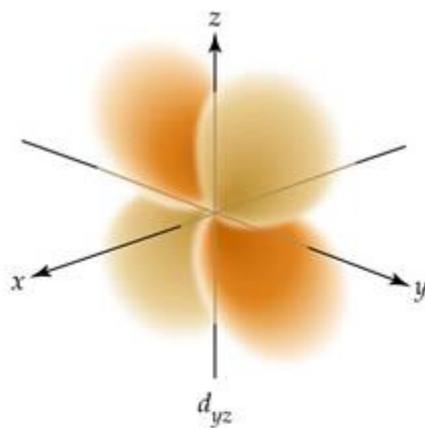
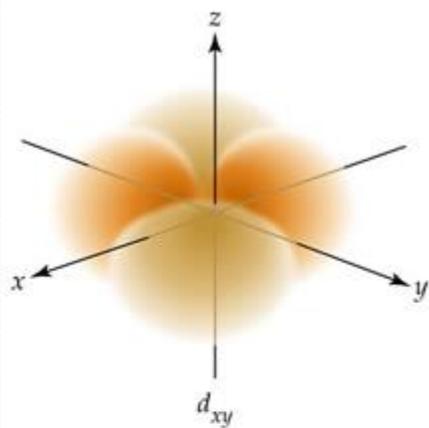
# КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Вид	Название	Что характеризует?	Значения	Примеры	
$n$	Главное квантовое число	Энергию и размер орбитали	1, 2, 3, ..., n	1	2
$\ell$	Орбитальное квантовое число	Форму орбитали	0, 1, 2, ..., n-1	0 (s) шар	0, 1 (s) (p) шар гантель
$m$	Магнитное квантовое число	Направление орбитали в пространстве	$-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$ (сумма значений равна числу орбиталей на подуровне)	0 нет направлений	-1, 0, +1 три направления

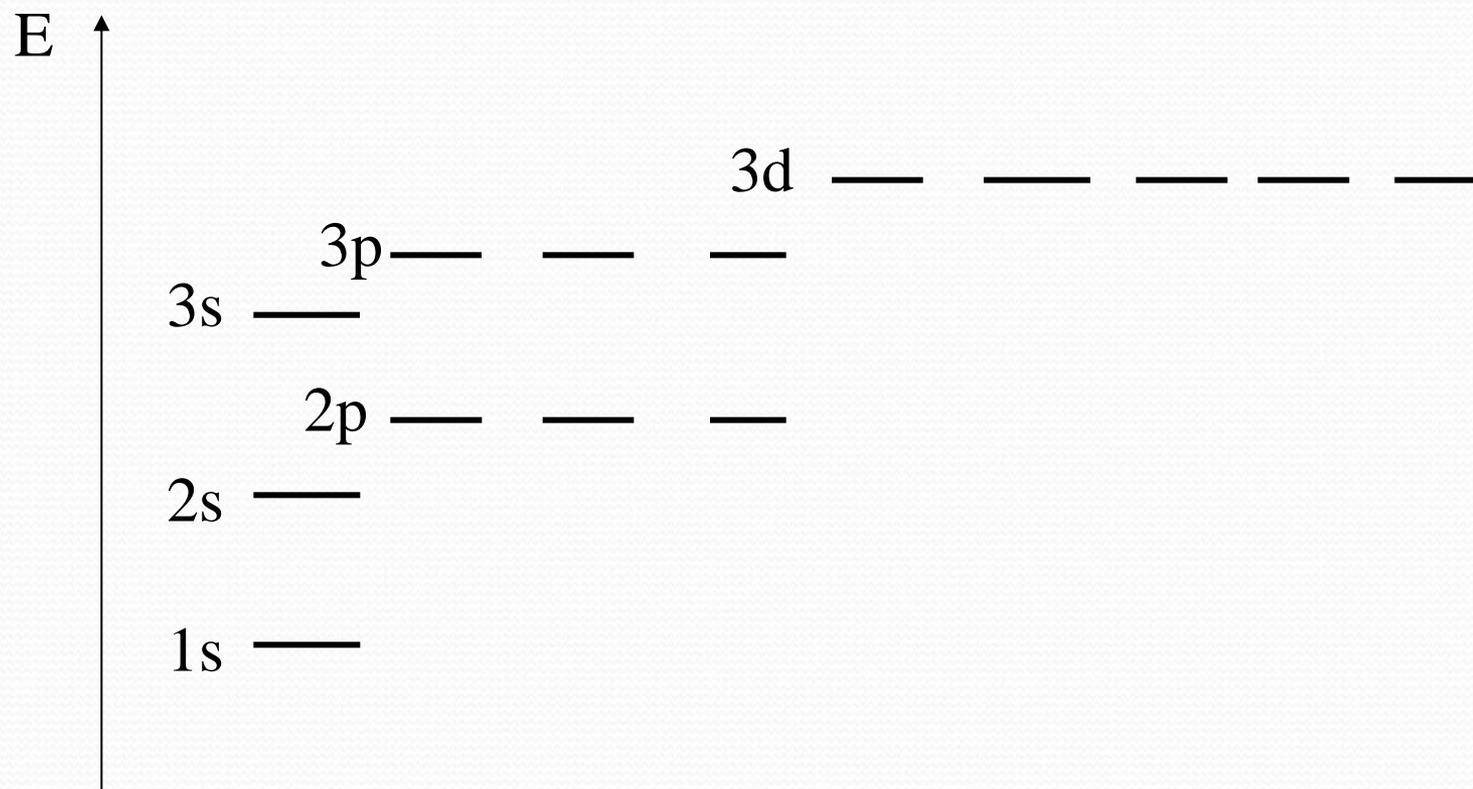
# ФОРМА АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ (s – и p – орбитали)



# ФОРМА АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ (d – орбиталь)

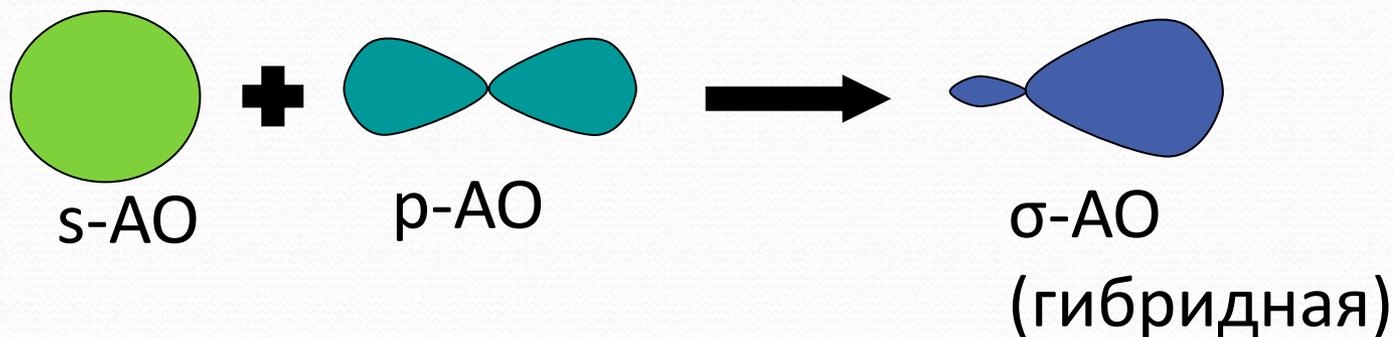


# ЭНЕРГИЯ ОРБИТАЛЕЙ



# Гибридизация АО

- **ГИБРИДИЗАЦИЯ** – это смешивание АО разной формы и энергии (в пределах валентного уровня) с образованием одинаковых по форме и энергии атомных орбиталей.
- При смешивании s-АО и p-АО образуются гибридные атомные орбитали ( $\sigma$ -АО):



# ПРИНЦИПЫ ЗАСЕЛЕНИЯ ОРБИТАЛЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ

1. Принцип наименьшей энергии (правило Клечковского).
2. Принцип Паули.
3. Правило Гунда.



# ПРИНЦИП НАИМЕНЬШЕЙ ЭНЕРГИИ

(правило Клечковского)

- Электроны заселяют орбитали так, чтобы их общая энергия была минимальной.
- Общая энергия электрона отражается суммой двух квантовых чисел:  $n + \ell$ .

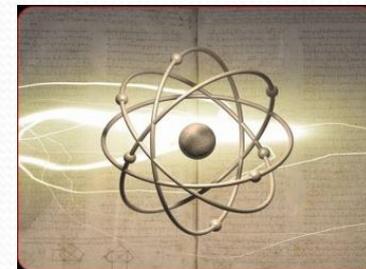
по возрастанию энергии:

	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d
$n + \ell$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6

!!! Если сумма 2-ух квантовых чисел одинакова, то предпочтение при заселении электронами отдаётся меньшему главному квантовому числу.

□ **ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ** – это электроны внешнего уровня и незавершенного предвнешнего подуровня. →

Они определяют химические свойства соединений (участвуют в образовании химических связей).



➤ **Число валентных электронов** равно **номеру группы** в периодической системе элементов (ПСЭ) Менделеева.

# Конфигурации валентных электронов атома

определяются положением элемента в таблице Менделеева.

**Номер периода** = количество энергетических уровней.

**Номер группы** = число электронов на внешнем энергетическом уровне.

**Принадлежность к семейству**

(s, p, d, f-элементов) – определяется по тому энергетическому подуровню, который заполняется последним.

**Каждое семейство в ПСЭ имеет свой цвет.**

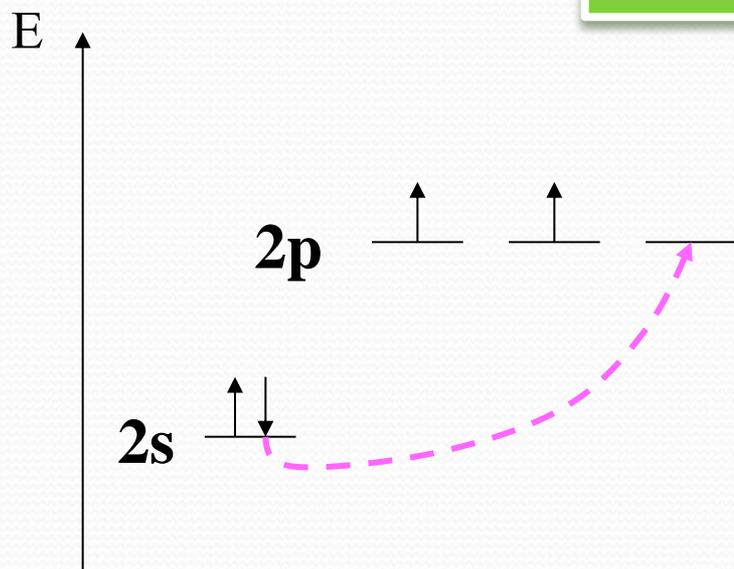
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

периоды	ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
I	1	<sup>1</sup> Водород 1,00797							<sup>2</sup> Гелий 4,0026								
II	2	<sup>3</sup> Литий 6,941	<sup>4</sup> Бериллий 9,0122	<sup>5</sup> Бор 10,811	<sup>6</sup> Углерод 12,01115	<sup>7</sup> Азот 14,0067	<sup>8</sup> Кислород 15,9994	<sup>9</sup> Фтор 18,9984	<sup>10</sup> Неон 20,180								
III	3	<sup>11</sup> Натрий 22,98976	<sup>12</sup> Магний 24,304	<sup>13</sup> Алюминий 26,9815	<sup>14</sup> Кремний 28,086	<sup>15</sup> Фосфор 30,9738	<sup>16</sup> Сера 32,064	<sup>17</sup> Хлор 35,453	<sup>18</sup> Аргон 39,948								
IV	4	<sup>19</sup> Калий 39,0983	<sup>20</sup> Кальций 40,08	<sup>21</sup> Скандий 44,956	<sup>22</sup> Титан 47,87	<sup>23</sup> Ванадий 50,942	<sup>24</sup> Хром 51,996	<sup>25</sup> Марганец 54,938	<sup>26</sup> Железо 55,847	<sup>27</sup> Кобальт 58,9332	<sup>28</sup> Никель 58,69						
	5	<sup>29</sup> Медь 63,546	<sup>30</sup> Цинк 65,39	<sup>31</sup> Галлий 69,72	<sup>32</sup> Германий 72,59	<sup>33</sup> Мышьяк 74,9216	<sup>34</sup> Селен 78,96	<sup>35</sup> Бром 79,904			<sup>36</sup> Криpton 83,80						
V	6	<sup>37</sup> Рубидий 85,47	<sup>38</sup> Стронций 87,62	<sup>39</sup> Иттрий 88,905	<sup>40</sup> Цирконий 91,22	<sup>41</sup> Ниобий 92,906	<sup>42</sup> Молибден 95,94	<sup>43</sup> Технеций (98)	<sup>44</sup> Рутений 101,07	<sup>45</sup> Родий 102,905	<sup>46</sup> Палладий 106,4						
	7	<sup>47</sup> Серебро 107,868	<sup>48</sup> Кадмий 112,40	<sup>49</sup> Индий 114,82	<sup>50</sup> Олово 118,69	<sup>51</sup> Сурьма 121,75	<sup>52</sup> Теллур 127,60	<sup>53</sup> Йод 126,9044			<sup>54</sup> Ксенон 131,30						
VI	8	<sup>55</sup> Цезий 132,905	<sup>56</sup> Барий 137,34	<sup>57</sup> Лантан 138,91	<sup>58</sup> Гафний 178,49	<sup>59</sup> Тантал 180,948	<sup>60</sup> Вольфрам 183,85	<sup>61</sup> Рений 186,2	<sup>62</sup> Осмий 190,2	<sup>63</sup> Иридий 192,22	<sup>64</sup> Платина 195,09						
	9	<sup>79</sup> Золото 196,967	<sup>80</sup> Ртуть 200,59	<sup>81</sup> Таллий 204,37	<sup>82</sup> Свинец 207,19	<sup>83</sup> Висмут 208,980	<sup>84</sup> Полоний (209)	<sup>85</sup> Астат (210)			<sup>86</sup> Радон (222)						
VII	10	<sup>87</sup> Франций (223)	<sup>88</sup> Радий (226)	<sup>89</sup> Актиний (227)	<sup>90</sup> Торий (232)	<sup>91</sup> Уран (238)	<sup>92</sup> Нептуний (237)	<sup>93</sup> Плутоний (244)	<sup>94</sup> Америций (243)	<sup>95</sup> Кюрий (247)	<sup>96</sup> Берклий (247)	<sup>97</sup> Калифорний (251)	<sup>98</sup> Эйнштейний (252)	<sup>99</sup> Фермий (257)	<sup>100</sup> Менделеевий (258)	<sup>101</sup> Нобелий (259)	<sup>102</sup> Луизиум (261)
высшие оксиды		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>								
летучие водородные соединения					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR									
ЛАНТАНОИДЫ*		<sup>58</sup> Церий 140,12	<sup>59</sup> Прометий 140,907	<sup>60</sup> Неодим 144,24	<sup>61</sup> Прометий 145	<sup>62</sup> Самарий 150,35	<sup>63</sup> Европий 151,96	<sup>64</sup> Гадолиний 157,25	<sup>65</sup> Тербий 158,904	<sup>66</sup> Диспрозий 162,50	<sup>67</sup> Гольмий 164,930	<sup>68</sup> Эрбий 167,26	<sup>69</sup> Тулий 168,934	<sup>70</sup> Иттербий 173,04	<sup>71</sup> Лютеций 174,967		
АКТИНОИДЫ**		<sup>90</sup> Торий 232,038	<sup>91</sup> Протактиний 231,04	<sup>92</sup> Уран 238,03	<sup>93</sup> Нептуний 237	<sup>94</sup> Плутоний 244	<sup>95</sup> Америций 243	<sup>96</sup> Кюрий 247	<sup>97</sup> Берклий 247	<sup>98</sup> Калифорний 251	<sup>99</sup> Эйнштейний 252	<sup>100</sup> Фермий 257	<sup>101</sup> Менделеевий 258	<sup>102</sup> Нобелий 259	<sup>103</sup> Луизиум 261		

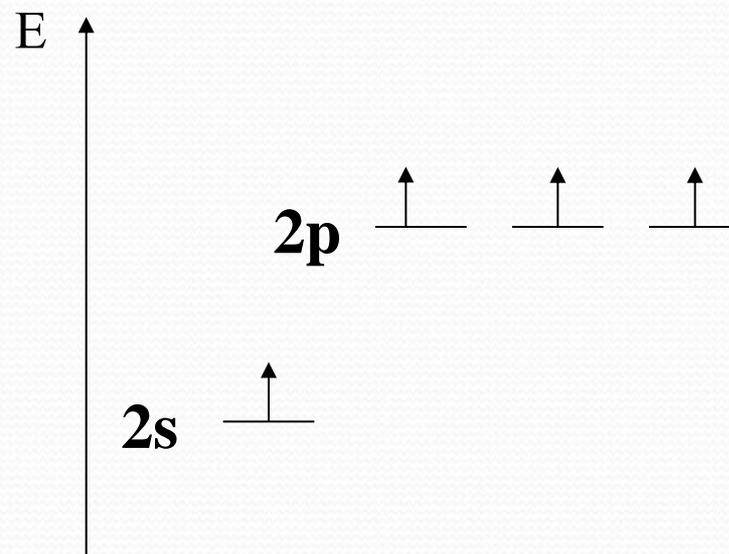
p-элемент, IV-группа

C –  $2s^2 2p^2$  углерод

n = 2



Основное состояние C

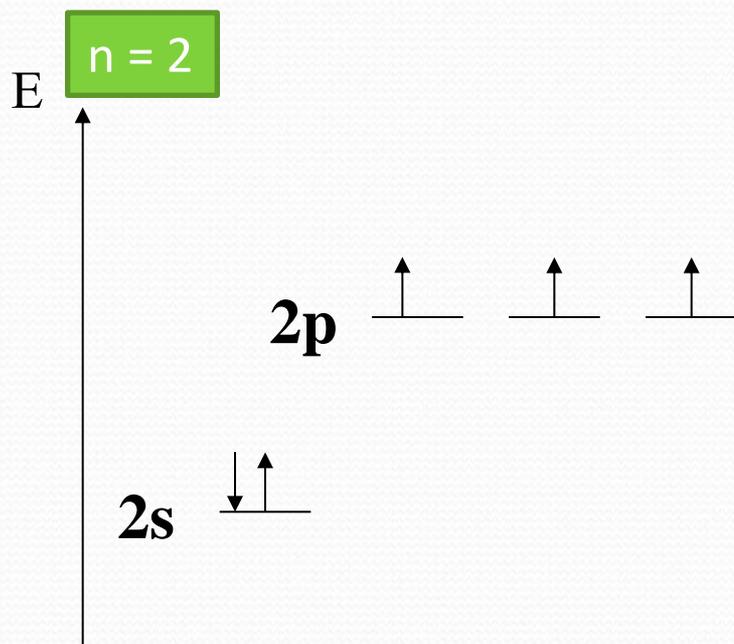


Возбужденное состояние C\*

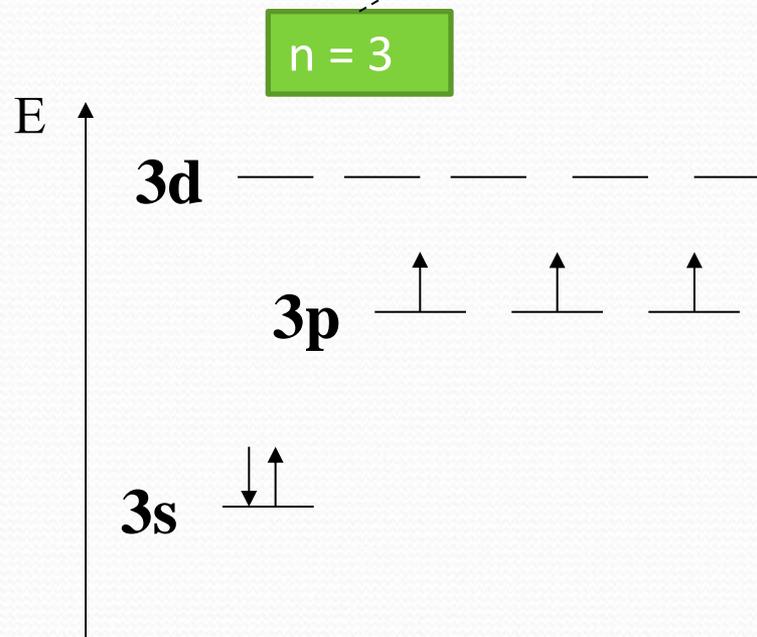
Валентность атома углерода в органических соединениях равна 4, т. к. энергетически выгодно образовать 4 связи.

p-элемент, V-группа

p-элемент, V-группа



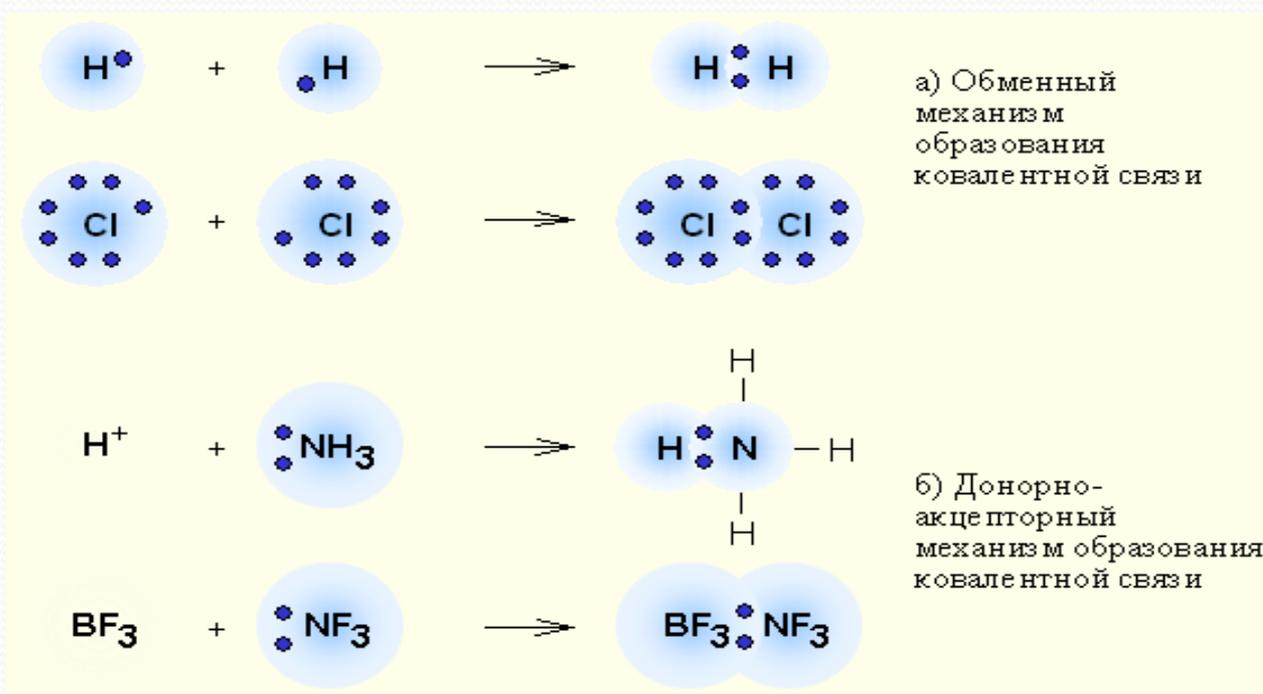
**Азот** трёхвалентен, либо четырёхвалентен, но не пятивалентен!



**Фосфор** трёхвалентен, либо пятивалентен (при распаривании электронов в состоянии возбуждения).

# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

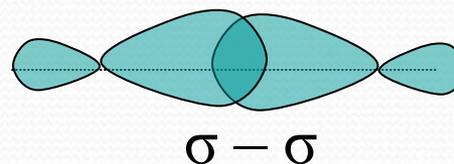
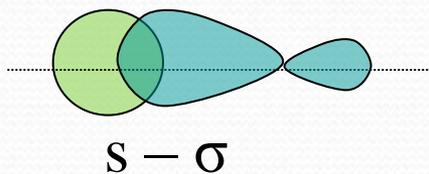
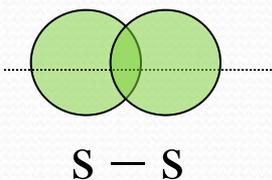
- Химическая связь – это электростатическое взаимодействие между атомами с участием валентных электронов, сопровождаемое выделением энергии от 20 до 1000 кДж/моль.
- Ковалентная – это химическая связь ( $\sigma$  и  $\pi$ ), образованная за счёт **обобществления** электронов связываемых атомов.



# Ковалентные связи $\sigma$ - и $\pi$ -типа

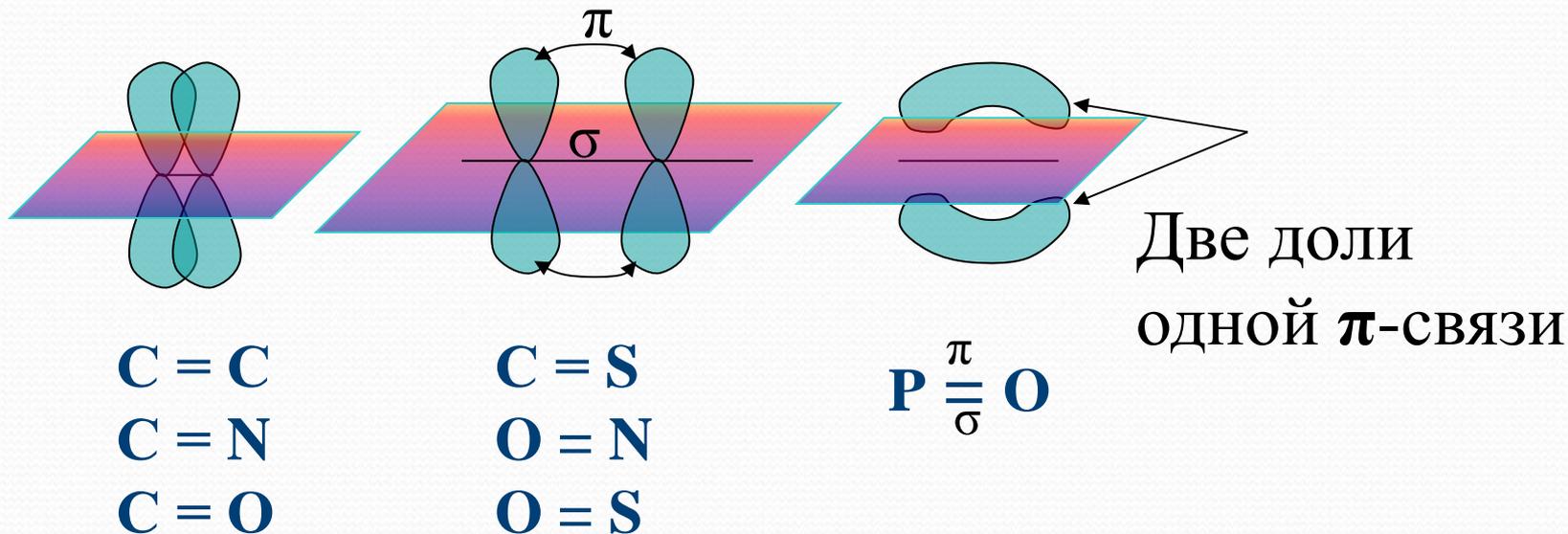
□ В зависимости от способа перекрывания АО ковалентные связи бывают двух основных типов:  $\sigma$  и  $\pi$ .

➤  **$\sigma$ -связь** – одинарная ковалентная связь, образованная при перекрывании АО **по прямой** (оси), соединяющей ядра двух связываемых атомов с максимумом перекрывания на этой прямой.



# Образование $\pi$ -связи

➤  **$\pi$ -связь** – это связь, образованная при боковом (латеральном) перекрывании негибризованных р-АО с максимумом перекрывания по обе стороны от прямой, соединяющей ядра атомов.



# Свойства ковалентной связи

- ❖ **ЭНЕРГИЯ СВЯЗИ** – это энергия, выделяющаяся при образовании связи или необходимая для разрыва связи.
- ❖ **ДЛИНА СВЯЗИ** – это расстояние между центрами связанных атомов.

## Энергия, длина, кратность связи

		Н F	Н Cl	Н Br	Н I
Длина связи,	пм	92	127	141	162
Энергия связи,	кДж/моль	565	431	364	217

Связь	Энергия
C – C	343
C = C	615
C ≡ C	812

Связь	Энергия
C – O	351
C = O	711
C ≡ O	1059

# СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

- ❖ **ПОЛЯРНОСТЬ СВЯЗИ** обусловлена неравномерным распределением электронной плотности. Причина полярности – различия в электроотрицательности связанных атомов.

**Электроотрицательность** (ЭО) – это способность атома в молекуле оттягивать на себя электроны связи.

## ШКАЛА ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ (ПО ПОЛИНГУ)

Cs	K	Na	Ca	Mg	Al	B	P	H	C	S	I	Br	Cl	N	O	F
0,8	0,8	0,9	1,0	1,2	1,6	2,0	2,1	2,1	2,5	2,5	2,6	2,8	3,0	3,0	3,5	4,0

С увеличением разницы в электроотрицательности возрастает полярность связи.

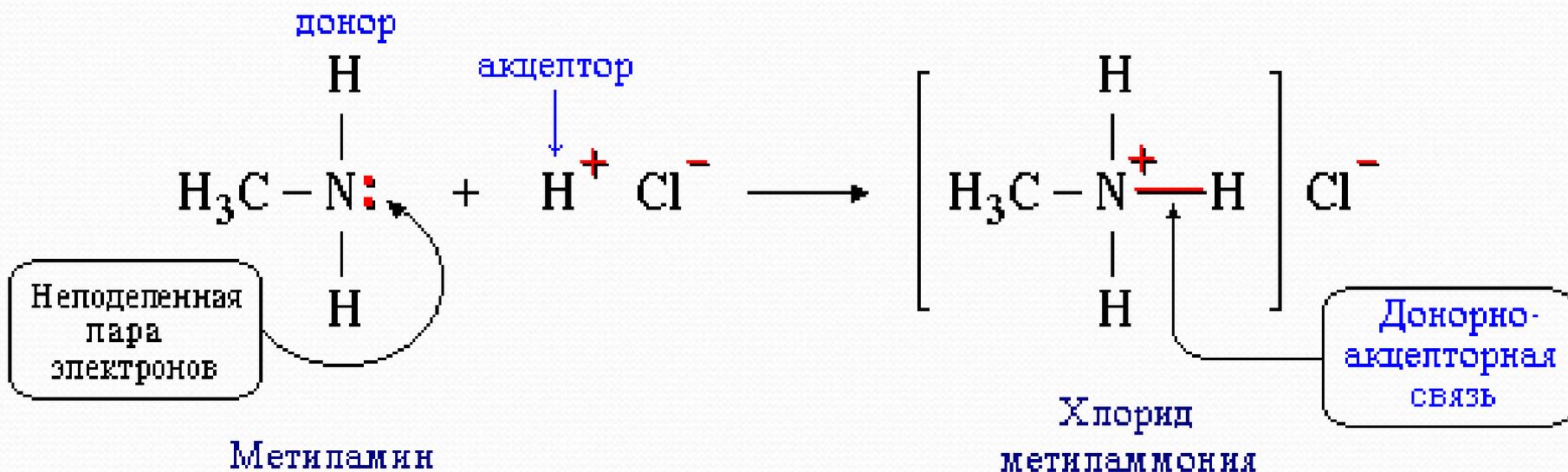
$\Delta ЭО (ЭО_A - ЭО_B)$	Связь
0	неполярная
$< 0,4$	малополярная
$> 0,5$	сильнополярная
$> 2$	ионная

# Кратные связи

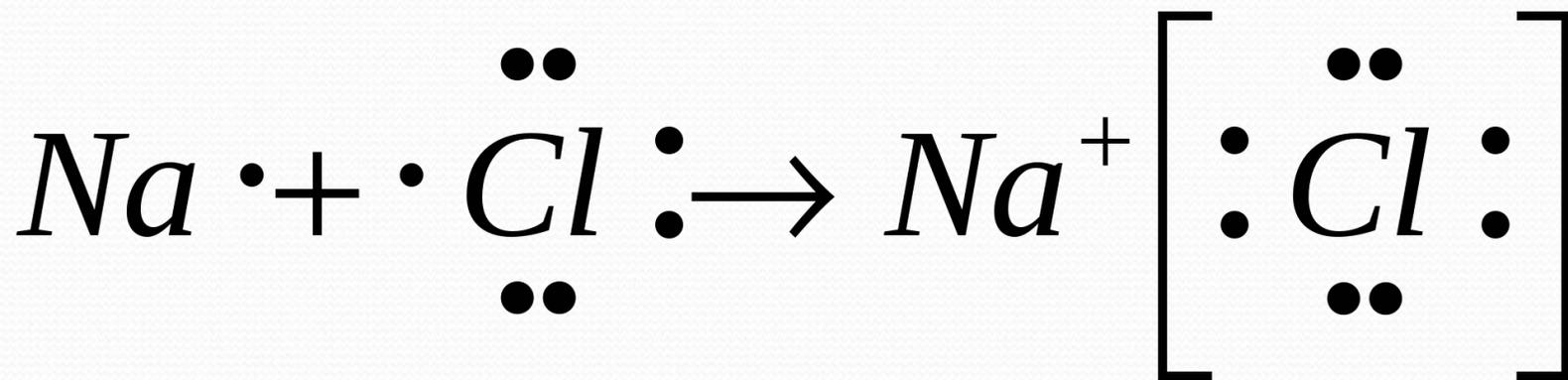
- ✓ **КРАТНОСТЬ СВЯЗИ** – число электронных пар, обобществленных соседними атомами в результате образования ковалентной связи.



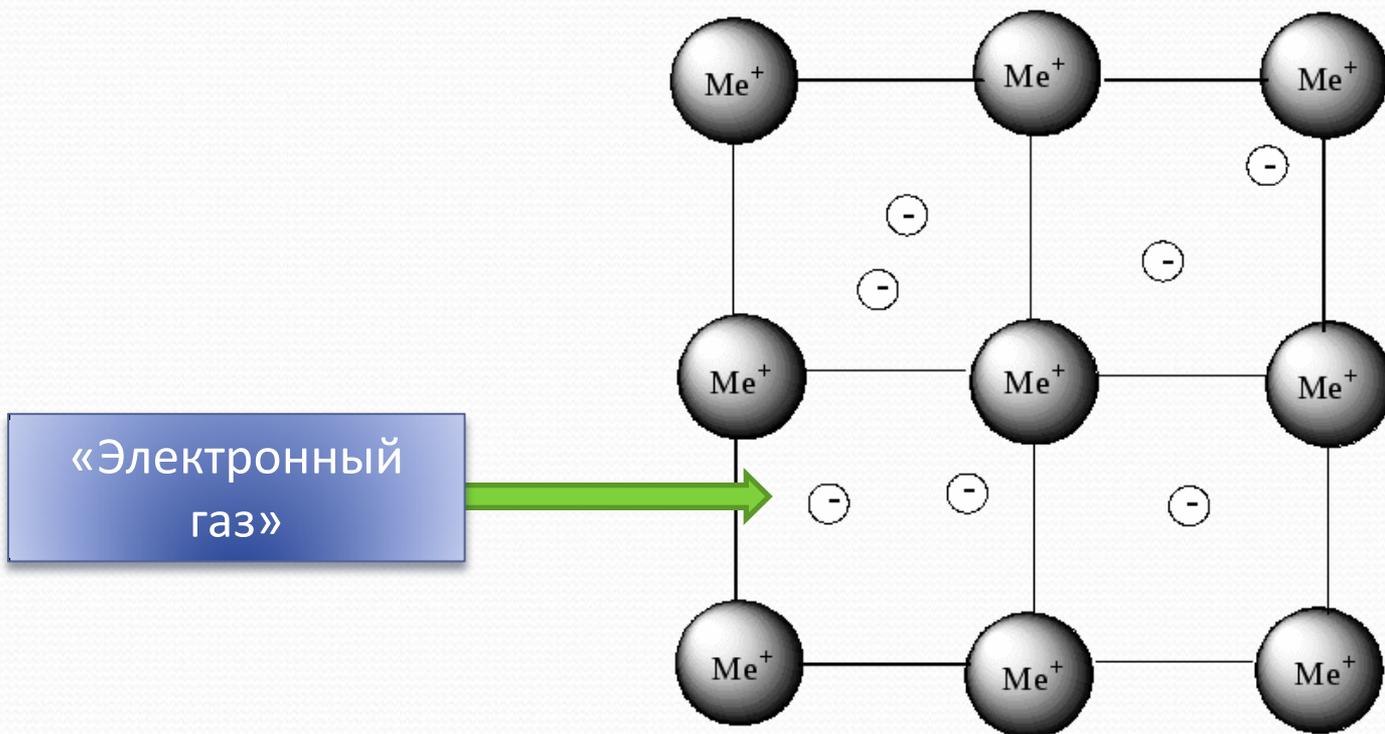
**ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНАЯ (КООРДИНАЦИОННАЯ) СВЯЗЬ** – это ковалентная связь, образующаяся за счёт пары электронов одного из партнеров по связи.



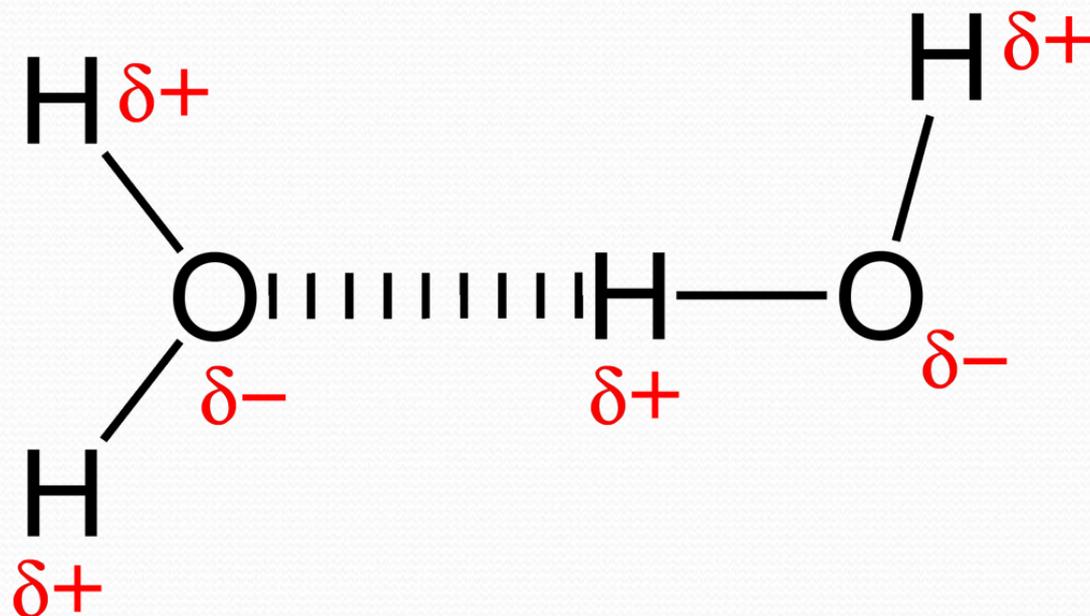
□ **ИОННАЯ СВЯЗЬ** возникает между двумя противоположно заряженными частицами (ионами). В ней участвуют обычно металл и неметалл.



**□ МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ** возникает за счёт взаимного перемещения валентных электронов одного атома на вакантные орбитали другого атома. Возникающие электронные потоки удерживают ядра атомов.



□ **ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ** – это связь с помощью водорода между двумя ЭО-атомами. Один является донором водорода (хотя и не отпускает его), а другой ЭО-атом является акцептором водорода:



# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

## ковалентная

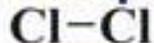
полярная



$\delta+$   $\delta-$



неполярная

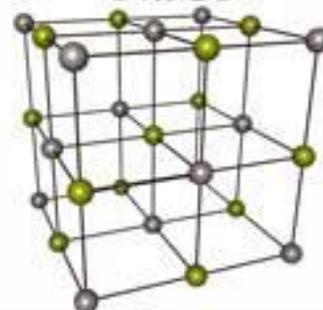


## ионная

$\text{Na}^+$



$\text{NaCl}$

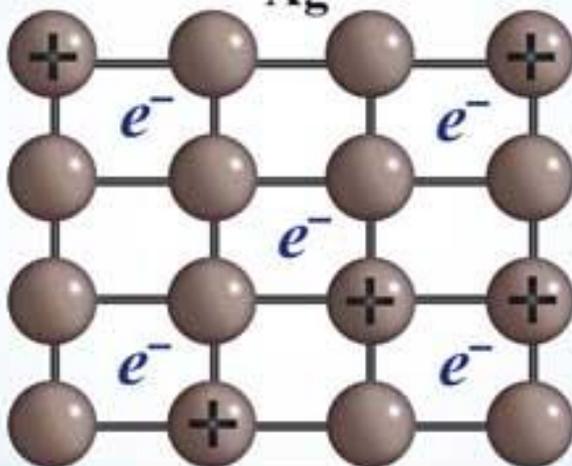


$\text{Cl}^-$



## металлическая

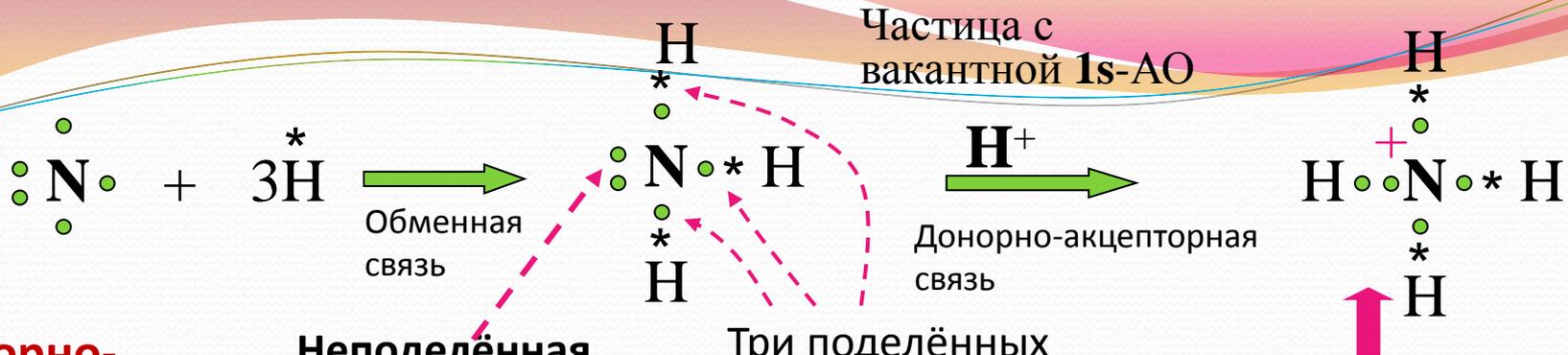
$\text{Ag}$



## водородная



**Донорно-акцепторный механизм образования связи**



Формальный заряд атома N в молекуле  $\text{NH}_3$  равен 0, т. к. **на азот** здесь **приходится  $5\bar{e}$** , что совпадает с числом валентных электронов в изолированном атоме.

Формальный заряд атома H во всех соединениях равен нулю, т. к. **на водород** **приходится  $1\bar{e}$** , как и в изолированном атоме.

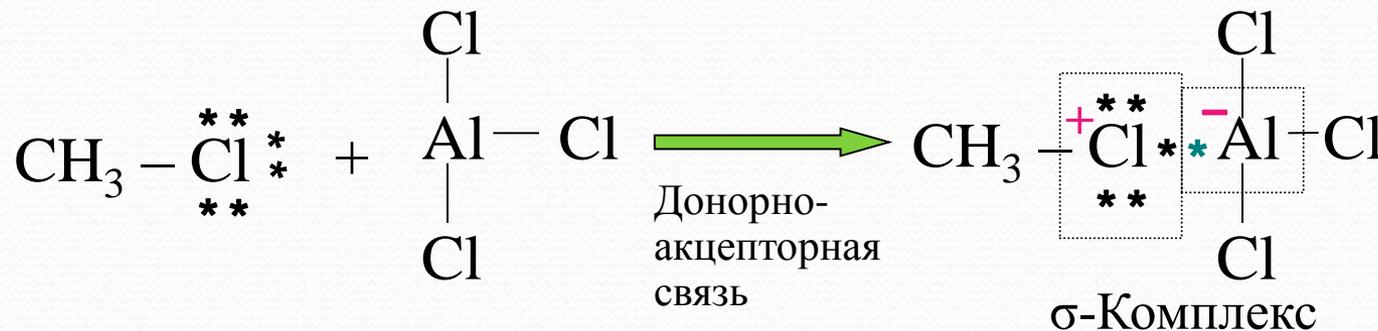
Все **4** электронных пары в **ионе аммония** - поделённые, образуют 4 ковалентных связи, **одна** из которых - **донорно-акцепторная**.

**На донорный атом N** в этом соединении формально **приходится  $4\bar{e}$  вместо 5-ти** в **изолированном атоме**. Поэтому атом N здесь получает формальный положительный заряд (**+1**, нехватка  $1\bar{e}$ ).



Формальный заряд атома **Al** в молекуле  $\text{AlCl}_3$  равен **0**, так как число электронов у него формально сохранилось равным **3**, как и было у изолированного атома

Формальный заряд атома **Cl** в молекуле  $\text{AlCl}_3$  равен также **0**, так как и его число электронов тоже сохранилось **-7**, как и у изолированного атома



Формальный заряд атома **Cl** в σ-комплексе равен **+1 (6 e<sup>-</sup>)**

Формальный заряд атома **Al** в σ-комплексе равен **-1**, т. к. здесь на атом алюминия приходится один лишний электрон («чужой»): **4 e<sup>-</sup>** вместо **3**.

# ТИПЫ ГИБРИДИЗАЦИИ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Гибридизация	Формула	Структура $\sigma$ -скелета
$sp$	$1s + 1p = 2 sp$ (2 $\sigma$ -АО)	линейная
$sp^2$	$1s + 2p = 3 sp^2$ (3 $\sigma$ -АО)	плоская
$sp^3$	$1s + 3p = 4 sp^3$ (4 $\sigma$ -АО)	тетраэдрическая
$dsp^2$	$d + 1s + 2p = 4 dsp^2$ (4 $\sigma$ -АО)	плоский квадрат
$sp^3d^2$ или $d^2sp^3$	$1s + 3p + 2d = 6 sp^3d^2$ (6 гибридных $\sigma$ -АО)	октаэдрическая

# Энергетическая схема гибридизации АО элементов второго периода (В, С, N, О, F)

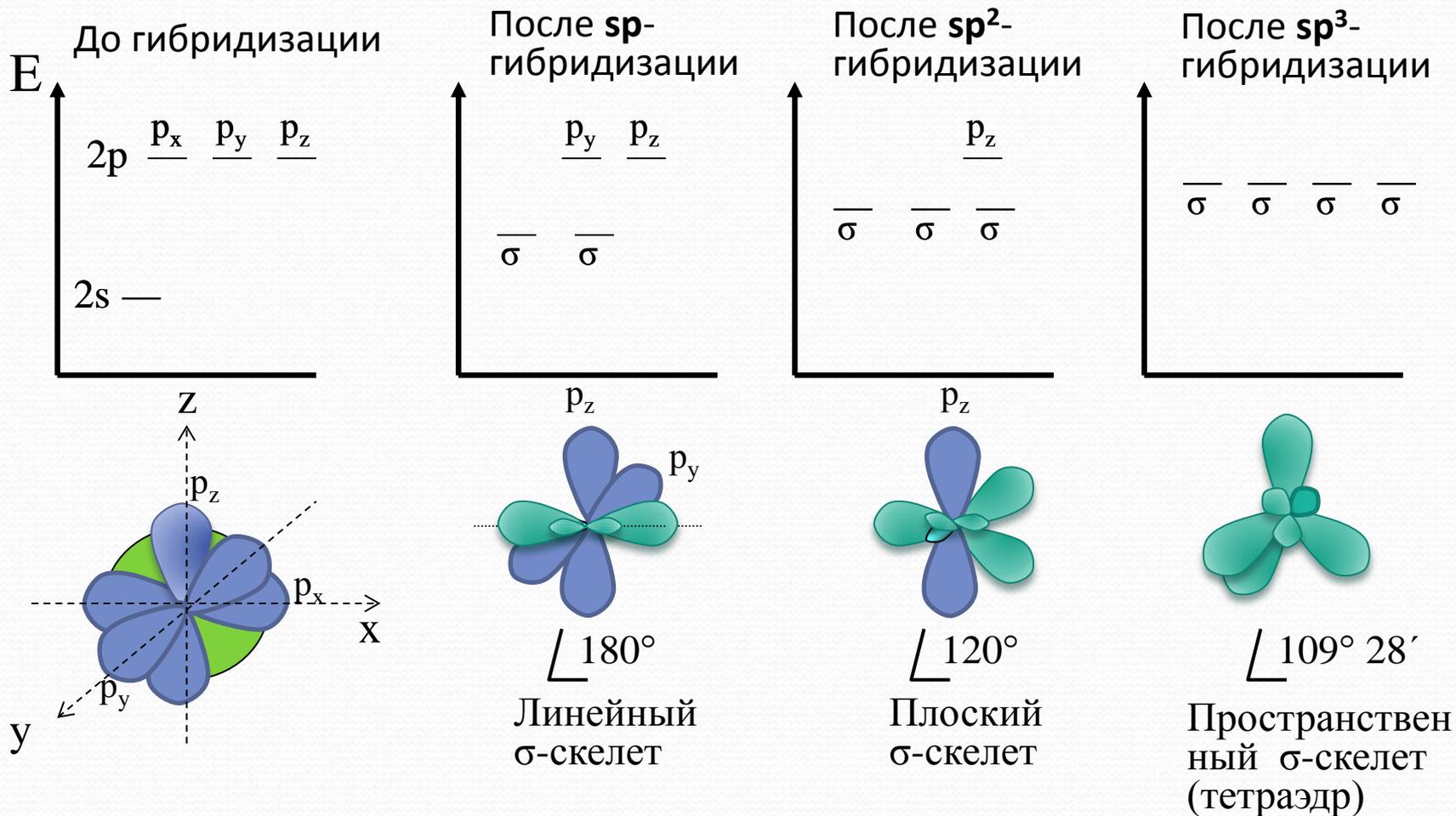
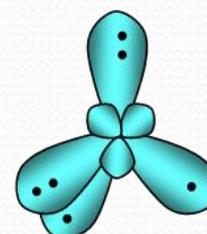
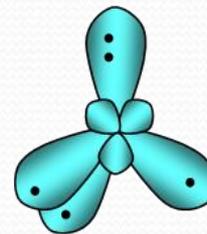
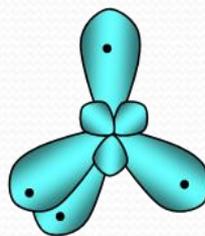
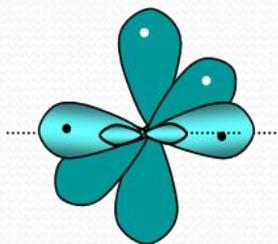
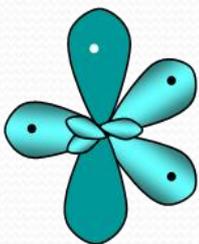
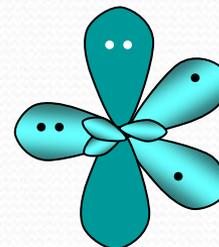
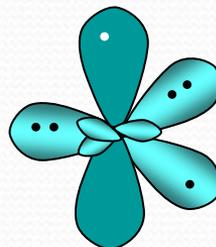
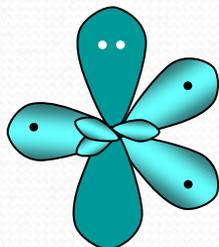
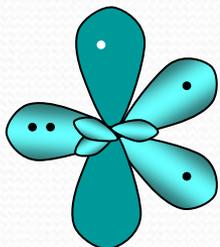


Рис. Конфигурационная схема разных гибридных состояний атома в сравнении с негибридным состоянием

# Примеры



# ПРИНЦИПЫ ФОРМИРОВАНИЯ МОЛЕКУЛ

## ПРИНЦИП

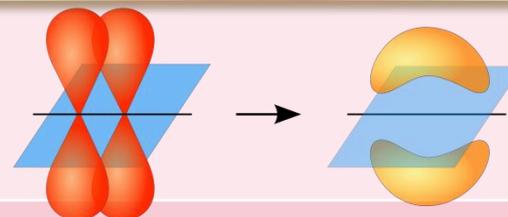
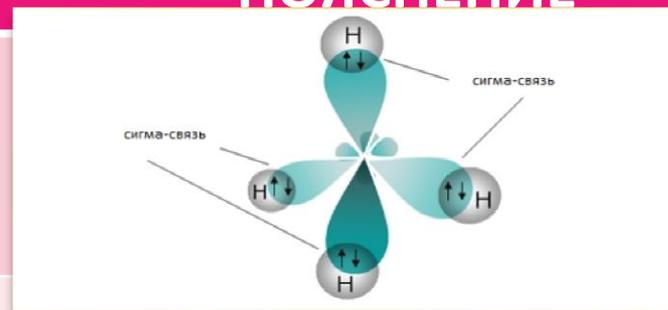
1. Одноэлектронные  $\sigma$ -АО идут на образование  $\sigma$ -связей.

2. Одноэлектронные  $p$ -АО идут на образование  $\pi$ -связей.

3. Двухэлектронные  $\sigma$ - и  $p$ -АО не идут на образование обменных ковалентных связей, но при определенных условиях могут образовать связь:



## ПОЯСНЕНИЕ



а) при наличии  $H^+$  (частиц с вакантной орбиталью) 2-ухэлектронные  $\sigma$ -АО пойдут на образование донорно-акцепторных ковалентных связей с этими частицами.

б) при наличии у атома-соседа  $\pi$ -связи 2-ухэлектронные  $p$ -АО будут участвовать в сопряжении с этой связью.

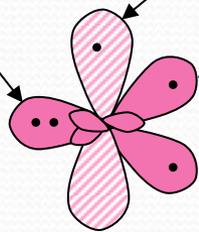
# Атомы N в $sp^2$ -гибридации

Несвязывающая  $\sigma$ -АО

Даст  $\pi$ -связь

Даст  $\sigma$ -связь

Даст  $\sigma$ -связь



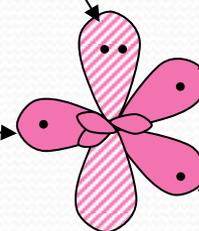
$N_{sp^2}$

Несвязывающая  $p_z$ -АО

Даст  $\sigma$ -связь

Даст  $\sigma$ -связь

Даст  $\sigma$ -связь

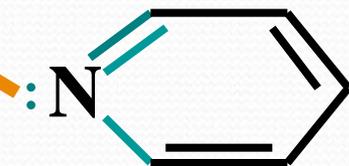


$N_{sp^2}^*$

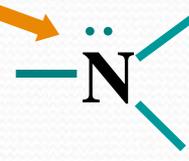
Пиридиновый азот



Можно достроить до пиридина



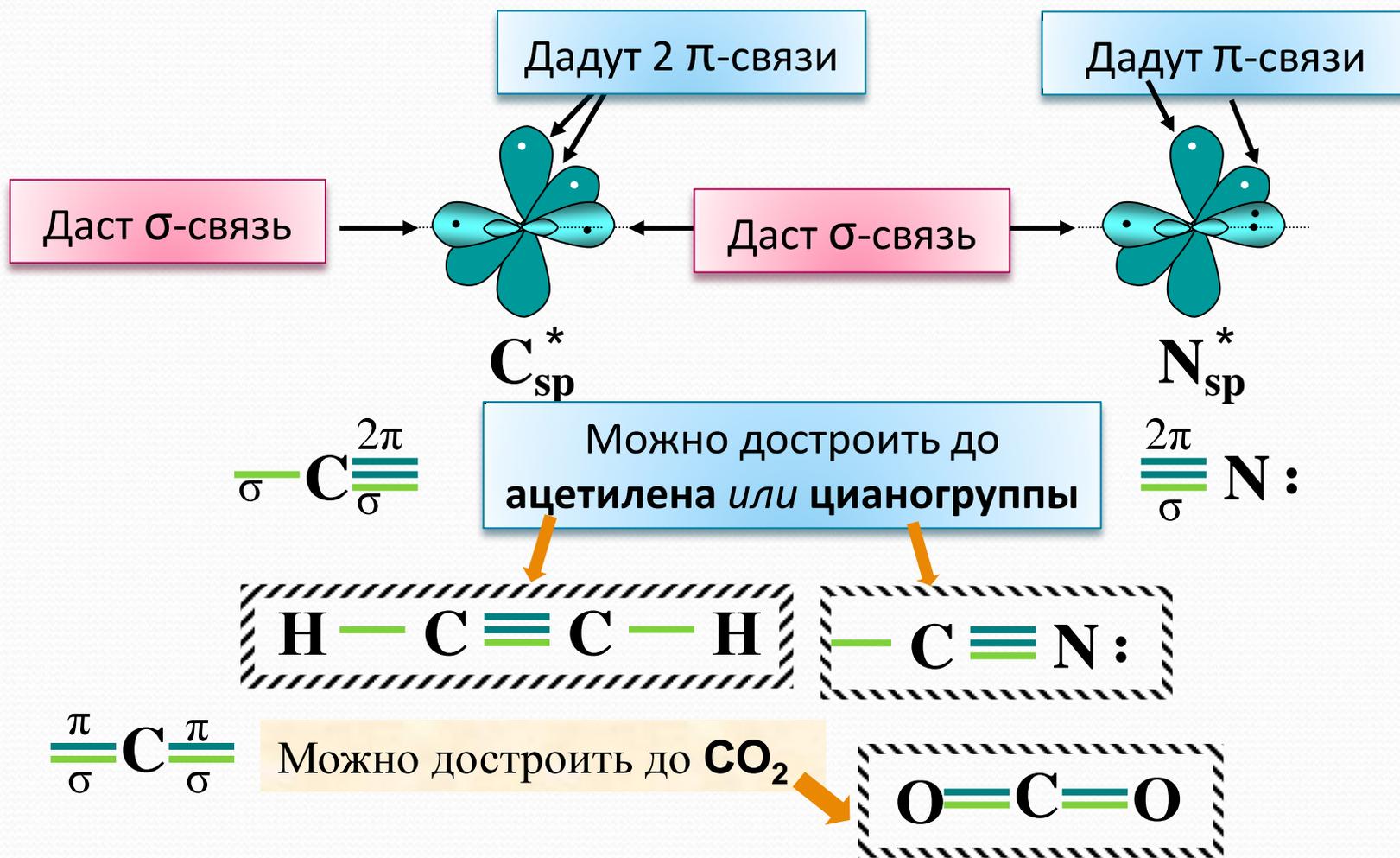
Пиррольный азот



Можно достроить до пиррола



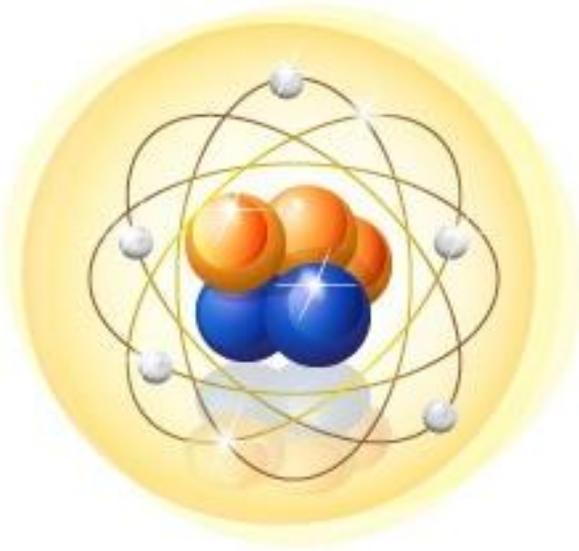
# ПРОГНОЗ СТРУКТУРЫ МОЛЕКУЛ



# Определение типа гибридизации

Гибридизация атома определяется по правилу Тернея: считают **число объектов** вокруг атома.

4 объекта →  $sp^3$ -гибридизация.  
3 объекта →  $sp^2$ -гибридизация.  
2 объекта →  $sp$ -гибридизация.



## ОБЪЕКТЫ АТОМА:

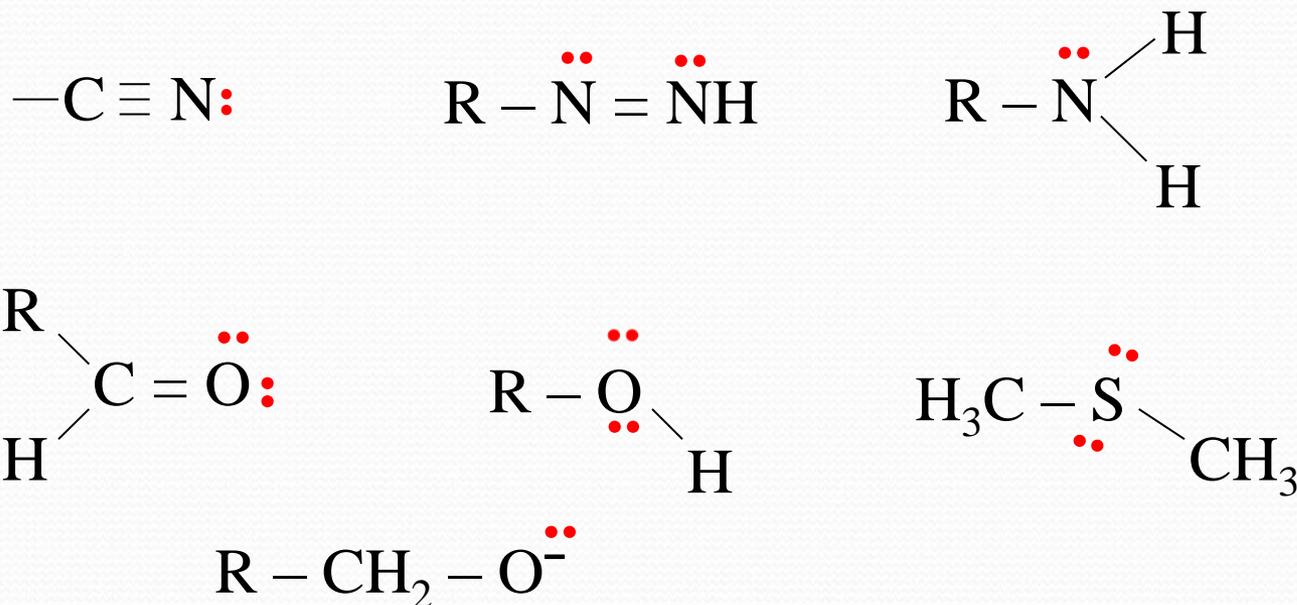
- **соседние атомы** (партнёры);
- **свободные электронные пары** (т. е. неподелённые пары электронов, которые не принимают участие в образовании связей).

**Электронная пара свободна**, если:

- 1) её атом имеет кратную связь с «партнёром»;
- 2) ни её атом, ни его «партнёр» не имеют кратной связи.

# АТОМЫ СО СВОБОДНЫМИ ЭЛЕКТРОННЫМИ ПАРАМИ

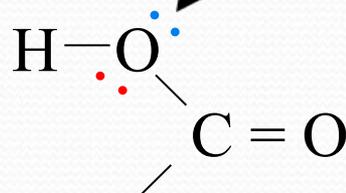
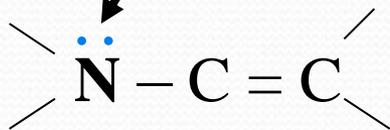
- **Свободная (неподелённая) пара электронов** – это **пара валентных электронов**, которая НЕ участвует в образовании ковалентных связей между атомами. Свободные электронные пары атомов (*азота, кислорода, серы*) **будут находиться на σ-АО!**



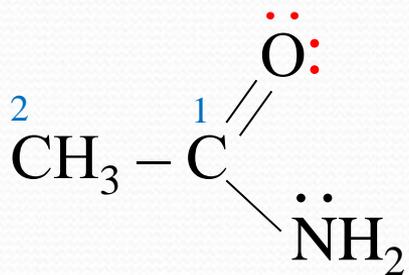
# АТОМЫ С НЕСВОБОДНЫМИ ЭЛЕКТРОННЫМИ ПАРАМИ

- Имеющаяся у атома электронная пара **не является свободной** и будет участвовать в сопряжении с "партнером", находясь на  $p_z$ -АО.

**Не свободная** пара электронов, т. к. **рядом** (у соседнего атома) **есть двойная связь!!!**



# Оценка типа гибридизации по правилу Тернея:

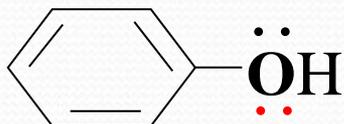


**<sup>1</sup>C** – (3 партнёра + 0 своб. е-пар = 3 объекта)  $\Rightarrow$  sp<sup>2</sup>

**<sup>2</sup>C** – (4 партнёра + 0 своб. е-пар = 4 объекта)  $\Rightarrow$  sp<sup>3</sup>

**N** – (3 партнёра + 0 своб. е-пар = 3 объекта)  $\Rightarrow$  sp<sup>2</sup>

**O** – (1 партнёр + 2 своб. е-пары = 3 объекта)  $\Rightarrow$  sp<sup>2</sup>



**O** – (2 партнера + 1 своб. е-пара = 3 объекта)  $\Rightarrow$  sp<sup>2</sup>



**O** – (2 партнера + 2 своб. е-пары = 4 объекта)  $\Rightarrow$  sp<sup>3</sup>

# ВЫВОДЫ

- Большинство **биогенных элементов** сосредоточено в 3-ёх первых периодах таблицы Менделеева.
- По их положению в таблице Менделеева можно узнать электронные конфигурации внешнего валентного уровня.
- Для определения типа гибридизации **углерода** в органических молекулах достаточно определить количество  $\sigma$ -связей, образованных данным атомом. Для неорганических веществ необходимо *помимо*  $\sigma$ -связей учитывать количество неподелённых пар электронов.



# СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ!



# Литература

Основная:

- Слесарев В.И. – Химия: Основы химии живого: Учебник для вузов.– 3-е изд., испр. – СПб: Химиздат. – 2007. – 784с.
- Тюкавкина Н. А., Бауков Ю.И. – Биоорганическая химия : Учебник. – М.: ДРОФА. – 2006. – С. 24 – 36.